

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
ФГБОУ ВО «Нижевартовский государственный университет»

ХИМИЯ

Рабочая тетрадь

Студента I курса _____ группы

(Ф.И.О.)

Нижевартовск
2019

ББК 24.1я73
X 46

Печатается по постановлению Редакционно-издательского совета
ФГБОУ ВО «Нижевартовский государственный университет»

Рецензенты:

кандидат хим. наук, доцент кафедры химии и методики преподавания химии
ФГБОУ ВО «ОмГПУ» *В.А. Шелонцев*;

кандидат геогр. наук, доцент кафедры нефтегазового дела
филиала ФГБОУ ВО «ТИУ» в г. Нижневартовске *И.С. Аитов*

X 46 **Химия** : рабочая тетрадь / составитель С.П. Мальгина. – Нижневартовск: НВГУ,
2019. – 111 с.

ISBN 978-5-00047-523-2

Рабочая тетрадь предназначена для внеаудиторной самостоятельной работы студентов I курса очной и заочной форм обучения следующих специальностей: 13.03.01 – Теплоэнергетика и теплотехника, 13.03.02 – Электроэнергетика и электротехника, 05.03.06 – Экология и природопользование, 20.03.01 – Техносферная безопасность, 20.03.02 – Природообустройство и водопользование, 21.03.02 – Землеустройство и кадастры, 15.03.04 – Автоматизация технологических процессов и производств, 21.03.01 – Нефтегазовое дело. Пособие содержит контрольные задания, методические указания к выполнению лабораторных работ, предусмотренных рабочей программой учебной дисциплины «Химия», и служит для закрепления знаний и приобретения навыков в решении задач и упражнений.

ББК 24.1я73

ISBN 978-5-00047-523-2

© НВГУ, 2019

© Мальгина С.П., составление

Редактор *Н.В. Титова*
Технический редактор *Н.В. Титова*

Изд. лиц. ЛР № 020742. Подписано в печать 24.09.2019
Формат 60×84/8. Бумага для множительных аппаратов
Гарнитура Times. Усл. печ. листов 13,9
Заказ 2094

Электронная версия
Отдел издательской политики и сопровождения публикационной деятельности
628616, Тюменская область, г. Нижневартовск, ул. Маршала Жукова, 4
e-mail: izd@nvsu.ru

СОДЕРЖАНИЕ

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА.....	4
Методические указания к занятию № 1 ВВОДНОЕ ЗАНЯТИЕ. ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ	5
Методические указания к занятию № 2 КЛАССЫ ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ	8
Методические указания к занятию № 3 УЧЕНИЕ О РАСТВОРАХ. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРОВ.	14
Методические указания к занятию № 4 ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ	18
Методические указания к занятию № 5 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ.....	24
Методические указания к занятиям № 6–7 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ	28
Методические указания к занятию № 8 КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ	34
Тестовые задания для самоконтроля	39
Контрольная работа «Строение атома и Периодическая система Д.И. Менделеева».....	45
Контрольная работа «Общие закономерности протекания химических процессов».....	57
Контрольная работа «Окислительно-восстановительные реакции».....	68
Контрольная работа «Растворы электролитов»	79
Вопросы к зачету.....	94
ЛИТЕРАТУРА.....	96
ПРИЛОЖЕНИЕ.....	97

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Рабочая тетрадь по химии предназначена для проведения внеаудиторной самостоятельной работы студентов I курса очной и заочной форм обучения по следующим специальностям: 13.03.01 – Теплоэнергетика и теплотехника, 13.03.02 – Электроэнергетика и электротехника, 05.03.06 – Экология и природопользование, 20.03.01 – Техносферная безопасность, 20.03.02 – Природообустройство и водопользование, 21.03.02 – Землеустройство и кадастры, 15.03.04 – Автоматизация технологических процессов и производств, 21.03.01 – Нефтегазовое дело. Данное учебное пособие разработано с целью организации самостоятельной подготовки студентов к занятиям и выполнению лабораторных работ.

Рабочая тетрадь содержит задания и задачи, предназначенные для формирования умений и навыков, необходимых для реализации основных профессиональных компетенций, а также для закрепления теоретического материала по химии.

В рабочей тетради имеются методические указания к лабораторным работам, которые состоят из следующих разделов:

1. Тема.
2. Цель занятия.
3. Теоретическая часть, включающая основной теоретический материал изучаемой темы.
4. Вопросы и задания, которые студенты должны выполнить для подготовки к лабораторной работе.
5. Экспериментальная часть, где дается подробное описание хода работы; отмечены вопросы, на которые необходимо ответить письменно.
6. Контрольные вопросы и задачи.
7. Литература для самоподготовки: в перечне указаны основные и дополнительные источники, необходимые для подготовки к занятиям.

Усвоение материала проверяется на каждом лабораторном занятии, оценивается в баллах, максимальное число которых равно пяти.

В рабочей тетради даны задания четырех итоговых контрольных работ с индивидуальными вариантами для каждого студента. Контрольные работы выполняются в тетради в течение семестра. Также приведены примерные тестовые задания, которые помогут студентам подготовиться к итоговому тесту в конце семестра.

Данное пособие поможет студентам при подготовке к занятиям и зачетам (экзаменам).

Рабочая тетрадь содержит подробные указания по правилам работы с химической посудой, реактивами и приборами, перечень требований по технике безопасности, правила оформления лабораторных работ.

Методические указания к занятию № 1

ВВОДНОЕ ЗАНЯТИЕ. ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ

Цель работы. Изучить цели и задачи курса, правила работы в химической лаборатории.

Вопросы для обсуждения:

1. Устройство и оборудование химической лаборатории.
2. Техника безопасности при работе в химической лаборатории.
3. Лабораторная посуда: понятие и классификация.

Теоретическая часть

В аудиторию запрещается заходить в верхней одежде. Работа в химической лаборатории проводится только в халате.

Звуковые сигналы мобильных телефонов во время занятий необходимо отключать.

Запрещается покидать помещение лаборатории без разрешения преподавателя. Запрещается без разрешения преподавателя включать и выключать электричество на рабочих столах, водяные краны, приборы.

Рабочее место необходимо содержать в чистоте, не загромождать лишними предметами. На рабочем столе должно находиться только то, что необходимо для выполнения текущей работы.

Реактивы, предназначенные для общего пользования, находятся в специально отведенных для них местах (под тягой, на полках рабочих мест), нельзя перемещать их оттуда. После взятия требуемого количества реактива следует немедленно закрыть склянку пробкой во избежание разлива реактива. Если к бутылки с раствором не прилагается пипетка, необходимо использовать чистую пипетку, которую после этого промыть. Твердые реактивы следует брать из тары шпателем или специальной ложкой.

По окончании работы необходимо убрать свое рабочее место, выключить приборы, которые использовали, и сдать свое рабочее место лаборанту (преподавателю).

Запрещается проводить опыты, не относящиеся к данной работе.

При создании нестандартной ситуации в лаборатории следует немедленно сообщить об этом преподавателю и выйти из лаборатории.

Техника выполнения лабораторных работ и техника безопасности.

В лабораторных работах используются едкие, агрессивные и ядовитые вещества, поэтому работа в химической лаборатории безопасна лишь при строгом соблюдении общих правил и требований техники безопасности.

При выполнении лабораторных работ необходимо соблюдать следующие общие правила:

1. Содержать рабочее место в чистоте и порядке.
2. Приступать к выполнению опыта лишь с разрешения преподавателя.
3. Выполнять опыты с соблюдением всех требований, содержащихся в методических указаниях.
4. Соблюдать тишину в лаборатории. Запрещается есть, пить и заниматься посторонними делами.
5. После использования реактива сразу ставить его в штатив, не нарушая порядка на рабочем месте.
6. Правильно пользоваться нагревательными приборами и строго соблюдать правила безопасности при нагревании:
 - не нагревать вещества в толстостенной посуде;
 - отверстие пробирки при нагревании направлять в сторону от себя и своих товарищей, не наклоняться над нагреваемой посудой;

– в пробирке нагревать только небольшие количества вещества (жидкость должна занимать не более 1/3 объема пробирки);

– пробирку с веществом сначала прогревать всю, затем нагревать в нужном месте, не вынимая из пламени спиртовки. Между держателем и отверстием пробирки должен быть зазор в 1 см;

– после нагревания немедленно погасить пламя спиртовки крышкой.

7. После окончания работы обязательно вымыть руки. После выполнения опытов содержимое пробирок вылить в специальную бутылку темного стекла, которая находится в вытяжном шкафу. Использованную посуду промыть с использованием порошка и смыть большим количеством воды.

8. Соблюдать экономию при расходовании реактивов, электроэнергии, дистиллированной воды, бережно относиться к химической посуде, лабораторному оборудованию, учебно-методическим материалам.

Среди химических реагентов имеются ядовитые вещества, оказывающие токсическое воздействие на организм человека в целом (мышьяк, сурьма, свинец, ртуть и их соединения, галогены, сероводород, оксид углерода (II), оксиды азота и др.), и агрессивные вещества, оказывающие локальные воздействия на кожу (кислоты и щелочи). При работе с ними необходимо соблюдать следующие правила по технике безопасности:

1. Все опыты с ядовитыми и сильно пахнущими веществами, а также нагревание и выпаривание растворов производить только в вытяжном шкафу с опущенным стеклом на 2/3.

2. Определять запах вещества следует, направляя воздух к себе легким движением руки.

3. Работы с кислотами и щелочами проводить так, чтобы реактивы не попадали на одежду, лицо, руки. Наливая раствор в пробирку, держать ее перед собой на расстоянии вытянутой руки.

4. Химические сосуды без этикетки не открывать. При обращении с неизвестными веществами проявлять повышенную осторожность.

5. Немедленно убирать все пролитое, разбитое и просыпанное на столах или на полу в лаборатории. Если кислота прольется на стол или на пол, нейтрализовать ее щелочью или содой.

6. Набирать в пипетки аликвотное количество жидкости при помощи резиновой груши.

7. При измельчении сухих едких веществ и щелочей надевать защитные очки и резиновые перчатки. Брать твердую щелочь только пинцетом или щипцами.

8. Не употреблять для опытов вещества из капельниц, колб и упаковок без этикеток и с неразборчивыми надписями.

9. Уметь оказывать первую помощь пострадавшим, когда это необходимо: в химической лаборатории имеется аптечка с инструкцией первой медицинской помощи.

10. При приготовлении растворов серной кислоты лить ее в воду, а не наоборот, так как данная реакция экзотермическая, и возможно разбрызгивание концентрированной кислоты. При этом следует пользоваться тонкостенной склянкой или фарфоровой посудой.

11. Не брать домой никакие вещества из лаборатории.

12. При порезах стеклом рану продезинфицировать раствором перманганата калия или спиртом, обработать йодом и перевязать бинтом.

13. После оказания первой помощи пострадавшего направить к врачу.

14. Знать, где находятся противопожарные средства и порядок срочной эвакуации из лаборатории при пожаре: в целях противопожарной безопасности химическая лаборатория снабжена углекислотным огнетушителем, ящиком с песком, асбестовой тканью.

15. Обо всех случаях отклонения от нормального хода лабораторного занятия, нарушения настоящих правил сообщать преподавателю, лаборанту.

Лабораторная посуда: понятие и классификация

Посуда общего назначения

Пробирки:

- простые;
- градуированные;
- остродонные.

Воронки:

- для фильтрования;
- делительные воронки.

Химические стаканы

Колбы:

- плоскодонные круглые;
- плоскодонные конические.

Посуда специального назначения

Круглодонные колбы

Эксикаторы

Капельницы

Мерная посуда

Мерные цилиндры

Мерные колбы

Бюретки

Пипетки:

- градуированные;
- пипетки Мора.

Практическая часть

Выучить правила техники безопасности при работе в химической лаборатории. Защитить теоретическую часть. Расписаться в журнале по технике безопасности.

Литература для самоподготовки

1. Габриелян О.С. Общая и неорганическая химия: Учебное пособие для студентов вузов, обучающихся по направлению 050100 «Пед. образование» / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, Е.Г. Турбина. М.: Академия, 2011. 479 с.
2. Григорьева О.С., Рязанова Л.З., Мифтахова Н.Ш. Общая и неорганическая химия: Лабораторный практикум с использованием микрохимического оборудования по дисциплине «Общая и неорганическая химия». Казань: КГТУ, 2010. Ч. 1. 137 с.
3. Коровин Н.В. Лабораторный практикум: Учебное пособие / Н.В. Коровин, В.К. Камышова, Е.Я. Удрис; под общ. ред. Н.В. Коровина. М.: КНОРУС, 2017. 336 с.
4. Общая и неорганическая химия: Учебный справочник / А.Ф. Гусева, И.Н. Аتمانских, Л.И. Балдина, И.Е. Анимца, С.С. Нохрин, Н.А. Кочетова; отв. ред. С.С. Нохрин. Екатеринбург: Изд-во Уральского ун-та, 2012. 80 с.
5. Сироткин О.С. Химия: Учебник / О.С. Сироткин, Р.О. Сироткин. М.: КНОРУС, 2019. 364 с.

Методические указания к занятию № 2

КЛАССЫ ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы. Познакомиться с важнейшими классами неорганических соединений: оксидами, основаниями, кислотами и солями; способами их получения и свойствами.

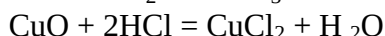
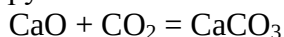
Теоретическая часть

Известно около 300 тысяч неорганических соединений; их можно разделить на четыре важнейших класса – оксиды, основания, кислоты и соли.

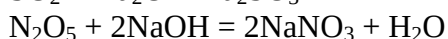
Оксиды – продукты соединения элементов с кислородом. Различают солеобразующие и несолеобразующие оксиды, а также пероксиды, которые по свойствам относятся к солям пероксида водорода H_2O_2 . Пероксиды образуют щелочные металлы Li, Na, K, Rb, Cs и щелочноземельные металлы Ca, Sr, Ba. Несолеобразующих оксидов немного (например, CO, NO, N_2O), они не образуют солей ни с кислотами, ни с основаниями.

Солеобразующие оксиды подразделяют на основные, кислотные и амфотерные.

Основные оксиды образуют металлы с низшими степенями окисления +1, +2, их гидратами являются основания. Основания щелочноземельных металлов (Ca, Sr, Ba) также образуются при растворении в воде соответствующих оксидов, но их растворимость меньше, к щелочам приближается только гидроксид бария $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Основные оксиды реагируют с кислотными оксидами и кислотами, образуя соли:

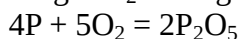
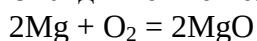


Неметаллы (B, C, N, P, S, Cl и др.), а также металлы, расположенные в побочных подгруппах больших периодов в высших степенях окисления +5, +6, +7 (V, Cr, Mn и др.), образуют *кислотные оксиды*, взаимодействие которых с основными оксидами и основаниями приводит к образованию солей:

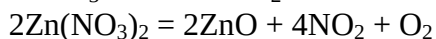
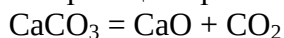


Металлы главных и побочных подгрупп средних степеней окисления +3, +4 (Cr, Mn, Sn и др.), иногда +2 (Sn, Pb) образуют *амфотерные оксиды*. Их гидраты проявляют как основные, так и кислотные свойства, реагируя и с кислотами, и с основаниями.

Оксиды можно получить реакцией соединения элемента с кислородом:



или реакцией разложения сложного вещества:

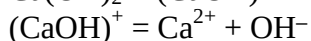


Продукты взаимодействия оксидов с водой называют *гидроксидами*, или гидроокисями. Их состав выражают общей формулой $\text{Э}(\text{OH})_n$, где Э – атом элемента, n – индекс, соответствующий степени окисления Э. В зависимости от природы атома элемента гидроксида диссоциируют по связи Э–ОН и по связи ЭО–Н с образованием основных (основания), кислотных (кислоты) и амфотерных (амфолиты) гидроксидов.

Основания при диссоциации в растворе в качестве анионов образуют только гидроксид-ионы:



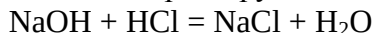
Кислотность основания определяется числом ионов OH^- . Многокислотные основания диссоциируют ступенчато:



Водные растворы хорошо растворимых оснований называют *щелочами*. Щелочи получают растворением оксидов в воде:

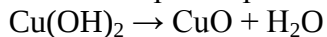


Основания реагируют с кислотами, образуя соль и воду:

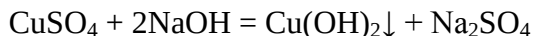


Если основание и кислота взаимодействуют в эквивалентных отношениях, то среда становится нейтральной. Такая реакция называется реакцией нейтрализации.

Многие нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются:



Нерастворимые в воде основания обычно получают действием щелочей на растворимые соли металлов:

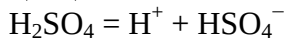


Кислоты, согласно теории электролитической диссоциации, в качестве катиона образуют только катионы водорода H^+



Различают кислоты *бескислородные* (HCl , HI , H_2S , HCN и др.) и *кислородсодержащие* (HNO_3 , H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_3PO_4 и др.).

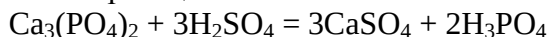
Основность кислоты определяется числом катионов водорода, образующихся при диссоциации. Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:



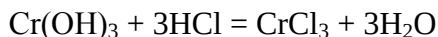
Кислоты получают растворением кислотных оксидов в воде:



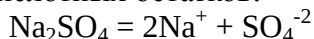
или по реакции обмена соли с кислотой:



Амфотерные гидроксиды реагируют с основаниями как кислоты, с кислотами – как основания:

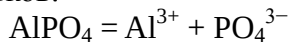


Соли при диссоциации образуют катионы металлов (или ион аммония NH_4^+) и анионы кислотных остатков:



Различают *средние*, *кислые* и *основные соли*. Существуют также *двойные соли*, образованные разными металлами и одним кислотным остатком $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, и *смешанные*, образованные одним металлом и разными кислотными остатками CaClOCl .

Средние соли можно рассматривать как продукты полного замещения атомов водорода в кислоте атомами металла или гидроксогрупп основания кислотными остатками: NaCl , K_2SO_4 , AlPO_4 . Средние соли диссоциируют на катионы металла и анионы кислотных остатков:



Кислые соли являются продуктами неполного замещения атомов водорода многоосновных кислот атомами металла: NaHSO_4 , $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$, KHCO_3 .

Диссоциация кислой соли выражается уравнением



Основные соли являются продуктами неполного замещения гидроксогрупп многокислотного основания на кислотные остатки: CaOHCl , $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$.

Вопросы для подготовки к лабораторной работе

1. Какие бинарные соединения называются оксидами? Какими способами можно получить оксиды? Приведите примеры реакций.
2. Какие вещества называются кислотами? Приведите примеры реакций получения кислот.
3. Чем определяется основность кислот? Приведите примеры кислот различной основности.
4. Какие вещества называются основаниями? Приведите примеры реакций получения оснований.
5. Чем определяется кислотность оснований? Приведите примеры оснований различной кислотности.
6. Какие химические соединения относятся к классу солей? Приведите примеры солей различных типов и способов их получения.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Получение оксида магния высокотемпературным окислением.

Стружку сплава магния возьмите тигельными щипцами и внесите в пламя спиртовки. Опыт проводите над фарфоровой чашкой. Напишите уравнения реакции образования оксида магния.

Осторожно опустите стружку с образовавшимся оксидом в пробирку с дистиллированной водой, добавьте 2–3 капли фенолфталеина, который является индикатором на наличие ионов OH^- , определяющих щелочную среду, отметьте окраску раствора. Напишите уравнение реакции образования гидроксида магния.

Опыт 2. Получение оксида реакцией разложения.

Возьмите тигельными щипцами кусочек мела и прокалите его в пламени спиртовки. Напишите уравнение реакции разложения карбоната кальция.

Опустите прокаленный мел в пробирку с дистиллированной водой, добавьте 2–3 капли фенолфталеина, отметьте окраску раствора. Напишите уравнение реакции образования гидроксида кальция _____

Опыт 3. Получение гидроксида никеля.

Опыт выполняется капельным методом. Внесите по 2–4 капли 0,2 н. раствора соли никеля в 3 пробирки, добавьте в каждую по 4 капли 2 н. раствора гидроксида натрия, обратите внимание на окраску образовавшегося гидроксида никеля. Напишите уравнение реакции.

Проверьте растворимость гидроксида никеля в кислоте и избытке щелочи, для чего в одну пробирку добавьте 4–6 капель щелочи, в другую – 2–3 капли 2 н. раствора соляной кислоты. Напишите уравнение протекающей реакции.

Укажите характер гидроксида никеля _____

Опыт 4. Получение гидроксида алюминия.

Опыт выполняется капельным методом. Внесите по 2–4 капли 0,2 н. раствора соли алюминия в 3 пробирки, добавьте в каждую по 2 капли 2 н. раствора гидроксида натрия. Напишите уравнение реакции.

Проверьте растворимость гидроксида алюминия в кислоте и избытке щелочи, для чего в одну пробирку добавьте 2–3 капли щелочи, в другую – 2–3 капли 2 н. раствора соляной кислоты. Напишите уравнение протекающих реакций.

Определите свойства гидроксида алюминия _____

Опыт 5. Получение гидроксида меди.

В пробирку налейте 1–2 мл 0,4 н. раствора соли меди, добавьте 3–4 мл 4 н. раствора гидроксида натрия, отметьте окраску образовавшегося осадка. Напишите уравнение реакции.

Закрепите в держателе пробирку и осторожно нагрейте ее в пламени спиртовки, обратите внимание на изменение цвета осадка. Напишите уравнения реакции разложения гидроксида меди.

Опыт 6. Получение уксусной кислоты.

В пробирку поместите небольшое количество кристаллического ацетата натрия CH_3COONa и по каплям прилейте 2 н. раствора соляной кислоты, обратите внимание на появление запаха уксуса. Напишите уравнение реакции в молекулярной и молекулярно-ионной форме.

Опыт 7. Получение угольной кислоты.

В пробирку поместите небольшой кусочек мела и прилейте 2 н. раствора соляной кислоты. Опишите происходящие явления, напишите уравнение реакции в молекулярной и молекулярно-ионной форме.

Опыт 8. Получение средней соли.

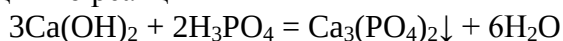
Опыт выполняется капельным методом. Внесите в пробирку 2–4 капли 0,2 н. раствора соли бария, добавьте 2 капли 0,2 н. раствора сульфата натрия. Напишите уравнение реакции в молекулярной и молекулярно-ионной форме.

Опыт 9. Получение основной соли.

Опыт выполняется капельным методом. Внесите в пробирку 2–4 капли 0,4 н. раствора соли кобальта, добавьте 2 капли 4 н. раствора гидроксида натрия, обратите внимание на образование голубого осадка основной соли кобальта, добавьте избыток гидроксида натрия, обратите внимание на изменение цвета осадка. Напишите уравнение реакции в молекулярной и молекулярно-ионной форме.

Опыт 10. Получение кислой соли.

Налейте в пробирку 2–3 мл насыщенного раствора гидроксида кальция, добавьте по каплям 2 н. раствора фосфорной кислоты до выпадения осадка средней соли фосфата кальция по реакции



В избытке фосфорной кислоты осадок растворяется с образованием кислой соли:



Напишите уравнения приведенных реакций в молекулярно-ионной форме.

Сделайте общий вывод по работе.

Контрольные вопросы и задачи

1. Через какой промежуточный продукт, легко разлагающийся при нагревании, можно получить оксид металла из его соли? Покажите на примерах:

а) $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$; б) $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuO}$; в) $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$.

2. Возможно ли взаимодействие между оксидами:

а) Li_2O и SO_3 ;

б) Na_2O и BeO ;

в) Al_2O_3 и K_2O ;

г) BaO и MgO ;

д) N_2O_5 и ZnO ?

3. Анализом установлено, что в образце оксида бария массовая доля примеси сульфата бария составляет 10%. Как был проведен анализ и какой объем раствора нужного реагента концентрации 2 моль/л был затрачен на обработку навески массой 5 г? (Ответ: 30 мл реагента).

4. С какими из перечисленных веществ взаимодействует соляная кислота: MgO ; AgNO_3 ; SO_3 ; CuSO_4 ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; Cu ; Fe ; KOH ?

5. Какие свойства гидроксидов NaOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Ni}(\text{OH})_2$ могут быть использованы для их разделения из твердой смеси?

Литература для самоподготовки

1. Габриелян О.С. Общая и неорганическая химия: Учебное пособие для студентов вузов, обучающихся по направлению 050100 «Пед. образование» / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, Е.Г. Турбина. М.: Академия, 2011. 479 с.
2. Григорьева О.С., Рязанова Л.З., Мифтахова Н.Ш. Общая и неорганическая химия: лабораторный практикум с использованием микрохимического оборудования по дисциплине «Общая и неорганическая химия». Казань: КГТУ, 2010. Ч. 1. 137 с.
3. Коровин Н.В. Лабораторный практикум: Учебное пособие / Н.В. Коровин, В.К. Камышова, Е.Я. Удрис; под общ. ред. Н.В. Коровина. М.: КНОРУС, 2017. 336 с.
4. Общая и неорганическая химия. Учебный справочник / А.Ф. Гусева, И.Н. Атманских, Л.И. Балдина, И.Е. Анимица, С.С. Нохрин, Н.А. Кочетова; отв. ред. С.С. Нохрин. Екатеринбург: Изд-во Уральского ун-та, 2012. 80 с.
5. Сироткин О.С. Химия: Учебник / О.С. Сироткин, Р.О. Сироткин. М.: КНОРУС, 2019. 364 с.

Методические указания к занятию № 3

УЧЕНИЕ О РАСТВОРАХ. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРОВ

Цель работы. Ознакомиться со способами выражения концентрации растворов и освоить практические приемы приготовления растворов заданной концентрации.

Теоретическая часть

По агрегатному состоянию растворы могут быть жидкими (морская вода), газообразными (воздух) или твердыми (многие сплавы металлов). Различают истинные, коллоидные растворы и взвеси: истинные растворы – размер частиц 10^{-7} – 10^{-8} см, т. е. атомы или молекулы; коллоидные растворы – размер частиц 10^{-5} – 10^{-7} см, т. е. растворы органических веществ; взвеси – размер частиц $>10^{-5}$ см. Растворы – однородная многокомпонентная система, состоящая из растворителя, растворенных веществ и продуктов их взаимодействия. Обычно растворителем является тот компонент, агрегатное состояние которого не изменяется при образовании раствора. При одинаковых агрегатных состояниях компонентов растворителем считают вещество, содержание которого в растворе наибольшее. Растворы бывают:

газообразные	жидкие	твердые
газ – газ	жидкость – газ	твердое вещество – газ
газ – жидкость	жидкость – жидкость	твердое вещество – жидкость
газ – твердое вещество	жидкость – твердое вещество	твердое вещество – твердое вещество

Физическая и химическая теория растворов. Растворы образуются за счет взаимодействия частиц растворенного вещества с частицами растворителя и занимают промежуточное положение между химическими соединениями и механическими смесями. Существовало две точки зрения на природу растворов: физическая и химическая. Согласно физической теории растворы рассматриваются как смеси, возникающие в результате распределения растворяемого вещества в среде растворителя. Свойства растворов зависят только от числа молекул растворимого вещества в данном объеме раствора. Физическая теория не объясняла тепловые эффекты при растворении, образование кристаллогидратов и уменьшение объема при растворении (Вант-Гофф, Аррениус, Рауль). Согласно химической теории растворов растворенное вещество и растворитель взаимодействуют между собой с образованием нестойких комплексов – сольватов (или для водных растворов – гидратов). Процесс образования таких комплексов называется сольватацией (гидратацией). Во многих случаях такие соединения непрочны и легко разлагаются при нагревании. При этом выкристаллизовываются не чистые соли, а их соединения с водой – кристаллогидраты ($\text{CuSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$). В настоящее время известно, что эти комплексы образуются за счет донорно-акцепторного, диполь-дипольного взаимодействия, водородных связей и т. д. В результате этого взаимодействия выделяется тепло. Таким образом, процесс растворения – это сложный физико-химический процесс, при котором растворы образуются за счет взаимодействия частиц растворенного вещества и растворителя (Д.П. Коновалов, И.А. Каблуков, Н.С. Курнаков).

Растворимость – это концентрация насыщенного раствора. По растворимости в воде все вещества делятся на три группы: а) хорошо растворимые – в 100 г воды растворяется более 10 г вещества (сахар, медный купорос, поваренная соль, спирт и т. д.); б) малорастворимые – растворяется менее 1 г вещества (гипс, сульфат железа, азот и т. д.); в) практически нерастворимые – в раствор переходит менее 0,01 г вещества (стекло, серебро, золото

и т. д.). Растворимость вещества зависит от: природы растворенного вещества и растворителя; температуры; давления; площади соприкосновения твердого вещества с жидкостью.

Природа растворяемого вещества. Кристаллические вещества подразделяются на: • Р – хорошо растворимые (более 1,0 г на 100 г воды); • М – малорастворимые (0,1–1,0 г на 100 г воды); • Н – нерастворимые (менее 0,1 г на 100 г воды) (см. Приложение, табл. 4).

Природа растворителя. Подобное растворяется в подобном. При образовании раствора связи между частицами каждого из компонентов заменяются связями между частицами разных компонентов. Чтобы новые связи могли образоваться, компоненты раствора должны иметь однотипные связи, т. е. быть одной природы. Поэтому ионные вещества хорошо растворяются в полярных растворителях и плохо – в неполярных, а молекулярные вещества – наоборот.

Влияние температуры. Если растворение вещества является экзотермическим процессом, то с повышением температуры его растворимость уменьшается (например, Ca(OH)_2 в воде) и наоборот. Для большинства солей характерно увеличение растворимости при нагревании. Практически все газы растворяются с выделением тепла. Растворимость газов в жидкостях с повышением температуры уменьшается, а с понижением увеличивается. Растворимость газов в жидкостях пропорциональна их парциальным давлениям (закон Генри).

Влияние давления. С повышением давления растворимость газов в жидкостях увеличивается, а с понижением уменьшается. По количеству растворенного вещества в растворителе растворы бывают ненасыщенные, насыщенные и перенасыщенные. Ненасыщенный раствор – раствор, содержащий меньше вещества, чем в насыщенном. Насыщенным называется раствор, который находится в динамическом равновесии с избытком растворенного вещества. Если молекулярные или ионные частицы, распределенные в жидком растворе, присутствуют в нем в таком количестве, что при данных условиях не происходит дальнейшего растворения вещества, раствор называется насыщенным. Перенасыщенный раствор – раствор, содержащий больше вещества, чем в насыщенном. Перенасыщенные растворы очень неустойчивы. Помешивание, встряхивание, добавление крупинок соли может вызвать кристаллизацию избытка соли и переход в насыщенное устойчивое состояние.

Состав раствора количественно принято выражать через безразмерные относительные величины – доли (массовую, объемную молярную) и размерные величины – концентрации.

Концентрация показывает отношение массы или количества растворенного вещества в единице объема раствора.

Массовая доля – это отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора.

Молярная концентрация (М) определяется числом молей вещества в 1 л раствора. Для определения молярной концентрации эквивалентов необходимо ввести ряд понятий. *Эквивалентом* называют реальную или условную частицу вещества X, которая в данной кислотно-основной реакции эквивалентна одному иону водорода или в данной реакции окисления-восстановления – одному электрону. Под условной частицей понимают молекулу, ион, электрон. Величина эквивалента изменяется в зависимости от стехиометрии реакции. Поэтому введено понятие «*фактор эквивалентности*» – это число, обозначающее, какая доля реальной частицы вещества X эквивалентна одному иону водорода в данной кислотно-основной реакции или одному электрону в данной реакции окисления-восстановления.

Молярной массой эквивалента вещества X называется масса одного моля эквивалента этого вещества, равная произведению фактора эквивалентности на молярную массу вещества.

Вопросы для подготовки к лабораторной работе

1. Дайте определение понятий «раствор», «растворитель», «растворенное вещество».
2. Что такое тепловой эффект химической реакции?
3. Перечислите определения количественных характеристик растворов: титр раствора, массовая доля растворенного вещества, моляльная и молярная концентрации растворов.
4. Что такое истинный раствор? Перечислите его характеристики.
5. Объясните механизм образования растворов. Какие тепловые эффекты могут происходить при растворении веществ?
6. Дайте определение растворимости. Перечислите факторы, влияющие на величину растворимости.
7. Какие существуют способы выражения количественного состава растворов? Приведите примеры расчетов по определению количественного состава растворов.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Приготовление раствора соли с заданной концентрацией.

Варианты:

- 1) 100 мл р-ра $C_m = 0,6 \text{ KNO}_3$;
- 2) 200 мл р-ра $C_n = 0,25 \text{ K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$;
- 3) 250 мл р-ра $C_m = 0,5 \text{ NaCl}$;
- 4) 250 мл р-ра $C_m = 0,5 \text{ NH}_4\text{Cl}$;
- 5) 200 мл р-ра $C_n = 0,25 \text{ K}_2\text{SO}_4$;
- 6) 250 мл р-ра $C_m = 0,5 \text{ KCl}$.

Рассчитайте количество граммов сухой соли $m(x)$, необходимое для приготовления заданного раствора.

Результаты расчетов проверьте у преподавателя. Отвесьте на технохимических весах рассчитанное количество вещества. В мерную колбу, соответствующую заданному в опыте 1 объему, вставьте воронку с укороченным концом, перенесите аккуратно в нее навеску соли. Небольшим количеством дистиллированной воды обмойте воронку и смойте всю соль в колбу. Постепенно добавляя воду и перемешивая жидкость легким круговым движением колбы, добейтесь полного растворения вещества. После растворения всей соли добавьте воду в колбу до метки. Последние порции следует добавлять по каплям из пипетки. Плотнo закройте колбу пробкой и перемешайте раствор, несколько раз поворачивая колбу вверх дном. Раствор в мерной колбе оставьте для следующего опыта.

Опыт 2. Приготовление раствора соли заданной концентрации из более концентрированного раствора.

Приготовьте раствор с массовой долей вещества $w = 0,02$ (или 2%).

Варианты:

- 1) 180 мл KNO_3 ;
- 2) 200 мл $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$;
- 3) 140 мл NaCl ;
- 4) 130 мл NH_4Cl ;
- 5) 160 мл K_2SO_4 ;
- 6) 150 мл KCl .

Рассчитайте объем раствора (мл), полученного в опыте 1, который необходимо взять для приготовления раствора в опыте 2, и разбавьте затем водой до заданного объема в опыте 2.

Результаты расчета (в мл) проверьте у преподавателя. Отмерьте цилиндром рассчитанный объем V_3 и долейте дистиллированной водой до заданного объема V_2 . Тщательно перемешайте раствор и определите плотность полученного раствора. Для этого в цилиндр с раствором, заполненным приблизительно на три четверти его высоты, погрузите арео-

метр (измерения производятся на столе у преподавателя). Во время наблюдения ареометр не должен касаться стенок цилиндра. Показания шкалы ареометра на уровне поверхности раствора отвечают его плотности. Измерения повторите. Определите ошибку эксперимента.

Сделайте общий вывод по работе.

Контрольные вопросы и задачи

1. В 600 см^3 H_2O растворили 70 г KOH. Плотность получившегося раствора оказалась равной $1,08 \text{ г/см}^3$. Рассчитайте: а) массовую долю KOH; б) молярную долю KOH; в) молярную концентрацию KOH; г) моляльную концентрацию KOH; д) титр раствора.

2. Молярная концентрация KMnO_4 в растворе равна $0,5 \text{ моль/дм}^3$. Плотность раствора составляет $1,05 \text{ г/см}^3$. Рассчитайте: а) моляльную концентрацию KMnO_4 ; б) массовую долю KMnO_4 ; в) молярную долю KMnO_4 ; г) титр раствора.

3. Какую массу (г) кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и какой объем (см^3) 10% раствора CuSO_4 ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$) нужно взять для получения 800 см^3 30% раствора CuSO_4 ($\rho = 1,3 \text{ г/см}^3$)?

4. Какую массу кристаллогидрата (г) $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и какой объем (см^3) H_2O нужно взять для получения 900 мл 20% раствора FeCl_3 ($\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$)?

5. Какой объем (см^3) 5% раствора азотной кислоты ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$) и какой объем (см^3) 50% раствора азотной кислоты ($\rho = 1,5 \text{ г/см}^3$) нужно смешать для получения 2,5 литра 25% раствора азотной кислоты ($\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$)?

6. Какую массу (г) K_2O и какой объем (см^3) 5% раствора калий-гидроксида ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$) нужно взять для получения 1 литра 40% раствора калий-гидроксида ($\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$)?

7. Сколько граммов калий-оксида нужно добавить к 200 см^3 15% раствора KOH ($\rho = 1,12 \text{ г/см}^3$), чтобы получить 20% раствор калий-гидроксида?

8. К 400 см^3 воды добавили 500 см^3 96% раствора серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$). В результате образовался раствор, плотность которого равна $1,225 \text{ г/см}^3$. Определите массовую долю кислоты и ее молярную концентрацию в полученном растворе.

9. Какой объем (см^3) уксусного ангидрида ($\rho = 1,09 \text{ г/см}^3$) и какой объем (см^3) 10% раствора уксусной кислоты ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$) потребуется для получения 800 см^3 40% раствора уксусной кислоты ($\rho = 1,15 \text{ г/см}^3$)?

10. Какую массу (г) P_2O_5 и какой объем (см^3) 20% раствора H_3PO_4 ($\rho = 1,12 \text{ г/см}^3$) нужно взять для получения 1,5 литра 50% раствора H_3PO_4 ($\rho = 1,35 \text{ г/см}^3$).

Литература для самоподготовки

1. Габриелян О.С. Общая и неорганическая химия: Учебное пособие для студентов вузов, обучающихся по направлению 050100 «Пед. образование» / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, Е.Г. Турбина. М.: Академия, 2011. 479 с.

2. Григорьева О.С., Рязанова Л.З., Мифтахова Н.Ш. Общая и неорганическая химия: Лабораторный практикум с использованием микрохимического оборудования по дисциплине «Общая и неорганическая химия». Казань: КГТУ, 2010. Ч. 1. 137 с.

3. Коровин Н.В. Лабораторный практикум: Учебное пособие / Н.В. Коровин, В.К. Камышова, Е.Я. Удрис; под общ. ред. Н.В. Коровина. М.: КНОРУС, 2017. 336 с.

4. Общая и неорганическая химия: Учебный справочник / А.Ф. Гусева, И.Н. Атманских, Л.И. Балдина, И.Е. Анимича, С.С. Нохрин, Н.А. Кочетова; отв. ред. С.С. Нохрин. Екатеринбург: Изд-во Уральского ун-та, 2012. 80 с.

5. Сироткин О.С. Химия: Учебник / О.С. Сироткин, Р.О. Сироткин. М.: КНОРУС, 2019. 364 с.

Методические указания к занятию № 4

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ

Цель работы. Познакомиться с закономерностями протекания химических реакций, факторами, влияющими на скорость реакции и на химическое равновесие.

Теоретическая часть

Скорость химических реакций. Скорость химической реакции равна изменению количества вещества в единицу времени в единице реакционного пространства. В зависимости от типа химической реакции (гомогенная или гетерогенная) меняется характер реакционного пространства. Гомогенной реакцией называется реакция, протекающая в однородной среде (в одной фазе). Гетерогенные реакции протекают на границе раздела фаз, например, твердой и жидкой, твердой и газообразной. Реакционным пространством гомогенных реакций является объем, заполненный реагентами. Так как отношение количества вещества к единице объема называется концентрацией C , то скорость гомогенной реакции – это изменение веществ или продуктов во времени. Различают среднюю и мгновенную скорости реакции. Средняя скорость реакции:

$$v = (C_2 - C_1) / (t_2 - t_1) = -\Delta C / \Delta t,$$

где C_2 и C_1 – концентрации исходного вещества в момент времени t_2 и t_1 . Знак минус означает, что концентрация исходного вещества уменьшается. В ходе реакции изменяются концентрации реагирующих веществ и, соответственно, скорость реакции.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов. Чтобы произошла реакция, необходимо столкновение реагирующих частиц. При одной и той же температуре число столкновений растет с увеличением реагирующих частиц в единице объема, т. е. с возрастанием концентрации реагентов. Соответственно скорость реакции повышается с увеличением концентрации реагирующих веществ. *Закон действующих масс:* скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени стехиометрических коэффициентов. Закон действующих масс был открыт в 1864 г. Гульбергом и Вааге.

Закон действующих масс справедлив только для разбавленных (менее 0,01 М) жидких и газообразных растворов. С увеличением концентрации или давления (для газообразных веществ) возрастают отклонения от закона, особенно для твердых растворов электролитов, содержащих многозарядные ионы.

Влияние температуры на скорость химических реакций. Повышение температуры ускоряет большинство химических реакций. Согласно правилу Вант-Гоффа при повышении температуры на 10 К скорость многих реакций увеличивается в 2–4 раза.

γ – температурный коэффициент Вант-Гоффа, значение которого для эндотермической реакции выше, чем для экзотермической реакции. Для многих реакций γ лежит в пределах 2–4. Температурное правило Вант-Гоффа носит ориентационный характер, так как точность расчетов по нему невысока.

Катализ. Наиболее мощным средством интенсификации химических реакций является применение катализаторов, т. е. веществ, которые ускоряют химические реакции, но не испытывают химических превращений в их результате. Явление изменения скорости реакции под воздействием катализаторов называется катализом. Кроме способности ускорять реакции, многие катализаторы обладают селективностью (избирательностью). Под влиянием катализаторов реакции могут протекать избирательно, т. е. с увеличением выхода определенных продуктов.

Каталитическая активность катализаторов вырастает при добавлении небольших количеств некоторых веществ, называемых промоторами, которые сами по себе обычно ка-

талитически неактивны. Так, скорость окисления серы (IV) на катализаторе V_2O_5 возрастает в сотни раз при добавлении в систему сульфатов щелочных металлов. В то же время имеются вещества, которые ухудшают каталитическую активность. Их называют каталитическими ядами. Каталитическими ядами платиновых катализаторов являются соединения серы, мышьяка, ртути.

Катализаторы уменьшают полную энергию активации процесса, т. к. каталитический процесс идет по другому пути, через другое переходное состояние, с образованием других промежуточных частиц. Активированный комплекс с участием катализаторов имеет меньшую энергию, чем комплекс без катализатора, поэтому энергия активации каталитической реакции ниже, чем энергия некаталитической реакции.

Механизм катализа зависит от типа реакции. Различают гомогенный и гетерогенный катализ. Катализаторы, которые находятся в системе в том же фазовом состоянии, что и реагенты, называются гомогенными. Механизм гомогенного катализа можно объяснить на основе теории промежуточных соединений. Согласно этой теории катализатор образует с реагентами промежуточные соединения, причем разложение последнего является лимитирующей стадией. Это приводит к уменьшению энергии активации реакции.

Если катализаторы и реагенты находятся в разных фазах и имеют границу раздела, то катализ называется гетерогенным. Гетерогенными обычно называются твердые катализаторы, на поверхности которых реагируют газообразные или жидкие вещества.

К наиболее распространенным комплексным катализаторам относятся Pt, Pd, Rh, Fe, Ni, CuO, RuO_2 , V_2O_5 , NiO, Fe_2O_3 , ZnO, SiO_2 , Cr_2O_3 , Al_2O_3 , Ag_2O . Они используются для получения аммиака, азотной и серной кислот, метанола, этилена и других продуктов химической промышленности. Катализ используется при очистке сточных вод. В дальнейшем применение катализаторов поможет также в создании экологически чистых малоотходных технологий.

Для обратимых реакций характерно состояние химического равновесия, когда скорости прямой и обратной реакции равны.

На константу равновесия не влияет изменение концентраций реагентов и продуктов реакции. Однако если выводить непрерывно образующиеся вещества из реакционной смеси (удаление выделяющихся газов, образующихся осадков малорастворимых веществ), то система все время будет находиться в неравновесном состоянии, в ней будет происходить образование все новых и новых количеств продуктов. Выход продуктов обратимой реакции можно повысить и другим путем: либо изменяя температуру реакции, либо повышая давление и концентрации реагентов. В 1884 г. Ле Шателье сформулировал получивший его имя общий принцип смещения химического равновесия. Если на систему, находящуюся в химическом равновесии, воздействовать извне путем изменения какого-либо параметра, влияющего на равновесие, то равновесие смещается в том направлении, которое способствует восстановлению первоначального состояния системы.

Рассмотрим влияние отдельных параметров. Повышение температуры вызывает смещение равновесия в том направлении, в котором обратимая химическая реакция идет с поглощением энергии в форме теплоты, т. е. в направлении эндотермической реакции.

Повышение давления в соответствии с принципом Ле Шателье смещает равновесие в направлении той реакции, которая связана с уменьшением объема системы.

Введение в равновесную систему дополнительных количеств какого-либо реагента вызывает смещение равновесия в том направлении, при котором концентрация введенного реагента будет уменьшаться.

Принцип Ле Шателье имеет огромное практическое значение. Он позволяет качественно определить условия, при которых можно получить максимально возможный выход продуктов от данной реакции.

Вопросы для подготовки к лабораторной работе

1. Дайте определение скорости химических реакций. В каких единицах она измеряется?
2. Составьте кинетические уравнения процессов:
 - а) $\text{Ag} + 2\text{KCN} + 1/4\text{O}_2 + 1/2\text{H}_2\text{O} = \text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2] + \text{KOH}$;
 - б) $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 3/2\text{S}_2(\text{г}) = 3\text{FeS}(\text{к}) + 2\text{O}_2(\text{г})$;
 - в) $\text{Cu}_2\text{O}(\text{к}) + \text{CO}(\text{г}) = 2\text{Cu}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$.
3. Почему при сравнении реакционной способности вещества учитывается константа скорости, а не скорость реакции?
4. Какие ограничения имеет правило Вант-Гоффа?
5. Что характеризует константа равновесия? Какой вывод можно сделать, если для некоторой реакции K намного меньше 1? Составьте выражение константы равновесия для процессов:
 - а) $2\text{CH}_4(\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г})$;
 - б) $\text{MgO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{MgCO}_3(\text{к})$.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ удобно исследовать на примере взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой, идущего по реакции



Образующаяся в результате окислительно-восстановительного процесса сера вызывает помутнение раствора. Однако помутнение становится заметным после того, как концентрация серы достигнет определенной величины. Время t от начала реакции (началом реакции считается момент сливания растворов) до заметного помутнения раствора зависит от скорости реакции V . Это дает возможность судить об относительной скорости реакции: чем больше скорость, тем меньше время.

Приготовьте три раствора различной концентрации. Для этого возьмите три сухие пробирки, внесите в первую 4 капли 1 н. раствора тиосульфата натрия и 8 капель воды, во вторую 8 капель 1 н. раствора тиосульфата натрия и 4 капли воды, в третью 12 капель 1 н. раствора тиосульфата натрия. Первую и вторую пробирку осторожно встряхните.

Добавьте в первую пробирку одну каплю 0,5 н. раствора серной кислоты, одновременно включите секундомер. Измерьте время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметного помутнения. То же проделайте со второй и третьей пробирками.

Количество капель (соль / вода)	Относительная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Промежуток времени от начала отсчета до появления мути t , с	Скорость реакции, $V = 1/t$, с^{-1}
4 / 8	C		
8 / 4	2C		
12 / –	3C		

Постройте график зависимости скорости V (ось ординат) от концентрации C (ось абсцисс). Согласно закону действия масс зависимость скорости реакции от концентрации должна выражаться прямой линией, проходящей через начало координат. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации. Результаты опыта занесите в таблицу.

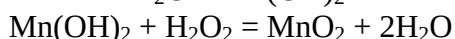
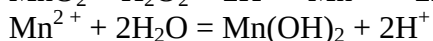
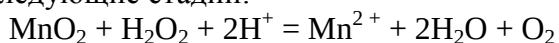
Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры.

В три пробирки внесите по 10 капель 1 н. раствора тиосульфата натрия, в другие три – по 5 капель 0,5 н. раствора серной кислоты и 15 капель воды. По одной пробирке с тиосульфатом натрия и серной кислотой поставьте в большой стакан, держите при комнатной температуре. Остальные попарно поместите в два других больших стакана, опустите в них термометры, налейте в один стакан воды, нагретой до 25 °С, в другой – до 35 °С, в третий – до 45°С. Следите за тем, чтобы температура растворов не поднималась выше указанной. Нагретые растворы одновременно слейте попарно, тотчас включите секундомер, определите время до начала появления помутнения. Полученные данные занесите в таблицу. Вычисляйте температурный коэффициент изучаемой реакции.

Номер пробирки	Температура, °С	Промежуток времени от начала отсчета до помутнения t, с	Скорость реакции, $V = 1/t$, с–1
1	25		
2	35		
3	45		

Опыт 3. Влияние катализатора на скорость реакции.

Изучите влияние гетерогенного катализатора (MnO_2) на скорость разложения пероксида водорода. Предполагается, что реакция с участием диоксида марганца протекает через следующие стадии:



В пробирку внесите 10% раствор пероксида водорода. Отметьте, что в обычных условиях заметного разложения пероксида водорода не наблюдается. Добавьте в пробирку несколько крупинок диоксида марганца. Наблюдайте энергичное выделение газа и с помощью тлеющей лучинки убедитесь, что это кислород. Составьте уравнение реакции.

Опыт 4. Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие.

Рассмотрим реакцию $FeCl_3 + 3KCNS = Fe(CNS)_3 + 3KCl$.

Из веществ, участвующих в этой реакции, только роданид железа интенсивно окрашен в красный цвет. Поэтому всякое изменение его концентрации сказывается на интенсивности изменения окраски раствора. Это позволяет наблюдать, в каком направлении смещается равновесие при изменении концентрации исходных веществ или продуктов реакции.

В четыре пробирки внесите по 5–7 капель 0,0025 н. раствора хлорида железа (III) и роданида калия. Получите интенсивно-красный раствор – цвет образующегося роданида железа (III). Оставьте одну из четырех пробирок с раствором для сравнения, в первую из оставшихся добавьте одну каплю насыщенного раствора хлорида железа (III), во вторую – одну каплю насыщенного раствора роданида калия, в третью – несколько кристалликов хлорида калия.

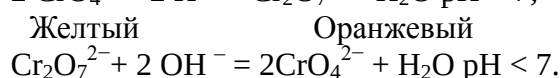
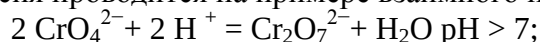
Наблюдайте изменение окраски растворов. О чем оно свидетельствует? Напишите выражение для константы равновесия реакции.

Результаты опытов сведите в таблицу.

Добавленный раствор	Изменение интенсивности окраски (усиление, ослабление)	Направление смещения (вправо, влево)	Изменение концентрации компонентов (увеличение, уменьшение)			
			Fe(CNS) ₃	KCl	KCNS	FeCl ₃
FeCl ₃						
KCNS						
KCl						

Опыт 5. Смещение химического равновесия при изменении среды (кислой или щелочной).

Изучение влияния кислотности среды на положение гомогенного химического равновесия проводится на примере взаимного превращения хромат- и дихромат-ионов:



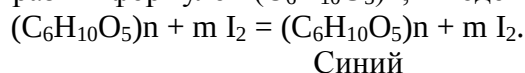
Желтый Оранжевый
Хромат-ионы CrO_4^{2-} существуют преимущественно в нейтральных и щелочных средах, дихромат-ионы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ – в кислотных.

Две пробирки на 1/4 наполните раствором дихромата калия, другие две – раствором хромата калия. Отличаются ли они по цвету?

В одну из пробирок с раствором дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ прилейте 10–15 капель 2 н. раствора гидроксида калия. Вторая пробирка служит для сравнения. Заметна ли разница в краске? В одну из пробирок с раствором хромата калия K_2CrO_4 прилейте 10–15 капель 2 н. раствора серной кислоты. Как изменяется цвет раствора? Напишите уравнения реакций в молекулярной форме.

Опыт 6. Влияние температуры на химическое равновесие.

Влияние температуры на смещение равновесия изучается на процессе образования соединения включения (клатратного соединения) между крахмалом, состав которого можно выразить формулой $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$, и йодом I_2 по обратимой реакции



Синий

В пробирку налейте 4–5 мл водного раствора йода. Добавьте 2–3 капли раствора крахмала (крахмального клейстера). Отметьте происходящие изменения. Содержимое пробирки тщательно перемешайте интенсивным встряхиванием или стеклянной палочкой. Полученный синий раствор разлейте пополам в две пробирки. Одну оставьте в качестве контрольного образца (эталона), а содержимое второй нагрейте, не доводя его до кипения. Отметьте при этом произошедшие изменения в сравнении с контрольным образцом.

Охладите нагретую пробирку сначала на воздухе, а затем под струей холодной водопроводной воды – синее окрашивание появляется вновь. Объясните наблюдаемое явление на основе принципа Ле Шателье.

Сделайте общий вывод по работе.

Контрольные вопросы и задачи

1. Скорость некоторой реакции при 0 °С примем за единицу. Вычислите скорость той же реакции при 100 °С, если температурный коэффициент $\gamma = 3$.
2. Укажите, как повлияет на равновесие в системе:
 $\text{CO(г)} + \text{H}_2\text{O(г)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(г)} + \text{H}_2\text{(г)}$ $\Delta H = + 42 \text{ кДж}$.
а) увеличение температуры;
б) уменьшение давления.
Составьте выражение константы равновесия для данного обратимого процесса.
3. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2,3. Укажите, как изменится скорость этой реакции при повышении температуры на 20 °С.
4. Составьте выражение константы равновесия для реакций:
а) $\text{ZnO(к)} + \text{CO(г)} \rightleftharpoons \text{Zn(к)} + \text{CO}_2\text{(г)}$; $\Delta H > 0$
б) $2\text{CO(г)} + 2\text{H}_2\text{(г)} \rightleftharpoons \text{CH}_4\text{(г)} + \text{CO}_2\text{(г)}$; $\Delta H < 0$
Укажите, как повлияет на равновесие в этих системах:
а) уменьшение температуры,
б) увеличение давления.
5. При повышении температуры на 40 °С скорость реакции увеличилась в 16 раз. Вычислите температурный коэффициент γ .
6. Укажите, в какую сторону сместится равновесие в обратимых реакциях
а) $\text{PCl}_3\text{(г)} + \text{Cl}_2\text{(г)} \rightleftharpoons \text{PCl}_5\text{(г)}$; $\Delta H > 0$
б) $\text{N}_2\text{(г)} + 3\text{H}_2\text{(г)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_3\text{(г)}$; $\Delta H < 0$
при увеличении температуры; при уменьшении давления в системе. Составьте выражение константы равновесия для каждой реакции.

Литература для самоподготовки

1. Григорьева О.С., Рязанова Л.З., Мифтахова Н.Ш. Общая и неорганическая химия: Лабораторный практикум с использованием микрохимического оборудования по дисциплине «Общая и неорганическая химия». Казань: КГТУ, 2010. Ч. 1. 137 с.
2. Коровин Н.В. Лабораторный практикум: Учебное пособие / Н.В. Коровин, В.К. Камышова, Е.Я. Удрис; под общ. ред. Н.В. Коровина. М.: КНОРУС, 2017. 336 с.
3. Общая и неорганическая химия: Учебный справочник / А.Ф. Гусева, И.Н. Атманских, Л.И. Балдина, И.Е. Анимица, С.С. Нохрин, Н.А. Кочетова; отв. ред. С.С. Нохрин. Екатеринбург: Изд-во Уральского ун-та, 2012. 80 с.
4. Сироткин О.С. Химия: Учебник / О.С. Сироткин, Р.О. Сироткин. М.: КНОРУС, 2019. 364 с.

Методические указания к занятию № 5

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

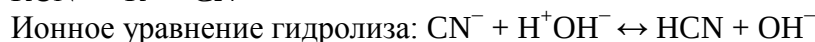
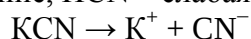
Цель работы. Ознакомиться с закономерностями протекания химических реакций, факторами, влияющими на скорость реакции и на химическое равновесие.

Теоретическая часть

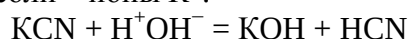
Гидролиз солей – это обменное взаимодействие ионов соли с молекулами воды, в результате которого образуется слабый электролит. При этом смещается равновесие электролитической диссоциации воды и вследствие этого меняется pH раствора. Вода – слабый амфотерный электролит. Молекулы воды могут как отдавать, так и присоединять катионы H^+ (*автопротолиз*). В результате взаимодействия между молекулами в чистой воде содержатся помимо молекул H_2O гидроксид-ионы OH^- и катионы водорода H^+ (точнее, катионы гидроксония H_3O^+): $H_2O + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$. Часто это равновесие изображают упрощенным уравнением: $H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$.

В чистой воде и нейтральных растворах, когда концентрации ионов равны, $pH = pOH = -\lg 10^{-7} = 7$. При $pH < 7$ среда раствора называется кислой. В кислых растворах концентрация катионов водорода больше концентрации гидроксид-ионов и, следовательно, больше 10^{-7} моль/г. При $pH > 7$ среда раствора называется щелочной. В щелочных растворах $[OH^-] > [H^+]$, т. е. больше 10^{-7} моль/г.

Гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой (гидролиз по слабому звену – аниону), рассмотрим на примере цианида калия KCN (KOH – сильное основание, HCN – слабая кислота):



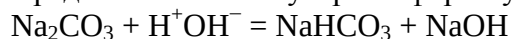
Запишем уравнение гидролиза в молекулярной форме, добавив противоионы исходной соли – ионы K^+ :



Гидролиз соли, содержащей многозарядный анион, идет ступенчато, рассмотрим его на примере карбоната натрия Na_2CO_3 , образованного слабой двухосновной кислотой H_2CO_3 и сильным основанием NaOH:



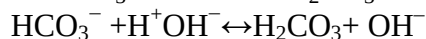
Представим в молекулярной форме уравнение гидролиза:



Образование HCO_3^- (т. е. кислой соли), а не молекулы H_2CO_3 объясняется тем, что ион HCO_3^- диссоциирует в гораздо меньшей степени, чем молекула H_2CO_3 :

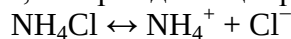


Вторая ступень гидролиза выражена менее сильно, ею часто можно пренебречь:

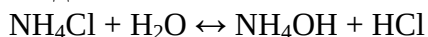


Таким образом, в результате гидролиза соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой, получаются сильное основание и слабая кислота или кислая соль. Избыточные ионы гидроксид-аниона обуславливают щелочную реакцию раствора, поэтому его $pH > 7$.

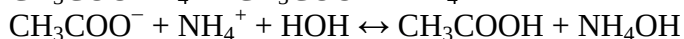
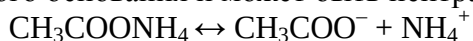
Рассмотрим гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой (гидролиз по слабому звену – катиону). В качестве примера возьмем соль хлорид аммония NH_4Cl , которая диссоциирует на ионы NH_4^+ и Cl^- :



NH_4^+ – ион взаимодействует с молекулами воды с образованием слабого электролита. Ионное уравнение гидролиза хлорида аммония имеет вид $\text{NH}_4^+ + \text{H}^+\text{OH}^- \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$. Слабо поляризирующий ион Cl^- в гидролитическое взаимодействие с молекулами воды практически не вступает. В молекулярной форме уравнение гидролиза хлорида аммония имеет вид:



Гидролиз соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой (полный гидролиз и по катиону, и по аниону). Соли этого типа легче других поддаются гидролизу, так как их ионы связывают одновременно оба иона воды, нарушая равновесие электролитической диссоциации воды и образуя слабые электролиты. Так, в случае гидролиза ацетата аммония в гидролитическое взаимодействие с водой вступают как катион NH_4^+ , так и анион CH_3COO^- . Реакция среды в результате гидролиза определяется силой слабой кислоты и слабого основания и может быть нейтральной:



Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой – NaCl , KNO_3 , CaSO_4 – гидролизу не подвергаются. Например, хлорид натрия NaCl диссоциирует на слабо поляризирующие ионы Na^+ и Cl^- , которые в гидролитическое взаимодействие с водой не вступают. Количественной характеристикой гидролиза является степень гидролиза и константа гидролиза. Степень гидролиза $\alpha_{\text{Г}}$ определяется отношением числа гидролизированных молекул к общему числу растворенных молекул:

$$\alpha_{\text{Г}} = \frac{\text{Число гидролизированных молекул}}{\text{Общее число молекул}}$$

Степень гидролиза $\alpha_{\text{Г}}$ выражается в долях единицы или в процентах, зависит от природы соли, концентрации раствора и температуры. Если необходимо увеличить степень гидролиза, то следует добавить воды и повысить температуру.

Вопросы для подготовки к лабораторной работе

1. Что такое гидролиз? Какие вещества образуются в результате гидролиза? Приведите примеры.
2. Какие соли подвергаются гидролизу? Чем это объясняется?
3. Почему соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, не подвергаются гидролизу?
4. Какие соли гидролизуются с образованием кислых солей или слабо диссоциирующих кислот? Приведите примеры.
5. Какие соли гидролизуются с образованием основных солей или слабых оснований? Приведите пример.
6. Какие соли гидролизуются полностью? Почему? Приведите пример.
7. Почему в результате гидролиза изменяются кислотно-основные свойства среды? Как можно определить реакцию среды?
8. Что такое степень гидролиза? Как на нее влияют температура и концентрация раствора?

Экспериментальная часть

Опыт 1. Определение реакции среды различных солей с помощью универсального индикатора.

С помощью универсальной индикаторной бумаги определите pH в 1 н. растворах следующих солей: KCl, Na₂CO₃, Al₂(SO₄)₃, (NH₄)₂CO₃, CH₃COONa и сравните с pH дистиллированной воды. Свои наблюдения и выводы запишите в таблице.

Номер п/п	Испытуемая соль	Реакция среды	pH раствора

Какие соли подвергаются гидролизу? _____
Напишите уравнения гидролиза солей в молекулярной и ионной формах.

Почему при гидролизе карбоната натрия не выделяется углекислый газ?

Объясните, чем обусловлена реакция среды в каждом случае.

Опыт 2. Влияние температуры на степень гидролиза.

А. Налейте в пробирку 2–3 мл 1 н. раствора ацетата натрия и 2 капли фенолфталеина. Нагрейте раствор почти до кипения и наблюдайте появление розовой окраски. Охладите пробирку под краном и наблюдайте уменьшение интенсивности окрашивания. Объясните изменение интенсивности окраски раствора с изменением температуры.

Б. В пробирку внесите 7–8 капель сульфата алюминия и столько же ацетата натрия, нагрейте на водяной бане до кипения. Объясните появление осадка.

Опыт 3. Влияние разбавления раствора на степень гидролиза.

Внесите в пробирку 2–3 кристаллика хлорида олова (II) и добавьте по каплям воду до выпадения осадка Sn(OH)Cl. При подкислении концентрированной соляной кислотой осадок растворяется. Напишите уравнения в молекулярной и ионной формах.

Объясните влияние разбавления раствора и добавления соляной кислоты _____

Опыт 4. Влияние силы кислоты и основания, образующих соль, на степень ее гидролиза.

Налейте в пробирки по 1–2 мл 1 н. растворов сульфита и карбоната натрия. В каждую пробирку добавьте по одной капле фенолфталеина. Почему окраска фенолфталеина в этих растворах различна? _____

Объясните наблюдаемое явление, сравнив константы диссоциации угольной ($K_1 = 4,3 \cdot 10^{-7}$; $K_2 = 5,6 \cdot 10^{-11}$) и сернистой ($K_1 = 1,7 \cdot 10^{-2}$, $K_2 = 6,8 \cdot 10^{-8}$) кислот.

Напишите уравнение гидролиза сульфита натрия.

Опыт 5. Полный (необратимый) гидролиз.

Внесите в пробирку 6–8 капель сульфата алюминия и столько же карбоната натрия. Отметьте выделение углекислого газа и выпадение осадка гидроксида алюминия. Почему не получилось карбоната алюминия? _____
Какие соли подверглись полному гидролизу? _____

Сделайте общий вывод по работе.

Контрольные вопросы и задачи

1. Определите, какую среду имеют растворы солей MnCl_2 , Na_2CO_3 , $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.
2. При смешивании растворов FeCl_3 и Na_2CO_3 каждая из взятых солей гидролизуеться необратимо до конца. Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза.
3. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей CH_3COOK , ZnSO_4 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$. Какое значение pH (>7 , 7 , <7) имеют растворы этих солей?
4. Определите, какую среду имеют растворы солей Li_2S , AlCl_3 , NiSO_4 ? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.
5. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза соли, раствор которой имеет: а) щелочную реакцию; б) кислую реакцию.
6. Какое значение pH (>7 , 7 , <7) имеют растворы солей Na_3PO_4 , K_2S , CuSO_4 ? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.
7. Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей CuCl_2 , Cs_2CO_3 , ZnCl_2 . Какое значение pH (>7 , 7 , <7) имеют растворы этих солей?
8. Какие из солей RbCl , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.
9. При смешивании растворов CuSO_4 и K_2CO_3 выпадает осадок основной соли $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ и выделяется CO_2 . Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения происходящего гидролиза.

Литература для самоподготовки

1. Габриелян О.С. Общая и неорганическая химия: Учебное пособие для студентов вузов, обучающихся по направлению 050100 «Пед. образование» / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, Е.Г. Турбина. М.: Академия, 2011. 479 с.
2. Коровин Н.В. Лабораторный практикум: Учебное пособие / Н.В. Коровин, В.К. Камышова, Е.Я. Удрис; под общ. ред. Н.В. Коровина. М.: КНОРУС, 2017. 336 с.
3. Общая и неорганическая химия: Учебный справочник / А.Ф. Гусева, И.Н. Атманских, Л.И. Балдина, И.Е. Анимича, С.С. Нохрин, Н.А. Кочетова; отв. ред. С.С. Нохрин. Екатеринбург: Изд-во Уральского ун-та, 2012. 80 с.

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы. Ознакомиться с процессами окисления, восстановления атомов в химических реакциях, понятием степени окисления атомов в соединениях, научиться составлять электронный баланс и подбирать коэффициенты в сложных уравнениях окислительно-восстановительных реакций.

Теоретическая часть

Окислительно-восстановительными реакциями называют такие реакции, в которых происходит смещение или полный переход валентных электронов от одних атомов, молекул или ионов к другим атомам, молекулам или ионам, что вызывает изменение степени окисления атомов реагирующих веществ.

Степенью окисления считают электрический заряд, который возник бы у иона, если бы каждая электронная пара, образующая в молекуле ковалентную связь, полностью перешла бы на орбиталь более электроотрицательного атома. Например, в соединении H_2S две электронные пары, образующие ковалентные связи, смещены к атому S как более электроотрицательному. Если условно допустить полное их смещение, то атом S получит заряд -2 , а каждый из атомов H^{+1} , т. е. $\text{H}_2^{+}\text{S}^{-2}$.

Таким образом, *степень окисления* – это условный заряд атома элемента в молекуле, вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит из ионов.

Степень окисления может иметь отрицательные, положительные и нулевые значения. Отрицательная степень окисления (–) определяется числом принятых электронов, положительная степень окисления (+) – числом отданных электронов. Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю. Степень окисления атомов обозначают цифрами с предшествующим знаком «+» или «–», которые проставляются у атома в правом верхнем углу.

Определение степени окисления атомов (ст. ок.) в соединениях проводят, учитывая следующее:

1. Водород проявляет степень окисления $+1$, например, H_2^{+}O (исключение – гидриды металлов $\text{Na}^{+}\text{H}^{-}$, $\text{Ca}^{+2}\text{H}_2^{-}$ и т. д.).
2. Кислород имеет степень окисления -2 , например, $\text{H}_2^{+}\text{O}^{-2}$ (исключение – пероксиды $\text{H}_2^{+}\text{O}_2^{-}$, $\text{Na}_2^{+}\text{O}_2^{-}$ и фторид кислорода $\text{O}^{+}\text{F}_2^{-}$).
3. Степень окисления атома в простом веществе, а также степень окисления молекулы в целом равна нулю, например, H_2^0 , O_2^0 , Cl_2^0 , $(\text{H}_2\text{SO}_4)^0$, $(\text{H}_2\text{O})^0$.
4. У атомов элементов главных подгрупп, проявляющих постоянную валентность, совпадающую с номером группы – I, II, III – степень окисления равна $+1$, $+2$, $+3$, например, $\text{Li}^{+}\text{Cl}^{-}$, $\text{Ba}^{+2}\text{Cl}_2^{-}$, $\text{Al}^{+3}\text{Cl}_3^{-}$.
5. Степень окисления элемента в соединении, имеющем ионное строение, равна заряду данного иона, например, $\text{Na}^{+}\text{I}^{-}$, $\text{Mg}^{+2}\text{Cl}_2^{-}$, $\text{Al}^{+3}\text{Br}_3^{-}$.
6. Алгебраическая сумма степеней окисления элементов в нейтральной молекуле равна нулю, в сложном ионе – заряду иона. В качестве примера определим степень окисления серы в соединениях H_2SO_3 и H_2SO_4 .

В H_2SO_3 степень окисления водорода $+1$, кислорода -2 , тогда степень окисления серы (X) определяется из уравнения $(+1) \cdot 2 + X + (-2) \cdot 3 = 0$, отсюда $X = +4$, т. е. $\text{H}_2^{+}\text{S}^{+4}\text{O}_3^{2-}$. Аналогично найдем степень окисления серы (X) в H_2SO_4 : $(+1) \cdot 2 + X + (-2) \cdot 4 = 0$, $X = 6$, т. е. $\text{H}_2^{+}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{2-}$.

Высшая положительная степень окисления элемента в соединениях равна его высшей валентности и совпадает с номером группы Периодической системы, в которой находится данный элемент. Исключение составляют кислород, фтор, бром, астат, полоний, же-

лезо, медь, серебро, золото и большинство благородных газов. Для неметаллов сумма низшей отрицательной и высшей положительной степеней окисления равна восьми.

Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, называются *восстановителями*, а сам процесс отдачи электронов – *окислением*. Атомы, молекулы или ионы, принимающие электроны, называются *окислителями*, а процесс присоединения электронов – *восстановлением*.

Таким образом, окислитель, принимая электроны, восстанавливается, а восстановитель окисляется. В реакциях эти два процесса происходят одновременно. Причем число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, принимаемых окислителем. Процесс окисления сопровождается увеличением степени окисления соответствующих элементов, а восстановления – наоборот, понижением степени окисления элементов, входящих в состав окислителя.

Соединения, в состав которых входят элементы в своей максимальной степени окисления, могут только восстанавливаться, выступая в качестве окислителей, например, HN^{+5}O_3 , $\text{K}_2^{+}\text{Cr}_2^{6+}\text{O}_7$, $\text{KMn}^{+7}\text{O}_4$.

Соединения, содержащие элементы в их минимальной степени окисления, выступают только в качестве восстановителей, например, H_2S^{-2} , N^{-3}H_3 .

Вещества, содержащие элементы в промежуточной степени окисления, способны проявлять как окислительные свойства (при взаимодействии с более сильными восстановителями), так и восстановительные (при взаимодействии с более сильными окислителями), например, в соединениях HN^{+3}O_2 , $\text{H}_3\text{P}^{+3}\text{O}_4$, H_2O_2 – атомы азота, серы и кислорода находятся в промежуточной степени окисления.

В соединениях $\text{KMn}^{+7}\text{O}_4$, Mn^{+4}O_2 , $\text{Mn}^{+2}\text{SO}_4$ марганец находится в максимальной, промежуточной и минимальной степенях окисления, поэтому он является только окислителем, окислителем и восстановителем и только восстановителем соответственно.

Наиболее используемые окислители – это галогены, KMnO_4 , K_2MnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, O_2 , H_2O_2 , H_2SO_4 (конц), HNO_3 , Ag_2O , PbO_2 , ионы Ag^{+} , Au^{2+} , гипохлориты, хлораты и восстановители: металлы, водород, углерод, CO , H_2S , SO_2 , H_2SO_3 , HI , HBr , HCl , SnCl_2 , FeSO_4 .

Существует два основных способа составления уравнений окислительно-восстановительных реакций: метод электронного баланса и ионно-электронный метод.

Основным принципом при составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций, как и любой химической реакции, является равенство числа одних и тех же атомов до и после реакции, а также равенство суммы зарядов исходных и конечных веществ.

В основе обоих методов лежит правило равенства числа электронов, отданных восстановителем, с числом электронов, принятых окислителем.

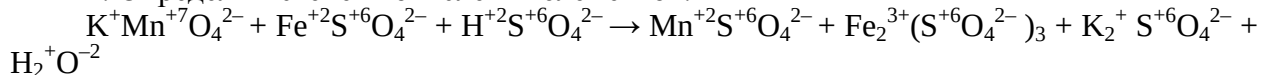
Мы воспользуемся более простым методом электронного баланса, который основан на сравнении степеней окисления атомов исходных веществ и продуктов реакции.

Составим уравнение реакции взаимодействия сульфата железа (II) с перманганатом калия в присутствии серной кислоты.

1. Запишем схему реакции:

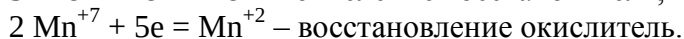


2. Определим степень окисления элементов:



Как видно, степень окисления меняется только у марганца и железа, у первого она понижается (восстановление), у второго – повышается (окисление).

Далее составляем электронные уравнения, отражающие процессы отдачи и присоединения электронов:



Как видно, Mn^{+7} принимает 5 электронов, а 2 иона Fe^{2+} отдают два электрона. Кратное число отдаваемых и принимаемых электронов равно 10.

Отсюда легко найти коэффициенты перед окислителем и восстановителем в уравнении реакции



Подведем баланс всех атомов в левой и правой частях уравнения и определим коэффициенты при всех веществах. В последнюю очередь уравниваются атомы водорода в молекуле H_2O :



Число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения одинаково и равно 40, значит, данное уравнение составлено правильно.

Как правило, число промежуточных уравнений исключают и записывают лишь одно уравнение.

Вопросы для подготовки к лабораторной работе

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
2. Что называется степенью окисления, как она определяется у элементов в сложных соединениях?
3. В чем заключается сущность процессов окисления и восстановления?
4. Какие простые вещества элементов периодической системы Д.И. Менделеева обладают наиболее сильными окислительными и восстановительными свойствами?
5. Назовите часто применяемые окислители и восстановители.
6. Какие из приведенных ниже уравнений являются окислительно-восстановительными? Укажите в них окислитель и восстановитель. Ответ мотивируйте.
 - а) $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - б) $2\text{NaBr} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Br}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - в) $\text{PBr}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 3\text{HBr} + \text{H}_3\text{PO}_3$
 - г) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$
 - д) $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$
 - е) $\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - ж) $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Экспериментальная часть

Опыт 1. Простые вещества и элементарные ионы.

А. Взаимодействие металлического железа с ионом водорода. В пробирку с 3–4 каплями 0,5 н. раствора серной или соляной кислот опустите несколько кусочков чистого железа. Отметьте выделение водорода.

Проведите качественную реакцию на обнаружение ионов Fe^{2+} , добавив раствор $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, в результате чего получается турнбулева синь $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$.

Б. Взаимодействие металлического цинка с ионом меди Cu^{2+} . Кусочек металлического цинка опустите в раствор сульфата меди (5–6 капель). Отметьте изменение поверхности цинка и цвет раствора.

Для обеих реакций напишите электронные уравнения, подберите коэффициенты в уравнениях реакций. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 2. Окислительные свойства перманганата калия.

В три пробирки внесите по 3–4 капли 0,1 н. раствора перманганата калия KMnO_4 . В первую добавьте 2–3 капли 0,5 н. раствора серной кислоты ($\text{pH} < 7$), во вторую ($\text{pH} > 7$) –

2–3 капли 0,5 н. раствора щелочи; в третьей пробирке $\text{pH} = 7$. Затем в каждую из пробирок внесите по несколько кристалликов сульфита натрия Na_2SO_3 и перемешайте. Через некоторое время отметьте изменение окраски растворов во всех трех пробирках. Напишите уравнения соответствующих реакций. Для каждой реакции составьте схему перехода электронов и расставьте коэффициенты.

Опыт 3. Окислительно-восстановительные свойства элемента в зависимости от его степени окисления.

А. Действие серной кислоты и сероводорода на иодид калия. В две пробирки с раствором иодида калия KI (по 3 капли в каждой) прибавьте по 2–3 капли: в первую – концентрированной серной кислоты, во вторую – свежеприготовленной сероводородной воды. Как объяснить появление желтой окраски йода только в одной из пробирок?

Напишите уравнение реакции, считая, что серная кислота восстанавливается до сероводорода.

Б. Взаимодействие сульфита натрия с сероводородом. Следует ли ожидать протекания окислительно-восстановительного процесса, если к 3 каплям 0,1 н. раствора сульфита натрия Na_2SO_3 , подкисленного 3 каплями 0,1 н. серной кислоты, добавить несколько капель свежеприготовленного раствора сероводородной воды? Проверьте свое предположение опытом. Напишите уравнение реакции, учитывая, что сера в обоих соединениях переходит в свободное состояние. Укажите окислитель и восстановитель.

В. Взаимодействие сероводорода с дихроматом калия. К 2–3 каплям раствора дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ прибавьте столько же 2 н. серной кислоты и по каплям добавляйте сероводородную воду до изменения окраски раствора и появления серы в коллоидном состоянии. Напишите соответствующее уравнение реакции.

Г. Влияние степени окисления серы на характер взаимодействия ее с перманганатом калия. В три пробирки внесите по 3 капли растворов перманганата калия KMnO_4 и 0,1 н. серной кислоты. Отметив окраску полученного раствора, добавьте в первую пробирку свежеприготовленную сероводородную воду, во вторую – кристаллы сульфита натрия Na_2SO_3 , в третью – несколько капель концентрированной серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$). Размешайте содержимое всех пробирок стеклянными палочками и по изменению окраски установите, между какими веществами протекла реакция.

Напишите соответствующие уравнения реакций, учитывая, что практически бесцветным является ион Mn^{2+} , помутнение раствора в первой пробирке обусловлено выделением серы. В каждом случае укажите степень окисления серы и ее роль в данном окислительно-восстановительном процессе.

Почему в одной из пробирок реакция не идет? _____

Из экспериментальных данных сделайте выводы: об окислительных и/или восстановительных свойствах атомов, находящихся в низшей, высшей и промежуточной степенях окисления. Дайте теоретическое обоснование. _____

Опыт 4. Окислительно-восстановительная двойственность пероксида водорода.

А. Взаимодействие пероксида водорода с сульфидом свинца. Внесите в пробирку две капли (0,1 н.) нитрата свинца (II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, добавьте 2 капли сероводородной воды и наблюдайте выделение черного осадка PbS . Прибавьте в пробирку 3–5 капель 3% раствора пероксида водорода. Наблюдайте изменение цвета осадка, обусловленное окислением сульфида свинца в сульфат. Чем является H_2O_2 в данной реакции – окислителем или восстановителем?

Б. Взаимодействие пероксида водорода с диоксидом свинца. В пробирку внесите по 3 капли 3% раствора H_2O_2 и 0,2 н. раствора азотной кислоты, добавьте несколько кристалликов PbO_2 . Наблюдайте бурную реакцию растворения PbO_2 с выделением кислорода и образованием иона Pb^{2+} . Что подтверждает образование желтого осадка PbI_2 при добавлении иодида калия?

Окислителем или восстановителем является H_2O_2 при взаимодействии с PbO_2 ? _____

Сделайте общее заключение об окислительно-восстановительных свойствах пероксида водорода.

Сделайте общий вывод по работе.

Контрольные вопросы и задачи

Расставьте коэффициенты методом ионно-электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

1. $\text{P} + \text{KIO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{AgNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Ag} + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{MnSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
6. $\text{Na}_3\text{CrO}_3 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
7. $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$
8. $\text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{BiCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SnO}_3 + \text{Bi} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
9. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
10. $\text{NaCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
11. $\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBiO}_3 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$
12. $\text{K}_2\text{SnO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SnO}_3 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$
13. $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
14. $\text{CrCl}_3 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
15. $\text{Zn} + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
16. $\text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{AgNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SnO}_3 + \text{Ag} + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
17. $\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
18. $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
19. $\text{Na}_2\text{SeO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SeO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
20. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{AuCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{O}_2 + \text{Au} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

21. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
22. $\text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KSbO}_3 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$
23. $\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{Bi}_2\text{O}_5 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
24. $\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
25. $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{AsO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O}$
26. $\text{Zn} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
27. $\text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
28. $\text{NaBrO}_3 + \text{F}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaBrO}_4 + \text{NaF} + \text{H}_2\text{O}$
29. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$
30. $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$
31. $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{NaCl}$
32. $(\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{S} + \text{KCrO}_2 + \text{NH}_4\text{OH}$
33. $\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
34. $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
35. $\text{SO}_2 + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2$
36. $\text{MnSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
37. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4$
38. $\text{Na}_2\text{SeO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Se} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
39. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Br}_2$
40. $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{HCl}$
41. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
42. $\text{P} + \text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HCl}$
43. $\text{NaBr} + \text{CaOCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH}$
44. $\text{Se} + \text{AuCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{Au} + \text{HCl}$
45. $\text{SO}_2 + \text{SeO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Se}$
46. $\text{AsH}_3 + \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{Ag} + \text{HNO}_3$
47. $\text{HNO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HBr}$
48. $\text{Ag}_2\text{SeO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_4 + \text{AgBr}$
49. $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
50. $\text{Se} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_4 + \text{HCl}$
51. $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
52. $\text{As} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{HCl}$
53. $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{HgCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Hg} + \text{HCl}$
54. $\text{Na}_2\text{S} + \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl}$

Литература для самоподготовки

1. Габриелян О.С. Общая и неорганическая химия: Учебное пособие для студентов вузов, обучающихся по направлению 050100 «Пед. образование» / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, Е.Г. Турбина. М.: Академия, 2011. 479 с.
2. Григорьева О.С., Рязанова Л.З., Мифтахова Н.Ш. Общая и неорганическая химия: Лабораторный практикум с использованием микрохимического оборудования по дисциплине «Общая и неорганическая химия». Казань: КГТУ, 2010. Ч. 1. 137 с.
3. Коровин Н.В. Лабораторный практикум: Учебное пособие / Н.В. Коровин, В.К. Камышова, Е.Я. Удрис; под общ. ред. Н.В. Коровина. М.: КНОРУС, 2017. 336 с.
4. Общая и неорганическая химия: Учебный справочник / А.Ф. Гусева, И.Н. Аتمانских, Л.И. Балдина, И.Е. Анимца, С.С. Нохрин, Н.А. Кочетова; отв. ред. С.С. Нохрин. Екатеринбург: Изд-во Уральского ун-та, 2012. 80 с.
5. Сироткин О.С. Химия: Учебник / О.С. Сироткин, Р.О. Сироткин. М.: КНОРУС, 2019. 364 с.

Методические указания к занятию № 8

КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Цель работы. Ознакомиться с процессами химической и электрохимической коррозии, протекающими в различных средах, и некоторыми методами борьбы с коррозией.

Теоретическая часть

Металлы и изделия из них, соприкасаясь с воздухом, водой и различными агрессивными реагентами, постепенно подвергаются разрушению – коррозии. Коррозия – это разрушение металла в результате его физико-химического взаимодействия с окружающей средой. При этом металлы окисляются и образуют продукты, состав которых зависит от условий коррозии. Коррозия протекает с уменьшением энергии Гиббса, поэтому коррозионные процессы протекают самопроизвольно. Химическая энергия реакции коррозионного разрушения металлов выделяется в виде теплоты и рассеивается в конечном счете в окружающем пространстве. Безвозвратные потери от коррозии составляют до 15% от ежегодного производства металлов. Цель борьбы с коррозией – это сохранение ресурсов металлов, мировые запасы которых ограничены. Изучение коррозии и разработка методов защиты металлов от нее представляют теоретический интерес и имеют большое народнохозяйственное значение. По механизму протекания коррозионного процесса, зависящему от характера внешней среды, с которой взаимодействует металл, различают химическую и электрохимическую коррозию. Химическая коррозия характерна для сред, не проводящих электрический ток. По условиям протекания коррозионного процесса различают: а) газовую коррозию – в газах и парах без конденсации влаги на поверхности металла, обычно при высоких температурах; б) коррозию в неэлектролитах – агрессивных органических жидкостях. Электрохимическая коррозия характерна для сред, имеющих ионную проводимость. При электрохимической коррозии процесс взаимодействия металла с окислителем включает анодное растворение металла и катодное восстановление окислителя. Электрохимическая коррозия может протекать: а) в электролитах – в водных растворах солей, кислот, щелочей, в морской воде; б) в атмосфере любого влажного газа; в) в почве. Особым видом электрохимической коррозии следует считать коррозию за счет внешнего электрического тока. Наибольший вред наносит электрохимическая коррозия, причиной которой может быть неоднородность поверхности металла и различные металлические и неметаллические примеси.

В этом случае наряду с химическими процессами (отдача электронов) протекают электрические процессы (перенос электронов от одного участка к другому). Механизм электрохимической коррозии. Коррозия металла в средах, имеющих ионную проводимость, протекает через анодное окисление металла $M - n\bar{e} \rightarrow Me^{n+}$ и катодное восстановление окислителя $Ox + n\bar{e} \rightarrow Red$. Окислителями при коррозии служат молекулы кислорода, хлора, ионы водорода, железа (III), нитрат-ионы и др. Наиболее часто при коррозии наблюдается восстановление кислорода: в нейтральной или щелочной среде – $O_2 + 2H_2O + 4\bar{e} \rightarrow 4OH^-$, в кислой среде – $O_2 + 4H^+ + 4\bar{e} \rightarrow 2H_2O$ и выделение водорода – $2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2$. Коррозия с участием кислорода называется коррозией с кислородной деполяризацией; коррозия с участием ионов водорода называется коррозией с водородной деполяризацией. Кроме электрохимических реакций при коррозии обычно протекают вторичные химические реакции, например, взаимодействие ионов металла с гидроксид-ионами, концентрация которых повышается в результате катодных реакций $Me^{n+} + n OH^- = M(OH)_n$. Как видно, процессы электрохимической коррозии подобны процессам, протекающим в гальванических элементах. Основным отличием является отсутствие внешней цепи. Электроны в процессе коррозии не выходят из корродирующего металла, а двигаются внутри металла.

Химическая энергия реакции окисления металла передается не в виде работы, а лишь в виде теплоты. Скорость коррозии тем больше, чем дальше в ряду стандартных электродных потенциалов расположены те металлы, из которых образовалась гальваническая пара.

На скорость коррозии влияет и характер раствора электролита. Чем выше его кислотность (т. е. меньше pH), а также чем больше содержание в нем окислителей, тем быстрее протекает коррозия. Значительно возрастает коррозия с ростом температуры. Некоторые металлы при соприкосновении с кислородом воздуха или в агрессивной среде переходят в пассивное состояние, при котором резко замедляется коррозия. Например, серная и азотная кислоты, концентрация которых близка к 100%, легко пассивируют железо, и оно практически не взаимодействует с кислотами. Причина заключается в том, что на поверхности металла образуется плотная оксидная пленка, которая препятствует контакту металла со средой. Защитная пленка всегда имеется на поверхности алюминия. Подобные пленки в сухом воздухе образуются также на Be, Cr, Zn, Ta, Ni, Cu и других металлах. При определенных условиях кислород является наиболее распространенным пассиватором.

Защита от коррозии. Выбор способа защиты металлических изделий от коррозии определяется его эффективностью, а также экономической целесообразностью. Все методы защиты условно делятся на следующие группы: а) легирование металлов; б) защитные покрытия (металлические и неметаллические); в) электрохимическая защита; г) изменение свойств коррозионной среды; д) рациональное конструирование изделий.

Легирование металлов. При легировании в состав сплава вводят компоненты, вызывающие пассивность металла. В качестве таких компонентов применяют хром, никель, алюминий и др. Введение некоторых добавок к сталям (титана, меди, хрома и никеля) приводит к тому, что при коррозии образуются плотные продукты реакции, предохраняющие сплав от дальнейшей коррозии.

Защитные покрытия. Это слои, искусственно создаваемые на поверхности металлических изделий и сооружений для защиты их от коррозии. Выбор вида покрытия чаще всего зависит от условий, в которых используется металл. Материалами для металлических защитных покрытий могут быть как чистые металлы (цинк, кадмий, алюминий, серебро и др.), так и их сплавы (латунь, бронза). По характеру поведения металлических покрытий при коррозии их можно разделить на катодные и анодные. К катодным относятся покрытия, потенциалы которых в данной среде имеют более положительное значение, чем потенциал основного металла. В качестве примеров катодных покрытий стальных изделий можно привести медь, никель, серебро. При повреждении покрытия (или наличии пор) возникает коррозионный элемент, в котором основной материал служит анодом и растворяется, а материал покрытия – катодом, на котором выделяется водород или поглощается кислород. Анодные покрытия имеют более отрицательный потенциал, чем потенциал основного металла. Примером анодного покрытия может служить цинк на стальных изделиях. В этом случае основной металл будет катодом коррозионного элемента, поэтому он не корродирует. Потенциалы металлов зависят от состава растворов, поэтому при изменении состава раствора может меняться и характер покрытия. Неметаллические защитные покрытия могут быть как органическими, так и неорганическими. Защитное действие этих покрытий сводится в основном к изоляции металла от окружающей среды. В качестве неорганических покрытий применяются неорганические эмали, оксиды металлов, соединения хрома, фосфора и др. К органическим относятся лакокрасочные покрытия, покрытия смолами, пластмассами, полимерными пленками, резиной.

Электрохимическая защита. Метод основан на торможении анодных или катодных реакций коррозионного процесса. Электрохимическая защита осуществляется присоединением к защищаемой конструкции металла с более отрицательным значением электродного потенциала – протектора, а также катодной (катодная защита) или анодной (анодная защита) поляризацией за счет извне приложенного тока. Наиболее применима электрохи-

мическая защита в коррозионных средах с хорошей ионной проводимостью. Катодная защита используется для защиты от коррозии подземных трубопроводов, кабелей; ее также применяют к шлюзовым воротам, подводным лодкам, водным резервуарам и пр. Сущность катодной защиты заключается в том, что защищаемое изделие подключается к отрицательному полюсу внешнего источника постоянного тока, поэтому оно становится катодом, а анодом служит вспомогательный, обычно стальной электрод, который растворяется: $\text{Me} - n\bar{e} \rightarrow \text{Me}^{n+}$, а на защищаемом сооружении (катоде) выделяется водород: $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$.

При протекторной защите к изделию присоединяют металл или сплав, потенциал которого значительно отрицательнее потенциала металла изделия, – протектор. В качестве материала протекторов используют сплавы алюминия, магния и цинка. В коррозионной среде металл протектора растворяется: $\text{Al} - 3\bar{e} \rightarrow \text{Al}^{3+}$, а на изделии выделяется водород: $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$.

Изменение свойств коррозионной среды. Для снижения агрессивности среды уменьшают концентрацию компонентов, опасных в коррозионном отношении. Например, в нейтральных средах обычно протекает коррозия с поглощением кислорода. Его удаляют деаэрацией или восстанавливают с помощью соответствующих восстановителей (гидразин, сульфиты и т. п.). Агрессивность среды может уменьшаться также при снижении концентрации ионов водорода. Для защиты от коррозии широко применяют ингибиторы – вещества, при добавлении которых в небольших количествах в среду, где находится металл, значительно уменьшается скорость коррозии металла. Ингибиторы применяют главным образом в системах, работающих с постоянным или мало обновляемым объемом раствора. Механизм действия значительного числа ингибиторов заключается в адсорбции ингибитора на корродирующей поверхности и последующем торможении анодных или катодных процессов.

Рациональное конструирование изделий должно исключать наличие или сокращать число и размеры особо опасных с точки зрения коррозии участков в изделиях или конструкциях, а также предусматривать специальную защиту металла этих участков от коррозии.

Вопросы для подготовки к лабораторной работе

1. Что такое коррозия металлов? Дайте классификацию коррозии по механизмам ее протекания.
2. Охарактеризуйте сущность электрохимической коррозии.
3. Что такое гальванические микроэлементы? Какие процессы протекают по анодному и катодному механизмам при коррозии в кислой и нейтральной средах.
4. Что такое кислородная и водородная деполяризация?
5. От каких факторов зависит скорость коррозии?

Экспериментальная часть

Опыт 1. Удаление защитной пленки с металла.

Для проведения опыта понадобятся две стеклянные пробирки. В каждую внесите 1,5–2,0 мл дистиллированной воды и несколько крупинок металлического магния. Почему магний в этих условиях не взаимодействует с водой? В одну из пробирок добавьте 6 капель насыщенного раствора хлорида аммония NH_4Cl . Объясните активное растворение магния в этой пробирке. Запишите уравнения протекающей реакции.

Опыт 2. Коррозия при контакте различных металлов.

Согнутую под углом стеклянную трубку закрепите в штативе и заполните 0,01 н. раствором серной кислоты. В одно из отверстий трубки поместите медную пластину, в

другое – цинковую так, чтобы пластины не соприкасались. Наблюдайте выделение водорода на поверхности цинка и его отсутствие на поверхности меди. Приведите пластинки в контакт друг с другом. Чем объяснить появившееся выделение водорода на поверхности меди?

Как влияет контакт с медью на коррозию цинка?

Напишите схему действия возникшего гальванического микроэлемента.

Опыт 3. Катодные и анодные защитные металлические покрытия.

Две пробирки заполните наполовину дистиллированной водой, добавьте по 2–3 капли раствора серной кислоты и гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$ – качественного реактива на ионы железа (II), растворы перемешайте. В одну пробирку опустите полоску оцинкованного железа (железа, покрытого цинком), в другую – полоску луженого железа (железа, покрытого оловом). Через 1–2 мин наблюдайте изменение окраски раствора в пробирке с луженым железом. Синий цвет раствора обусловлен появлением в растворе ионов железа (II), которые с гексацианоферратом (III) калия образуют турнбулеву синь $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$. Почему цвет раствора в пробирке с оцинкованным железом остался без изменения?

Составьте схемы электрохимической коррозии, протекающей в обеих пробирках.

Опыт 4. Коррозия железа в различных электролитах.

Для проведения опыта понадобятся 5 стеклянных пробирок, наполовину заполненных растворами следующих электролитов: 1 – дистиллированной водой; 2 – водным раствором $NaCl$; 3 – водным раствором $MgCl_2$; 4 – водным раствором $NaOH$; 5 – водным раствором HCl . В каждую из пробирок добавьте 2–3 капли гексацианоферрата (III) калия и поместите железную пластину (или гвоздь). Объясните происходящие процессы, сравните интенсивность коррозии железа в различных средах, запишите уравнения коррозионных процессов.

Выводы оформите в виде таблицы.

Коррозионная среда	Индикатор коррозии железа	Окраска раствора с железной пластиной	Уравнения коррозионных процессов

Опыт 5. Протекторная защита стали.

В два стеклянных стаканчика налейте по 10 мл разбавленной (~10%) серной кислоты и по 2–3 капли гексацианоферрата (III) калия. В один стаканчик опустите стальную пластинку, в другой – стальную пластинку, соединенную металлическим проводником с цинковой пластинкой. Объясните коррозию железа в одном из стаканчиков и ее отсутствие в другом.

Сделайте общий вывод по работе.

Контрольные вопросы и задачи

1. Почему в железной бочке можно хранить сильно концентрированную и нельзя хранить разбавленную серную кислоту?
2. Если на стальной предмет нанести каплю воды, то коррозии подвергается средняя, а не внешняя часть смоченного металла. После высыхания капли в ее центре появляется пятно ржавчины. Чем это можно объяснить? Какой участок металла, находящийся под каплей воды, является анодным и какой – катодным? Составьте уравнения соответствующих процессов.
3. Перечислите известные методы защиты металлов от коррозии. Чем следует руководствоваться при их выборе?
4. В чем заключается сущность протекторной защиты металлов от коррозии? Приведите пример протекторной защиты железа в электролите, содержащем растворенный кислород. Составьте уравнения анодного и катодного процессов.
5. Напишите уравнения электродных реакций, протекающих при катодной защите стальных труб.

Литература для самоподготовки

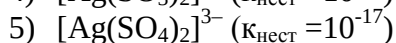
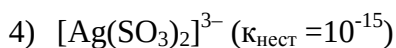
1. Габриелян О.С. Общая и неорганическая химия: Учебное пособие для студентов вузов, обучающихся по направлению 050100 «Пед. образование» / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, Е.Г. Турбина. М.: Академия, 2011. 479 с.
2. Общая и неорганическая химия: Учебный справочник / А.Ф. Гусева, И.Н. Агманских, Л.И. Балдина, И.Е. Анимца, С.С. Нохрин, Н.А. Кочетова; отв. ред. С.С. Нохрин. Екатеринбург: Изд-во Уральского ун-та, 2012. 80 с.
3. Сироткин О.С. Химия: Учебник / О.С. Сироткин, Р.О. Сироткин. М.: КНОРУС, 2019. 364 с.

Тестовые задания для самоконтроля

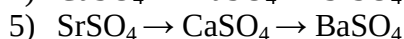
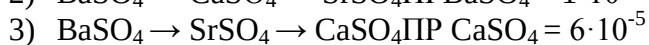
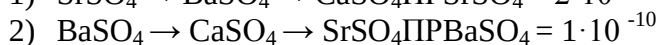
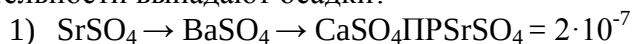
1. Какой из гидроксидов нельзя получить гидратацией соответствующего оксида?
 - 1) H_2SO_4
 - 2) H_2CrO_4
 - 3) $\text{Cr}(\text{OH})_3$
 - 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
 - 5) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
2. Молекула аммиака при взаимодействии с кислотами и водой является
 - 1) восстановителем
 - 2) окислителем
 - 3) донором электронной пары
 - 4) акцептором электронной пары
 - 5) амфолитом
3. Добавление какого из веществ приведет к разрушению аммиачного комплекса меди?
 - 1) нитрата меди (II)
 - 2) хлорида меди (II)
 - 3) сульфида натрия
 - 4) аммиака
 - 5) сульфата натрия
4. Согласно принципу запрета Паули, в атоме не может быть двух электронов, у которых одинаковы
 - 1) все 4 квантовых числа
 - 2) 2 квантовых числа
 - 3) все 3 квантовых числа
 - 4) все 5 квантовых чисел
 - 5) все 6 квантовых чисел
5. Правило ... определяет порядок заполнения орбиталей: подуровни заполняются таким образом, чтобы суммарный спин был максимален
 - 1) Хунда
 - 2) Васильева
 - 3) Марковникова
 - 4) Зайцева
 - 5) Клечковского
6. Способность атома образовывать определенное число химических связей – это
 - 1) ковалентность
 - 2) степень окисления
 - 3) валентность
 - 4) электроотрицательность
 - 5) спин
7. Закон эквивалентов сформулировал
 - 1) Д.И. Менделеев
 - 2) И.В. Рихтер
 - 3) Л.Ж. Пруст
 - 4) Дж. Дальтон
 - 5) А. Авогадро
8. Электронная формула какого элемента имеет окончание $\dots 3d^3 4s^2$?
 - 1) хрома

- 2) титана
 - 3) железа
 - 4) ванадия
 - 5) кобальта
9. Какое из свойств атома не находится в периодической зависимости от заряда ядра?
- 1) радиус атома
 - 2) общее число электронов в атоме
 - 3) число валентных электронов
 - 4) электроотрицательность
 - 5) энергия сродства к электрону
10. У какого из соединений сильнее выражены восстановительные свойства?
- 1) HF
 - 2) HCl
 - 3) HBr
 - 4) HI
 - 5) HAt
11. У какого из соединений в наименьшей степени проявляются основные свойства?
- 1) Mg(OH)₂
 - 2) Ca(OH)₂
 - 3) Sr(OH)₂
 - 4) Ba(OH)₂
 - 5) Be(OH)₂
12. Определите положение элемента в периодической системе Д.И. Менделеева: если валентная электронная структура атома элемента $4s^2 4p^3$, элемент находится
- 1) в 5-м периоде, в 4-й группе, побочной подгруппе
 - 2) в 5-м периоде, в 4-й группе, главной подгруппе
 - 3) в 4-м периоде, в 5-й группе, главной подгруппе
 - 4) в 4-м периоде, в 5-й группе, побочной подгруппе
 - 5) в 5-м периоде, в 3-й группе, главной подгруппе
13. Какое из газообразных веществ нельзя осушать с помощью оксида фосфора (V)?
- 1) HCl
 - 2) NH₃
 - 3) CO₂
 - 4) SO₂
 - 5) SO₃
14. Какая из реакций идет до конца в водном растворе?
- 1) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
 - 2) $\text{HNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow$
 - 3) $\text{Al(OH)}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
 - 4) $\text{NaNO}_3 + \text{CuSO}_4 \rightarrow$
 - 5) $\text{NaNO}_2 + \text{CuSO}_4 \rightarrow$
15. В результате какой из реакций выделяется водород?
- 1) $\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) + \text{Zn} \rightarrow$
 - 2) $\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) + \text{Ca} \rightarrow$
 - 3) $\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) + \text{Cu} \rightarrow$
 - 4) $\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) + \text{Zn} \rightarrow$
 - 5) $\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) + \text{Al} \rightarrow$

16. У какого из гидроксидов хрома преобладают основные свойства?
- 1) $\text{Cr}(\text{OH})_2$
 - 2) $\text{Cr}(\text{OH})_3$
 - 3) H_2CrO_4
 - 4) $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$
 - 5) $\text{Cr}(\text{OH})_4$
17. Чем надо подействовать на соляную кислоту, чтобы получить из нее хлор?
- 1) восстановителем
 - 2) окислителем
 - 3) щелочью
 - 4) бромом
 - 5) хлором
18. Какой из элементов проявляет в наибольшей степени неметаллические свойства (окислительные)?
- 1) фосфор
 - 2) сера
 - 3) селен
 - 4) теллур
 - 5) мышьяк
19. Одинаковое число молекул (при одинаковых условиях) содержится
- 1) в 1 л водорода и 8 л кислорода
 - 2) в 2 л водорода и 1 л кислорода
 - 3) в 1 л водорода и 1 л кислорода
 - 4) в 1 л водорода и 2 л кислорода
 - 5) в 4 л водорода и 1 л кислорода
20. Над каким из растворов давление насыщенного пара воды наименьшее, если их молярные концентрации соответственно составляют
- 1) глицерин – 0,8
 - 2) мочевины – 0,08
 - 3) глюкоза – 0,2
 - 4) фруктоза – 0,3
 - 5) лактоза – 0,4
21. pH какого из растворов имеет минимальное значение, если концентрация H^+ -ионов (в моль/л) составляет
- 1) $1 \cdot 10^{-7}$
 - 2) $2 \cdot 10^{-6}$
 - 3) $6 \cdot 10^{-2}$
 - 4) $8 \cdot 10^{-10}$
 - 5) $1 \cdot 10^{-12}$
22. Максимальным коагулирующим действием обладает ион
- 1) Na^+
 - 2) Ca^{2+}
 - 3) Al^{3+}
 - 4) Cl^{3+}
 - 5) At^{3+}
23. Наибольшей прочностью из комплексных ионов катиона серебра (+1) обладает
- 1) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ ($K_{\text{нест}}=10^{-8}$)
 - 2) $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ ($K_{\text{нест}}=10^{-21}$)
 - 3) $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$ ($K_{\text{нест}}=10^{-13}$)



24. Если на смесь катионов Ba^{2+} , Sr , Ca^{2+} подействовать серной кислотой, в какой последовательности выпадают осадки?



25. Связь между двумя атомами, образованная двумя обобществленными парами электронов, называется

1) ионным взаимодействием

2) электровалентной связью

3) ковалентной связью

4) семиполярной связью

5) металлической связью

26. Частица, обладающая избытком электронов и представляющая свою электронную пару для образования новой связи, называется

1) электрофильной

2) нуклеофильной

3) радикальной

4) карбокатионом

5) карбанионом

27. Моносахариды в твердом (кристаллическом) состоянии представляют

1) полиоксиальдегиды, или полиоксикетоны

2) внутренние циклические амиды

3) внутренние циклические сложные эфиры

4) циклические полуацетали многоатомных альдегидо- или кетоно-спиртов

5) лактоны

28. Какая кислота является самой сильной?

1) $\text{Cl-CH}_2\text{-COOH}$

2) $\text{F}_3\text{C-COOH}$

3) $\text{Cl-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$

4) $\text{Br-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$

5) $\text{I-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$

29. Какая кислота является более сильной?

1) HClO

2) HClO_3

3) HClO_4

4) HClO_2

5) HCl

30. Тип и кратность связи в молекуле азота

1) ковалентная неполярная, кратность связи 2

2) ковалентная полярная, кратность связи 3

3) ионная

4) ковалентная неполярная, кратность связи 3

5) металлическая

31. Гидроксид цинка не взаимодействует с раствором
- 1) HNO_3
 - 2) KOH
 - 3) HCl
 - 4) CuSO_4
 - 5) Ba(OH)_2
32. Какой элемент в наибольшей степени проявляет металлические свойства?
- 1) мышьяк
 - 2) сурьма
 - 3) висмут
 - 4) полоний
 - 5) теллур
33. Буферным действием не обладает смесь
- 1) CH_3COONa и CH_3COOH
 - 2) Na_2CO_3 и NaHCO_3
 - 3) NaH_2PO_4 и Na_2HPO_4
 - 4) NaNO_3 и HNO_3
 - 5) HNO_3
34. Какое из соединений азота проявляет только окислительные свойства?
- 1) NaNO_2
 - 2) HNO_2
 - 3) HNO_3
 - 4) NH_3
 - 5) NH_4NO_3
35. Какое из газообразных веществ можно получать в аппарате Киппа?
- 1) хлор
 - 2) хлороводород
 - 3) углекислый газ
 - 4) оксид азота (IV)
 - 5) бром
36. Какие из катионов Cu^{2+} , Ni^{2+} , Mg^{2+} , Bi^{3+} , Fe^{3+} , Co^{2+} можно разделить, используя реакцию комплексообразования? Действием какого реагента?
- 1) Mg^{2+} и Bi^{3+} от Fe^{3+} , Co^{2+} , Cu^{2+} и Ni^{2+} ; реагент NaOH
 - 2) Mg^{2+} , Bi^{3+} и Fe^{3+} от Co^{2+} , Cu^{2+} и Ni^{2+} ; реагент NaOH
 - 3) Mg^{2+} , Bi^{3+} и Fe^{3+} от Co^{2+} , Cu^{2+} и Ni^{2+} ; реагент NH_3
 - 4) Mg^{2+} и Fe^{3+} от Bi^{3+} , Co^{2+} , Cu^{2+} и Ni^{2+} ; реагент NH_3
 - 5) Mg^{2+} , Cu^{2+} и Ni^{2+} от Fe^{3+} , Co^{2+} и Bi^{3+} ; реагент NH_3
37. Необходимо получить Cl_2 из HCl . Для этого следует использовать
- 1) окислитель
 - 2) щелочь
 - 3) восстановитель
 - 4) бром
 - 5) бромную воду
38. С целью получения наименьших потерь осадка его необходимо промывать
- 1) водой
 - 2) дистиллированной водой
 - 3) раствором сильного электролита, не имеющего с осадком одноименных ионов
 - 4) раствором электролита, содержащего одноименный ион с ионом, входящим в осадок

5) раствором слабого электролита

39. Энтропия системы уменьшается

- 1) при нагревании
- 2) при протекании реакции $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$
- 3) при плавлении льда
- 4) при расширении системы
- 5) при кипении воды

40. Тепловой эффект химической реакции ($\Delta H_{\text{х.р.}}$) равен сумме теплот образования

продуктов реакции ($\Delta H_{\text{обр}}^{\text{прод}}$) за вычетом суммы теплот образования исходных веществ

($\Delta H_{\text{обр}}^{\text{прод}}$) с учетом стехиометрических коэффициентов – это

- 1) закон Ома
- 2) закон Гесса
- 3) закон Канницаро
- 4) закон Шарля
- 5) закон Дальтона

Контрольная работа «Строение атома и Периодическая система Д.И. Менделеева»

Пример 1. Определите набор квантовых чисел для состояния электронов $4p^5$; $5d^4$; $3s^2$.

Решение. Определим набор квантовых чисел для данных состояний.

Квантовые числа	$4p^5$	$5d^4$	$3s^2$
n	4	5	3
l	1	2	0
m_l	-1	-1	0
m_s	+1/2	+1/2	-1/2

Пример 2. Определите последовательность заполнения электронами подуровней 3d, 4s, 4p.

Решение. Определим сумму главного и орбитального квантовых чисел для подуровней 3d, 4s, 4p.

$$3d: n = 3, l = 2; (n + l) = 5,$$

$$4s: n = 4, l = 0; (n + l) = 4,$$

$$4p: n = 4, l = 1; (n + l) = 5.$$

Последовательность заполнения электронами подуровней: 4s, 3d, 4p.

Пример 3. Напишите электронные формулы атомов кальция и титана. Укажите, к какому семейству элементов они относятся.

Решение. Кальций и титан – элементы IV периода и атомы их имеют 4 электронных слоя.

Электронная формула кальция: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.

Электронная формула титана: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$.

Кальций – s-элемент, титан – d-элемент.

Вариант 1

1. Укажите набор квантовых чисел для энергетических состояний

$$1s^2;$$

$$5p^2;$$

$$4f^2.$$

2. По указанным конфигурациям валентных электронов

$$5s^2 5p^5;$$

$$4s^2 3d^2$$

определите:

а) место элемента в Периодической системе (период, группу, подгруппу);

б) распределение электронов для данного элемента по слоям;

в) высшую степень окисления.

3. Напишите полную электронную формулу атома Bi, иона Bi^{3+} , атома брома, иона Br^- .

Вариант 2

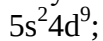
1. Укажите набор квантовых чисел для энергетических состояний

$$5s^2;$$

$$3d^2;$$

$$7p^2.$$

2. По указанным конфигурациям валентных электронов



определите:

- а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
- б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
- в) высшую степень окисления;
- г) формулу высшего оксида.

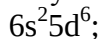
3. Напишите полную электронную формулу и электронно-графические формулы валентных электронов атома Fe, ионов Fe^{2+} , Fe^{3+} .

Вариант 3

1. Укажите набор квантовых чисел для энергетических состояний



2. По указанным конфигурациям валентных электронов



определите:

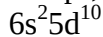
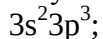
- а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
- б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
- в) возможные степени окисления.

3. Напишите полные электронные формулы атомов кремния, рутения.

Вариант 4

1. Укажите максимальное количество электронов в атоме, содержащем три энергетических уровня, приведите пример.

2. По указанным конфигурациям валентных электронов



определите:

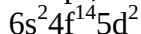
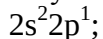
- а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
- б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
- в) возможные степени окисления.

3. Напишите полную электронную формулу атомов Ba, Ge, Ni, Ce. Укажите, к какому электронному семейству относится каждый элемент.

Вариант 5

1. Напишите полные электронные формулы атомов рубидия, циркония, фосфора, ксенона.

2. По указанным конфигурациям валентных электронов



определите:

- а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
- б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
- в) высшую степень окисления.

3. Напишите полную электронную конфигурацию элемента, содержащего на 3d-подуровне максимальное количество неспаренных электронов.

Вариант 6

1. Напишите электронные конфигурации последнего уровня атомов стронция, титана, селена, аргона.
2. По указанным конфигурациям валентных электронов
 $2s^2 2p^2$;
 $7s^2 6d^1 5f^2$
определите:
 - а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
 - б) распределение электронов по уровням;
 - в) высшую степень окисления. Приведите примеры соединений в этой степени окисления.
3. Приведите полную электронную формулу элемента, содержащего на 4d-подуровне максимальное число электронов.

Вариант 7

1. Укажите последовательность заполнения электронных орбиталей 5d 6f 7s через сумму $(n + l)$ (принцип наименьшей энергии).
2. По указанным конфигурациям валентных электронов
 $6s^2 6p^4$;
 $5s^2 4d^2$
определите:
 - а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
 - б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
 - в) возможные степени окисления.
3. Составьте полную электронную и электронно-графическую формулу атомов йода в нормальном и возбужденном состояниях. Напишите формулу высшего оксида йода и формулу соединения этого элемента с водородом.

Вариант 8

1. Укажите последовательность заполнения электронных орбиталей 5d 5p 6s через сумму $(n + l)$ (принцип наименьшей энергии).
2. По указанным конфигурациям валентных электронов
 $6s^2 6p^4$;
 $5s^2 4d^4$
определите:
 - а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
 - б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
 - в) возможные степени окисления.
3. Составьте полную электронную и электронно-графическую формулу атомов брома в нормальном и возбужденном состояниях. Напишите формулу высшего оксида брома и формулу соединения этого элемента с водородом.

Вариант 9

1. Укажите последовательность заполнения электронных орбиталей 4d 5f 6s через сумму $(n + l)$ (принцип наименьшей энергии).
2. По указанным конфигурациям валентных электронов
 $6s^2 6p^4$;
 $5s^2 4d^5$
определите:
 - а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);

- б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
в) возможные степени окисления.
3. Составьте полную электронную и электронно-графическую формулу атомов углерода в нормальном и возбужденном состояниях. Напишите формулу высшего оксида углерода и формулу соединения этого элемента с водородом.

Вариант 10

1. Укажите последовательность заполнения электронных орбиталей 5d 4f 6p 7s через сумму $(n + l)$ (принцип наименьшей энергии).
2. По указанным конфигурациям валентных электронов
 $6s^2 6p^4$;
 $5s^2 4d^6$
определите:
а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
в) возможные степени окисления.
3. Составьте полную электронную и электронно-графическую формулу атомов кремния в нормальном и возбужденном состояниях. Напишите формулу высшего оксида кремния и формулу соединения этого элемента с водородом.

Вариант 11

1. Укажите последовательность заполнения электронных орбиталей 4d 4p 4f 6s через сумму $(n + l)$ (принцип наименьшей энергии).
2. По указанным конфигурациям валентных электронов
 $6s^2 6p^4$;
 $5s^2 4d^7$
определите:
а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
в) возможные степени окисления.
3. Составьте полную электронную и электронно-графическую формулу атомов хлора в нормальном и возбужденном состояниях. Напишите формулу высшего оксида хлора и формулу соединения этого элемента с водородом.

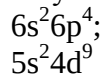
Вариант 12

1. Укажите последовательность заполнения электронных орбиталей 3d 4p 4f 4s через сумму $(n + l)$ (принцип наименьшей энергии).
2. По указанным конфигурациям валентных электронов
 $6s^2 6p^4$;
 $5s^2 4d^8$
определите:
а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
в) возможные степени окисления.
3. Составьте полную электронную и электронно-графическую формулу атомов бора в нормальном и возбужденном состояниях. Напишите формулу высшего оксида бора и формулу соединения этого элемента с водородом.

Вариант 13

1. Укажите последовательность заполнения электронных орбиталей 3d 4p 4f 6s через сумму $(n + l)$ (принцип наименьшей энергии).

2. По указанным конфигурациям валентных электронов



определите:

- а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
- б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
- в) возможные степени окисления.

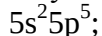
3. Составьте полную электронную и электронно-графическую формулу атомов йода в нормальном и возбужденном состояниях. Напишите формулу высшего оксида йода и формулу соединения этого элемента с водородом.

Вариант 14

1. Укажите набор квантовых чисел для энергетических состояний



2. По указанным конфигурациям валентных электронов



определите:

- а) место элемента в периодической системе (период, группу, подгруппу);
- б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
- в) высшую степень окисления.

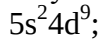
3. Напишите полную электронную формулу атома Bi, иона Bi^{3+} , атома брома, иона Br^- .

Вариант 15

1. Укажите набор квантовых чисел для энергетических состояний



2. По указанным конфигурациям валентных электронов



определите:

- а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
- б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
- в) высшую степень окисления;
- г) формулу высшего оксида.

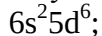
3. Напишите полную электронную формулу и электронно-графические формулы валентных электронов атома Fe, ионов Fe^{2+} , Fe^{3+} .

Вариант 16

1. Укажите набор квантовых чисел для энергетических состояний



2. По указанным конфигурациям валентных электронов



определите:

- а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
 - б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
 - в) возможные степени окисления.
3. Напишите полные электронные формулы атомов кремния, рутения.

Вариант 17

1. Укажите максимальное количество электронов в атоме, содержащем три энергетических уровня, приведите пример.
2. По указанным конфигурациям валентных электронов
 $3s^2 3p^3$;
 $6s^2 5d^{10}$
определите:
- а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
 - б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
 - в) возможные степени окисления.
3. Напишите полную электронную формулу атомов Ba, Ge, Ni, Ce. Укажите, к какому электронному семейству относится каждый элемент.

Вариант 18

1. Напишите полные электронные формулы атомов рубидия, циркония, фосфора, ксенона.
2. По указанным конфигурациям валентных электронов
 $2s^2 2p^1$;
 $6s^2 4f^{14} 5d^2$
определите:
- а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
 - б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
 - в) высшую степень окисления.
3. Напишите полную электронную конфигурацию элемента, содержащего на 3d-подуровне максимальное количество неспаренных электронов.

Вариант 19

1. Напишите электронные конфигурации последнего уровня атомов стронция, титана, селена, аргона.
2. По указанным конфигурациям валентных электронов
 $2s^2 2p^2$;
 $7s^2 6d^1 5f^2$
определите:
- а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
 - б) распределение электронов по уровням;
 - в) высшую степень окисления. Приведите примеры соединений в этой степени окисления.
3. Приведите полную электронную формулу элемента, содержащего на 4d-подуровне максимальное число электронов.

Вариант 20

1. Укажите последовательность заполнения электронных орбиталей 4f 5d 6f 7s через сумму $(n + 1)$ (принцип наименьшей энергии).
2. По указанным конфигурациям валентных электронов
 $6s^2 6p^4$;
 $5s^2 4d^2$

определите:

- а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
- б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
- в) возможные степени окисления.

3. Составьте полную электронную и электронно-графическую формулу атомов йода в нормальном и возбужденном состояниях. Напишите формулу высшего оксида йода и формулу соединения этого элемента с водородом.

Вариант 21

1. Укажите набор квантовых чисел для энергетических состояний

$3s^2$;

$4p^2$;

$5f^5$.

2. По указанным конфигурациям валентных электронов

$5s^2 5p^4$;

$4s^2 3d^5$

определите:

- а) место элемента в периодической системе (период, группу, подгруппу);
- б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
- в) высшую степень окисления.

3. Напишите полную электронную формулу атома Bi, иона Bi^{3+} , атома брома, иона Br^- .

Вариант 22

1. Укажите набор квантовых чисел для энергетических состояний

$5s^2$;

$3d^7$;

$7p^5$.

2. По указанным конфигурациям валентных электронов

$5s^2 4d^7$;

$2s^2 2p^3$

определите:

- а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
- б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
- в) высшую степень окисления;
- г) формулу высшего оксида.

3. Напишите полную электронную формулу и электронно-графические формулы валентных электронов атома Fe, ионов Fe^{2+} , Fe^{3+} .

Вариант 23

1. Укажите набор квантовых чисел для энергетических состояний

$7s^2$;

$5d^4$;

$6p^4$.

2. По указанным конфигурациям валентных электронов

$6s^2 5d^8$;

$7s^2 7p^4$

определите:

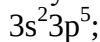
- а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
- б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
- в) возможные степени окисления.

3. Напишите полные электронные формулы атомов свинца, вольфрама.

Вариант 24

1. Укажите максимальное количество электронов в атоме, содержащем четыре энергетических уровня, приведите пример.

2. По указанным конфигурациям валентных электронов



определите:

а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);

б) распределение электронов для данного элемента по слоям;

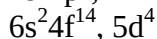
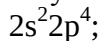
в) возможные степени окисления.

3. Напишите полную электронную формулу атомов Ba, Ge, Ni, Ce. Укажите, к какому электронному семейству относится каждый элемент.

Вариант 25

1. Напишите полные электронные формулы атомов радия, циркония, селена, неона.

2. По указанным конфигурациям валентных электронов



определите:

а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);

б) распределение электронов для данного элемента по слоям;

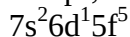
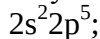
в) высшую степень окисления.

3. Напишите полную электронную конфигурацию элемента, содержащего на 3d-подуровне максимальное количество неспаренных электронов.

Вариант 26

1. Напишите электронные конфигурации последнего уровня атомов стронция, кобальта, селена, аргона.

2. По указанным конфигурациям валентных электронов



определите:

а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);

б) распределение электронов по уровням;

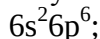
в) высшую степень окисления. Приведите примеры соединений в этой степени окисления.

3. Приведите полную электронную формулу элемента, содержащего на 4d-подуровне максимальное число электронов.

Вариант 27

1. Укажите последовательность заполнения электронных орбиталей 6s 5d 6f 4f через сумму $(n + l)$ (принцип наименьшей энергии).

2. По указанным конфигурациям валентных электронов



определите:

а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);

б) распределение электронов для данного элемента по слоям;

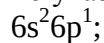
в) возможные степени окисления.

3. Составьте полную электронную и электронно-графическую формулу атомов брома в нормальном и возбужденном состояниях. Напишите формулу высшего оксида брома и формулу соединения этого элемента с водородом.

Вариант 28

1. Укажите последовательность заполнения электронных орбиталей 6p 5d 4f 6s через сумму $(n + l)$ (принцип наименьшей энергии).

2. По указанным конфигурациям валентных электронов



определите:

а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);

б) распределение электронов для данного элемента по слоям;

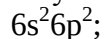
в) возможные степени окисления.

3. Составьте полную электронную и электронно-графическую формулу атомов брома в нормальном и возбужденном состояниях. Напишите формулу высшего оксида брома и формулу соединения этого элемента с водородом.

Вариант 29

1. Укажите последовательность заполнения электронных орбиталей 5p 4d 4f 6s через сумму $(n + l)$ (принцип наименьшей энергии).

2. По указанным конфигурациям валентных электронов



определите:

а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);

б) распределение электронов для данного элемента по слоям;

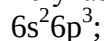
в) возможные степени окисления.

3. Составьте полную электронную и электронно-графическую формулу атомов углерода в нормальном и возбужденном состояниях. Напишите формулу высшего оксида углерода и формулу соединения этого элемента с водородом.

Вариант 30

1. Укажите последовательность заполнения электронных орбиталей 5d 3p 4f 7s через сумму $(n + l)$ (принцип наименьшей энергии).

2. По указанным конфигурациям валентных электронов



определите:

а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);

б) распределение электронов для данного элемента по слоям;

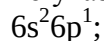
в) возможные степени окисления.

3. Составьте полную электронную и электронно-графическую формулу атомов кремния в нормальном и возбужденном состояниях. Напишите формулу высшего оксида кремния и формулу соединения этого элемента с водородом.

Вариант 31

1. Укажите последовательность заполнения электронных орбиталей 4d 4f 5p 6s через сумму $(n + l)$ (принцип наименьшей энергии).

2. По указанным конфигурациям валентных электронов





определите:

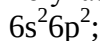
- а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
- б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
- в) возможные степени окисления.

3. Составьте полную электронную и электронно-графическую формулу атомов хлора в нормальном и возбужденном состояниях. Напишите формулу высшего оксида хлора и формулу соединения этого элемента с водородом.

Вариант 32

1. Укажите последовательность заполнения электронных орбиталей $3p$ $3d$ $4f$ $6s$ через сумму $(n + l)$ (принцип наименьшей энергии).

2. По указанным конфигурациям валентных электронов



определите:

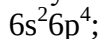
- а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
- б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
- в) возможные степени окисления.

3. Составьте полную электронную и электронно-графическую формулу атомов бора в нормальном и возбужденном состояниях. Напишите формулу высшего оксида бора и формулу соединения этого элемента с водородом.

Вариант 33

1. Укажите последовательность заполнения электронных орбиталей $5p$ $3d$ $4f$ $6s$ через сумму $(n + l)$ (принцип наименьшей энергии).

2. По указанным конфигурациям валентных электронов



определите:

- а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
- б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
- в) возможные степени окисления.

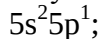
3. Составьте полную электронную и электронно-графическую формулу атомов серы в нормальном и возбужденном состояниях. Напишите формулу высшего оксида серы и формулу соединения этого элемента с водородом.

Вариант 34

1. Укажите набор квантовых чисел для энергетических состояний



2. По указанным конфигурациям валентных электронов



определите:

- а) место элемента в периодической системе (период, группу, подгруппу);
- б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
- в) высшую степень окисления.

3. Напишите полную электронную формулу атома Bi , иона Bi^{3+} , атома брома, иона Br^- .

Вариант 35

1. Укажите набор квантовых чисел для энергетических состояний
 $4s^2$;
 $4d^2$;
 $7p^2$.
2. По указанным конфигурациям валентных электронов
 $5s^2 4d^6$;
 $2s^2 2p^3$
определите:
а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
в) высшую степень окисления;
г) формулу высшего оксида.
3. Напишите полную электронную формулу и электронно-графические формулы валентных электронов атома Fe, ионов Fe^{2+} , Fe^{3+} .

Вариант 36

1. Укажите набор квантовых чисел для энергетических состояний
 $7s^2$;
 $5d^7$;
 $6p^6$.
2. По указанным конфигурациям валентных электронов
 $6s^2, 5d^7$;
 $7s^2, 7p^3$
определите:
а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
в) возможные степени окисления.
3. Напишите полные электронные формулы атомов кремния, рутения.

Вариант 37

1. Укажите максимальное количество электронов в атоме, содержащем пять энергетических уровней, приведите пример.
2. По указанным конфигурациям валентных электронов
 $3s^2, 3p^5$;
 $6s^2, 5d^5$
определите:
а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
в) возможные степени окисления.
3. Напишите полную электронную формулу атомов Ba, Ge, Ni, Se. Укажите, к какому электронному семейству относится каждый элемент.

Вариант 38

1. Напишите полные электронные формулы атомов рубидия, циркония, фосфора, ксенона.
2. По указанным конфигурациям валентных электронов
 $2s^2, 2p^4$;
 $6s^2, 4f^{14}, 5d^4$
определите:

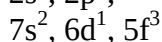
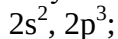
- а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
- б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
- в) высшую степень окисления.

3. Напишите полную электронную конфигурацию элемента, содержащего на 3d-подуровне максимальное количество неспаренных электронов.

Вариант 39

1. Напишите электронные конфигурации последнего уровня атомов радия, железа, селена, криптона.

2. По указанным конфигурациям валентных электронов



определите:

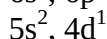
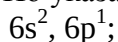
- а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
- б) распределение электронов по уровням;
- в) высшую степень окисления. Приведите примеры соединений в этой степени окисления.

3. Приведите полную электронную формулу элемента, содержащего на 4d-подуровне максимальное число электронов.

Вариант 40

1. Укажите последовательность заполнения электронных орбиталей 5d 5p 4f 7s через сумму $(n + 1)$ (принцип наименьшей энергии).

2. По указанным конфигурациям валентных электронов

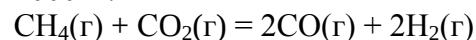


определите:

- а) место элемента в периодической таблице (период, группу, подгруппу);
 - б) распределение электронов для данного элемента по слоям;
 - в) возможные степени окисления.
3. Составьте полную электронную и электронно-графическую формулу атомов хлора в нормальном и возбужденном состояниях. Напишите формулу высшего оксида хлора и формулу соединения этого элемента с водородом.

Контрольная работа «Общие закономерности протекания химических процессов»

Пример 1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К:



$$\Delta H_{298}^0 (\text{кДж/моль}) -75 - 393 \quad 110 \quad 0$$

$$S_{298}^0 (\text{Дж/мольК}) 186 \quad 214 \quad 198 \quad 131$$

Решение. По следствию из закона Гесса

$$\Delta H_{298}^0 = [2(-110) + 0] - [(-75) + (-393)] = 248 \text{ кДж.}$$

$$\Delta S_{298}^0 = 2(198) + 2(131) - 186 - 214 = 258 \text{ Дж/К.}$$

$$\Delta G_{298}^0 = 248 - 298(0,258) = 171,1 \text{ кДж.}$$

$$\Delta G_{1000}^0 = 248 - 1000(0,258) = -10 \text{ кДж.}$$

Ответ: $\Delta G_{298}^0 > 0$, реакция при стандартных условиях невозможна. $\Delta G_{1000}^0 < 0$, реакция возможна.

Пример 2. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 30 до 70 °С, если температурный коэффициент равен 2.

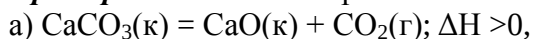
Решение. Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется эмпирическим правилом Вант-Гоффа по формуле

$$V_{t_2} = V_{t_1} Y^{(t_2 - t_1)/10}$$
$$2^{70-30/10} = 16$$

Ответ: Скорость реакции V_{t_2} при 70 °С больше скорости реакции V_{t_1} при 30 °С в 16 раз.

Стандартные условия: $P = 101,3 \text{ кПа}$; $T = 25 \text{ °С} = 298 \text{ К}$; концентрация 1 моль/л.

Пример 3. Составьте выражение константы равновесия для процессов:



Укажите, как повлияет на равновесие в этих системах: а) уменьшение температуры, б) увеличение давления.

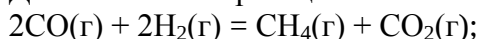
Решение. Для гетерогенной реакции $\text{CaCO}_3(\text{к}) = \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$

$[\text{CaCO}_3] = [\text{CaO}] = \text{const}$ (не влияет на скорость химической реакции).

Следовательно, $K_p = [\text{CO}_2]$.

Согласно принципу Ле Шателье при уменьшении температуры равновесие сместится в сторону экзотермической реакции, т. е. влево. При увеличении давления равновесие сместится в сторону меньших объемов, т. е. влево.

Для гомогенной реакции

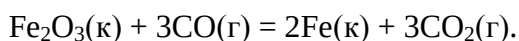


$$K_p = [\text{CH}_4] [\text{CO}_2] / [\text{CO}]^2 [\text{H}_2]^2$$

Ответ: при уменьшении температуры равновесие сместится в сторону экзотермической реакции, т. е. вправо. При увеличении давления в системе равновесие сместится в сторону меньших объемов, т. е. вправо.

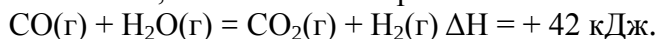
Вариант 1

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К



2. Скорость некоторой реакции при 0 °С примем за единицу. Вычислите скорость той же реакции при 100 °С, если температурный коэффициент $\gamma = 3$.

3. Укажите, как повлияет на равновесие в системе:



а) увеличение температуры, б) уменьшение давления.

Составьте выражение константы равновесия для данного обратимого процесса.

Вариант 2

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К $2\text{NiO}(\text{к}) + \text{C}(\text{граф}) = 2\text{Ni}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$.

2. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2,3.

Укажите, как изменяется скорость этой реакции при повышении температуры на 20 °С.

3. Составьте выражение константы равновесия для реакций:



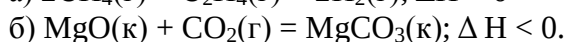
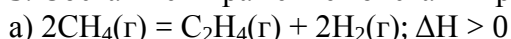
Укажите, как повлияет на равновесие в этих системах: а) уменьшение температуры, б) увеличение давления.

Вариант 3

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К $\text{KMnO}_2(\text{к}) + \text{C}(\text{граф}) = \text{Mn}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$.

2. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры на 30 °С скорость реакции возрастает в 27 раз.

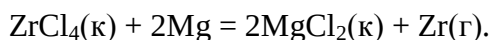
3. Составьте выражение константы равновесия для процессов:



Укажите, как повлияет повышение температуры на равновесие в этих системах.

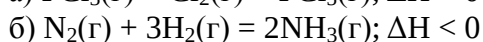
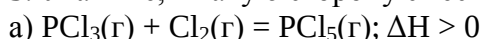
Вариант 4

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К



2. При повышении температуры на 40 °С скорость реакции увеличилась в 16 раз. Вычислите температурный коэффициент $\gamma = 3$.

3. Укажите, в какую сторону сместится равновесие в обратимых реакциях



при увеличении температуры; при уменьшении давления в системе.

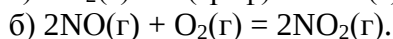
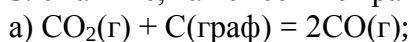
Составьте выражение константы равновесия для каждой реакции.

Вариант 5

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К $\text{KSO}_2(\text{г}) + \text{NO}_2(\text{г}) \rightarrow \text{SO}_3(\text{г}) + \text{NO}(\text{г})$.

2. При понижении температуры на 20 °С скорость реакции уменьшилась в 64 раза. Вычислите температурный коэффициент γ .

3. Укажите, как сместится равновесие при сжатии следующих систем:

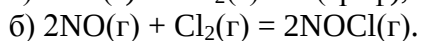


Составьте выражение константы равновесия для каждой из этих реакций.

Вариант 6

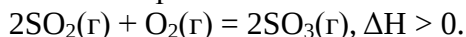
1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 K $4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$.

2. Составьте кинетическое уравнение для прямой реакции



Укажите, как изменится скорость каждой реакции при увеличении давления в 3 раза.

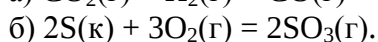
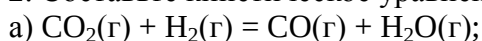
3. Укажите, как следует изменить: а) температуру, б) давление, в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в системе в сторону продукта реакции SO_3 :



Вариант 7

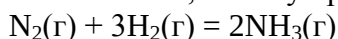
1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 K $\text{KCr}_2\text{O}_7(\text{к}) + 3\text{CO}(\text{г}) = 2\text{Cr}(\text{к}) + 3\text{CO}_2(\text{г})$.

2. Составьте кинетическое уравнение для прямой реакции

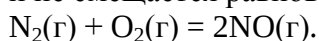


Укажите, как изменится скорость реакций при повышении давления в 2 раза.

3. Объясните, почему при изменении давления смещается равновесие в системе:



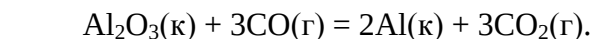
и не смещается равновесие в системе



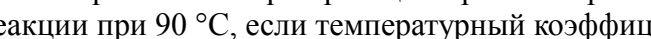
Ответ мотивируйте на основании расчета скорости прямой и обратной реакции до и после изменения давления. Напишите выражение константы равновесия для каждой из этих реакций.

Вариант 8

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 K $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{CO}(\text{г}) = 2\text{Al}(\text{к}) + 3\text{CO}_2(\text{г})$.



3. Укажите, как повлияет на равновесие в системе:



а) уменьшение температуры, б) увеличение давления.

Составьте выражение константы равновесия для данного обратимого процесса.

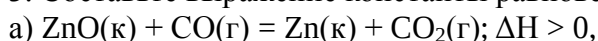
Вариант 9

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 K $\text{K}_2\text{CoO}(\text{к}) + \text{C}(\text{граф}) = 2\text{Co}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$.

2. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 3,6.

Укажите, как изменяется скорость этой реакции при повышении температуры на 20 °С.

3. Составьте выражение константы равновесия для реакций:



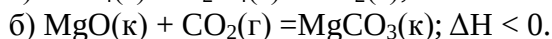
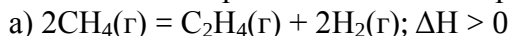
Укажите, как повлияет на равновесие в этих системах: а) увеличение температуры, б) уменьшение давления.

Вариант 10

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 K $\text{KMnO}_2(\text{к}) + \text{C}(\text{граф}) = \text{Mn}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$.

2. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры на 30 °C скорость реакции возрастает в 37 раз.

3. Составьте выражение константы равновесия для процессов:



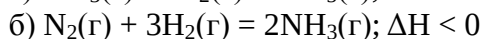
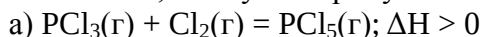
Укажите, как повлияет повышение температуры на равновесие в этих системах.

Вариант 11

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 K $\text{ZrCl}_4(\text{к}) + 2\text{Mg} = 2\text{MgCl}_2(\text{к}) + \text{Zr}(\text{г})$.

2. При повышении температуры на 20 °C скорость реакции увеличилась в 16 раз. Вычислите температурный коэффициент.

3. Укажите, в какую сторону сместится равновесие в обратимых реакциях



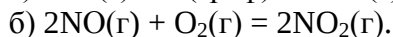
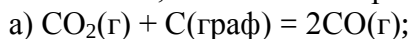
при увеличении температуры; при уменьшении давления в системе. Составьте выражение константы равновесия для каждой реакции.

Вариант 12

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 K $\text{KSO}_2(\text{г}) + \text{NO}_2(\text{г}) \rightarrow \text{SO}_3(\text{г}) + \text{NO}(\text{г})$.

2. При понижении температуры на 25 °C скорость реакции уменьшилась в 64 раза. Вычислите температурный коэффициент γ .

3. Укажите, как сместится равновесие при сжатии следующих систем:

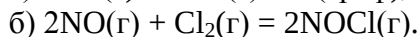
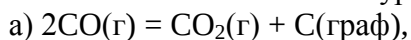


Составьте выражение константы равновесия для каждой из этих реакций.

Вариант 13

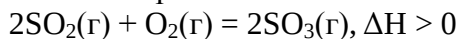
1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 K $4\text{K}_2\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$.

2. Составьте кинетическое уравнение для прямой реакции



Укажите, как изменится скорость каждой реакции при увеличении давления в 3 раза.

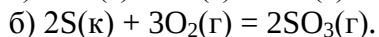
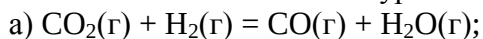
3. Укажите, как следует изменить: а) температуру, б) давление, в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в системе в сторону продукта реакции SO_3 :



Вариант 14

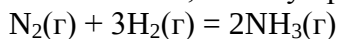
1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 K $\text{KCr}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{CO}(\text{г}) = 2\text{Cr}(\text{к}) + 3\text{CO}_2(\text{г})$.

2. Составьте кинетическое уравнение для прямой реакции

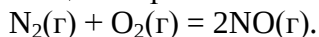


Укажите, как изменится скорость реакций при повышении давления в 2 раза.

3. Объясните, почему при изменении давления смещается равновесие в системе:



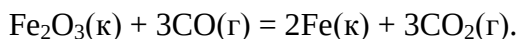
и не смещается равновесие в системе



Ответ мотивируйте на основании расчета скорости прямой и обратной реакции до и после изменения давления. Напишите выражение константы равновесия для каждой из этих реакций.

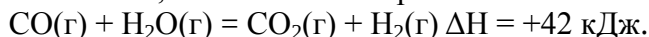
Вариант 15

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К



2. Скорость некоторой реакции при 0 °С примем за единицу. Вычислите скорость той же реакции при 100 °С, если температурный коэффициент $\gamma = 3$.

3. Укажите, как повлияет на равновесие в системе:



а) увеличение температуры, б) уменьшение давления.

Составьте выражение константы равновесия для данного обратимого процесса.

Вариант 16

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К $\text{K}_2\text{NiO}(\text{к}) + \text{C}(\text{граф}) = 2\text{Ni}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}).$

2. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2,3.

Укажите, как изменяется скорость этой реакции при повышении температуры на 20 °С.

3. Составьте выражение константы равновесия для реакций:



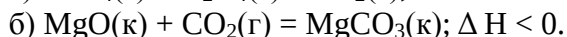
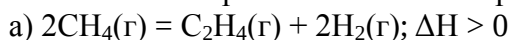
Укажите, как повлияет на равновесие в этих системах: а) уменьшение температуры, б) увеличение давления.

Вариант 17

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К $\text{KMnO}_2(\text{к}) + \text{C}(\text{граф}) = \text{Mn}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}).$

2. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры на 30 °С скорость реакции возрастает в 27 раз.

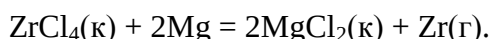
3. Составьте выражение константы равновесия для процессов:



Укажите, как повлияет повышение температуры на равновесие в этих системах.

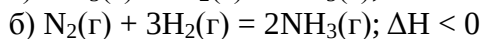
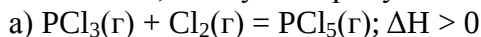
Вариант 18

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К



2. При повышении температуры на 40 °С скорость реакции увеличилась 16 раз. Вычислите температурный коэффициент $\gamma = 3$.

3. Укажите, в какую сторону сместится равновесие в обратимых реакциях



при увеличении температуры; при уменьшении давления в системе. Составьте выражение константы равновесия для каждой реакции.

Вариант 19

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 K $\text{KSO}_2(\text{г}) + \text{NO}_2(\text{г}) \rightarrow \text{SO}_3(\text{г}) + \text{NO}(\text{г})$.

2. При понижении температуры на 20 °C скорость реакции уменьшилась в 64 раза. Вычислите температурный коэффициент γ .

3. Укажите, как сместится равновесие при сжатии следующих систем:

а) $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{граф}) = 2\text{CO}(\text{г})$;

б) $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$.

Составьте выражение константы равновесия для каждой из этих реакций.

Вариант 20

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 K $4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$.

2. Составьте кинетическое уравнение для прямой реакции

а) $2\text{CO}(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{граф})$,

б) $2\text{NO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{NOCl}(\text{г})$.

Укажите, как изменится скорость каждой реакции при увеличении давления в 3 раза.

3. Укажите, как следует изменить: а) температуру, б) давление, в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в системе в сторону продукта реакции SO_3 :

$2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г})$, $\Delta H > 0$.

Вариант 21

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 K

$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{CO}(\text{г}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{CO}_2(\text{г})$.

2. Скорость некоторой реакции при 0 °C примем за единицу. Вычислите скорость той же реакции при 100 °C, если температурный коэффициент $\gamma = 3$.

3. Укажите, как повлияет на равновесие в системе:

$\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$ $\Delta H = +42$ кДж.

а) увеличение температуры, б) уменьшение давления. Составьте выражение константы равновесия для данного обратимого процесса.

Вариант 22

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 K

$2\text{NiO}(\text{к}) + \text{C}(\text{граф}) = 2\text{Ni}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$.

2. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2,3. Укажите, как изменяется скорость этой реакции при повышении температуры на 20 °C.

3. Составьте выражение константы равновесия для реакций:

а) $\text{ZnO}(\text{к}) + \text{CO}(\text{г}) = \text{Zn}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$; $\Delta H > 0$,

б) $2\text{CO}(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}) = \text{CH}_4(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г})$; $\Delta H < 0$.

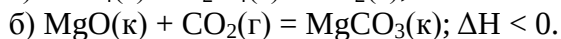
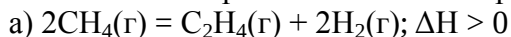
Укажите, как повлияет на равновесие в этих системах: а) уменьшение температуры, б) увеличение давления.

Вариант 23

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 K $\text{KMnO}_2(\text{к}) + \text{C}(\text{граф}) = \text{Mn}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$.

2. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры на 30 °С скорость реакции возрастает в 27 раз.

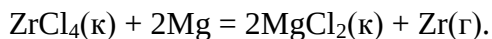
3. Составьте выражение константы равновесия для процессов:



Укажите, как повлияет повышение температуры на равновесие в этих системах.

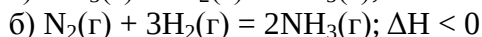
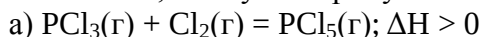
Вариант 24

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К



2. При повышении температуры на 40 °С скорость реакции увеличилась в 16 раз. Вычислите температурный коэффициент $\gamma = 3$.

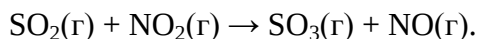
3. Укажите, в какую сторону сместится равновесие в обратимых реакциях



при увеличении температуры; при уменьшении давления в системе. Составьте выражение константы равновесия для каждой реакции.

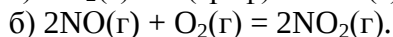
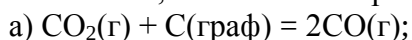
Вариант 25

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К



2. При понижении температуры на 20 °С скорость реакции уменьшилась в 64 раза. Вычислите температурный коэффициент γ .

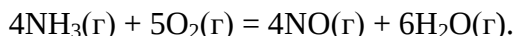
3. Укажите, как сместится равновесие при сжатии следующих систем:



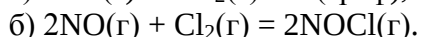
Составьте выражение константы равновесия для каждой из этих реакций.

Вариант 26

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К

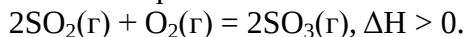


2. Составьте кинетическое уравнение для прямой реакции



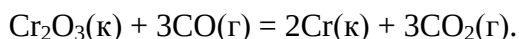
Укажите, как изменится скорость каждой реакции при увеличении давления в 6 раз.

3. Укажите, как следует изменить: а) температуру, б) давление, в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в системе в сторону продукта реакции SO_3 :

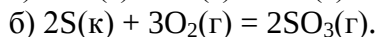
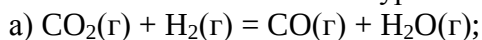


Вариант 27

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К

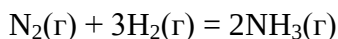


2. Составьте кинетическое уравнение для прямой реакции

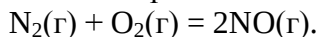


Укажите, как изменится скорость реакций при повышении давления в 2 раза.

3. Объясните, почему при изменении давления смещается равновесие в системе:



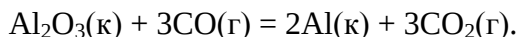
и не смещается равновесие в системе



Ответ мотивируйте на основании расчета скорости прямой и обратной реакции до и после изменения давления. Напишите выражение константы равновесия для каждой из этих реакций.

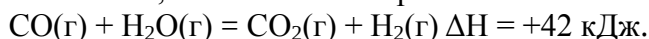
Вариант 28

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К



2. Скорость некоторой реакции при 0 °С примем за единицу. Вычислите скорость той же реакции при 90 °С, если температурный коэффициент $\gamma = 3$.

3. Укажите, как повлияет на равновесие в системе:

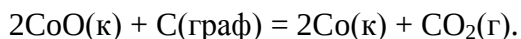


а) уменьшение температуры, б) увеличение давления.

Составьте выражение константы равновесия для данного обратимого процесса.

Вариант 29

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К



2. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 3,6. Укажите, как изменяется скорость этой реакции при повышении температуры на 20 °С.

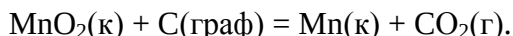
3. Составьте выражение константы равновесия для реакций:



Укажите, как повлияет на равновесие в этих системах: а) снижение температуры, б) уменьшение давления.

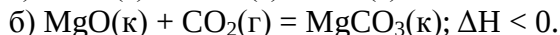
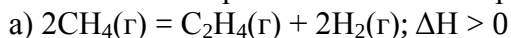
Вариант 30

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К



2. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры на 30 °С скорость реакции возрастает в 48 раз.

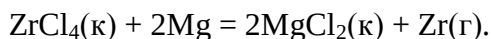
3. Составьте выражение константы равновесия для процессов:



Укажите, как повлияет повышение температуры на равновесие в этих системах.

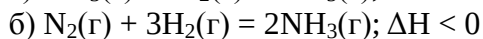
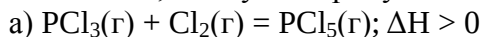
Вариант 31

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К



2. При повышении температуры на 30 °С скорость реакции увеличилась в 38 раз. Вычислите температурный коэффициент.

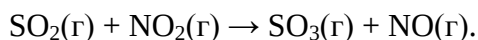
3. Укажите, в какую сторону сместится равновесие в обратимых реакциях



при увеличении температуры; при уменьшении давления в системе. Составьте выражение константы равновесия для каждой реакции.

Вариант 32

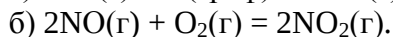
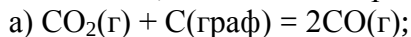
1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К



2. При понижении температуры на 30 °С скорость реакции уменьшилась в 64 раза.

Вычислите температурный коэффициент γ .

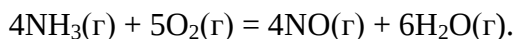
3. Укажите, как сместится равновесие при сжатии следующих систем:



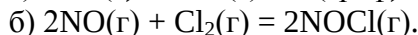
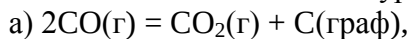
Составьте выражение константы равновесия для каждой из этих реакций.

Вариант 33

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К

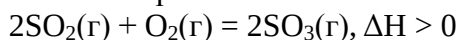


2. Составьте кинетическое уравнение для прямой реакции



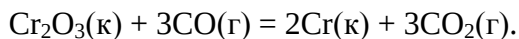
Укажите, как изменится скорость каждой реакции при увеличении давления в 5 раз.

3. Укажите, как следует изменить: а) температуру, б) давление, в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в системе в сторону продукта реакции SO_3 :

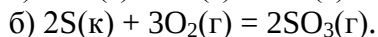
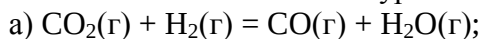


Вариант 34

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К

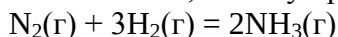


2. Составьте кинетическое уравнение для прямой реакции

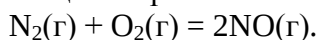


Укажите, как изменится скорость реакций при повышении давления в 3 раза.

3. Объясните, почему при изменении давления смещается равновесие в системе:



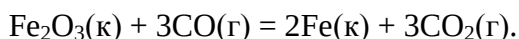
и не смещается равновесие в системе



Ответ мотивируйте на основании расчета скорости прямой и обратной реакции до и после изменения давления. Напишите выражение константы равновесия для каждой из этих реакций.

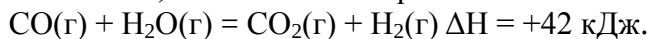
Вариант 35

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К



2. Скорость некоторой реакции при 0 °С примем за единицу. Вычислите скорость той же реакции при 100 °С, если температурный коэффициент $\gamma = 3$.

3. Укажите, как повлияет на равновесие в системе:

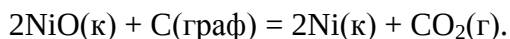


а) увеличение температуры, б) увеличение давления.

Составьте выражение константы равновесия для данного обратимого процесса.

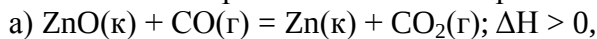
Вариант 36

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К



2. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2,3. Укажите, как изменяется скорость этой реакции при повышении температуры на 20 °С.

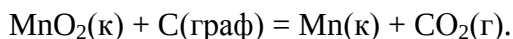
3. Составьте выражение константы равновесия для реакций:



Укажите, как повлияет на равновесие в этих системах: а) уменьшение температуры, б) увеличение давления.

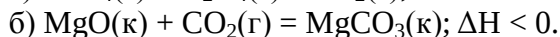
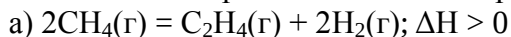
Вариант 37

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К



2. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры на 30 °С скорость реакции возрастает в 27 раз.

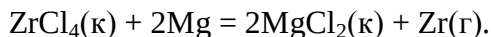
3. Составьте выражение константы равновесия для процессов:



Укажите, как повлияет повышение температуры на равновесие в этих системах.

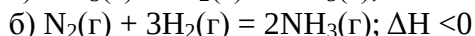
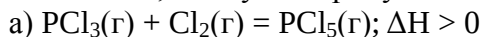
Вариант 38

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К



2. При повышении температуры на 40 °С скорость реакции увеличилась в 26 раз. Вычислите температурный коэффициент γ .

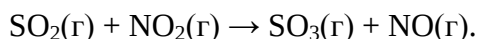
3. Укажите, в какую сторону сместится равновесие в обратимых реакциях



при увеличении температуры; при уменьшении давления в системе. Составьте выражение константы равновесия для каждой реакции.

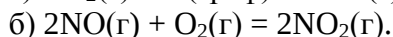
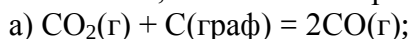
Вариант 39

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К



2. При понижении температуры на 20 °С скорость реакции уменьшилась в 64 раза. Вычислите температурный коэффициент γ .

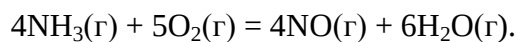
3. Укажите, как сместится равновесие при сжатии следующих систем:



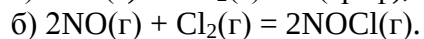
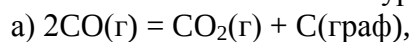
Составьте выражение константы равновесия для каждой из этих реакций.

Вариант 40

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 K

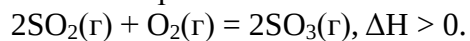


2. Составьте кинетическое уравнение для прямой реакции



Укажите, как изменится скорость каждой реакции при увеличении давления в 3 раза.

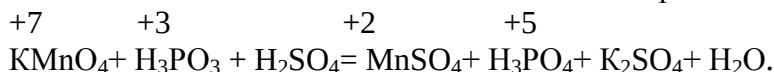
3. Укажите, как следует изменить: а) температуру, б) давление, в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в системе в сторону исходных веществ:



Контрольная работа «Окислительно-восстановительные реакции»

Пример 1. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции методами *полуреакций* и *электронного баланса*. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях и сделайте вывод о возможности ее протекания.

Укажите тип окислительно-восстановительной реакции.



окислитель восстановитель

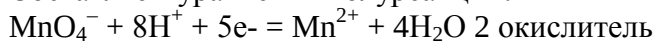
Стандартные условия: $T = 298 \text{ K}$; концентрация раствора (активность ионов) – 1 моль/л.

Решение. Коэффициенты определяем методом *электронного баланса*:

- рассчитываем степень окисления элементов;
- определяем восстановитель и окислитель;
- составляем уравнения электронного баланса:
 $\text{P}^{3+} - 2\text{e}^- = \text{P}^{5+}$ 5 восстановитель (процесс окисления),
 $\text{Mn}^{+7} + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{+2}$ 2 окислитель (процесс восстановления).

Коэффициенты определяем методом *ионно-электронного баланса* (метод *полуреакций*).

Составляем уравнения полуреакций:



С учетом коэффициентов уравнение реакции будет иметь вид



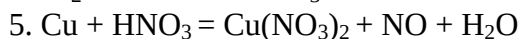
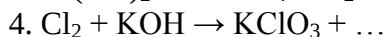
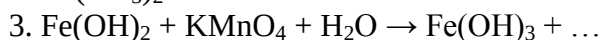
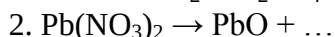
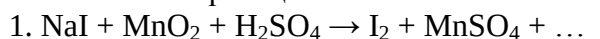
$$\text{ЭДС} = E^{\circ}_{\text{ок}} - E^{\circ}_{\text{восст}};$$

$$\text{ЭДС} = 1,51 - (-0,28) = 1,79(\text{В}).$$

$\text{ЭДС} > 0$, реакция протекает в прямом направлении. Тип ОВР – межмолекулярное окисление – восстановление.

Вариант 1

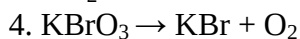
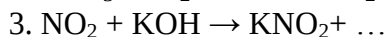
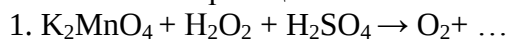
I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами *полуреакций* и *электронного баланса*. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

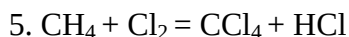


II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе MgCl_2 .

Вариант 2

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами *полуреакций* и *электронного баланса*. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

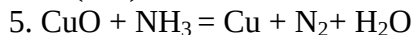
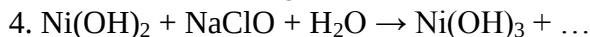
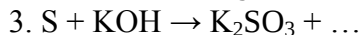
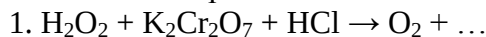




II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе ZnSO_4 .

Вариант 3

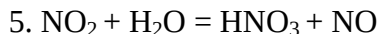
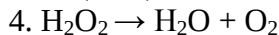
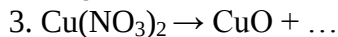
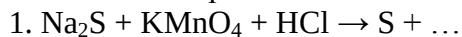
I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.



II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе нитрата меди (2).

Вариант 4

Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

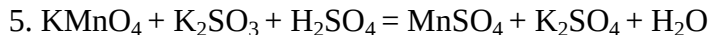
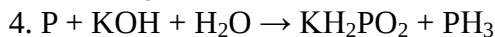
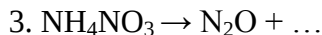
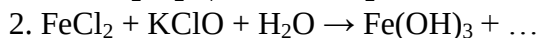
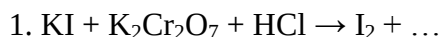


II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе хлорида железа (3).

Вариант 5

Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

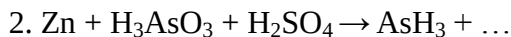
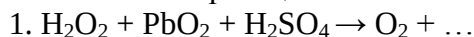
Стандартные условия: $T = 298 \text{ K}$; концентрация раствора (активность ионов) – 1 моль/л.



II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе бромида калия.

Вариант 6

Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.



3. $\text{Te} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{TeO}_3 + \dots$
4. $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$
5. $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$

II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе сульфата ртути (2)

Вариант 7

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

1. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \dots$
2. $\text{Zn} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{KCrO}_2 + \dots$
3. $\text{I}_2 + \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{Ba(IO}_3)_2 + \dots$
4. $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
5. $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе иодида кальция.

Вариант 8

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

1. $\text{Al} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$
2. $\text{NO} + \text{PbO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{PbO}_2 + \dots$
3. $\text{HClO}_3 \rightarrow \text{HClO}_4 + \text{HCl}$
4. $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$

II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе фосфата алюминия.

Вариант 9

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

1. $\text{NaI} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \dots$
2. $\text{Zn} + \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{AsH}_3 + \dots$
3. $\text{Fe(OH)}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 + \dots$
4. $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$
5. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе карбоната меди.

Вариант 10

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

1. $\text{I}_2 + \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{Ba(IO}_3)_2 + \dots$

2. $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$
3. $\text{Te} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{TeO}_3 + \dots$
4. $\text{KBrO}_3 \rightarrow \text{KBr} + \text{O}_2$
5. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$

II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе хлорида золота.

Вариант 11

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

1. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{O}_2 + \dots$
2. $\text{Zn} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{KCrO}_2 + \dots$
3. $\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + \dots$
4. $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$
5. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} = \text{Cl}_2\uparrow + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе нитрата магния.

Вариант 12

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

1. $\text{Na}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{S} + \dots$
2. $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
3. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} + \dots$
4. $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
5. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$

II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе хлорида калия.

Вариант 13

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

Стандартные условия: $T = 298 \text{ K}$; концентрация раствора (активность ионов) – 1 моль/л.

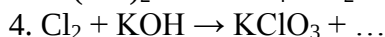
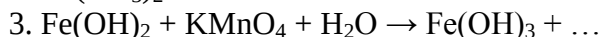
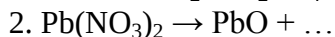
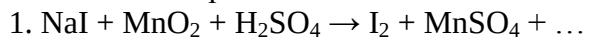
1. $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{I}_2 + \dots$
2. $\text{FeCl}_2 + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \dots$
3. $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \dots$
4. $\text{P} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KH}_2\text{PO}_2 + \text{PH}_3$
5. $\text{HClO} + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{HCl} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$

II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе силиката натрия.

Вариант 14

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции

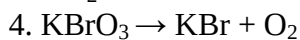
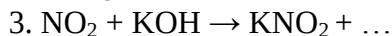
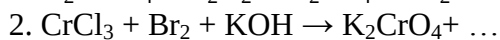
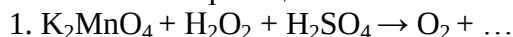
(1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.



II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе бромида свинца.

Вариант 15

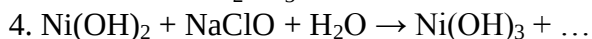
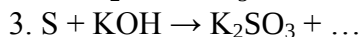
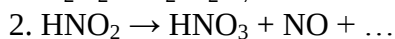
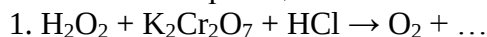
I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.



II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе фосфата аммония.

Вариант 16

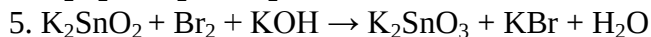
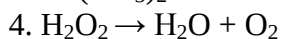
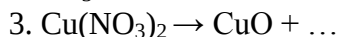
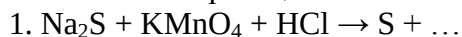
I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.



II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе иодида меди (1).

Вариант 17

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.



II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе нитрата меди.

Вариант 18

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

1. $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{I}_2 + \dots$
2. $\text{FeCl}_2 + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \dots$
3. $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \dots$
4. $\text{P} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KH}_2\text{PO}_2 + \text{PH}_3$
5. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе бромида калия.

Вариант 19

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

1. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \dots$
2. $\text{Zn} + \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{AsH}_3 + \dots$
3. $\text{Te} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{TeO}_3 + \dots$
4. $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$
5. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{S}_{(\text{т})} + \text{K}_2\text{SO}_4$

II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе сульфата хрома (3).

Вариант 20

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

1. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \dots$
2. $\text{Zn} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{KCrO}_2 + \dots$
3. $\text{I}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{IO}_3)_2 + \dots$
4. $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
5. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{MnO}_4$

II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе сульфата марганца (2).

Вариант 21

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

1. $\text{Al} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$
2. $\text{NO} + \text{PbO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{PbO}_2 + \dots$
3. $\text{HClO}_3 \rightarrow \text{HClO}_4 + \text{HCl}$
4. $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{MnO}_{2(\text{т})} + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \dots$

II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе хромата калия.

Вариант 22

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

1. $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$
2. $\text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{SbO}_4 + \dots$
3. $\text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{S} + \dots$
4. $\text{CuI}_2 \rightarrow \text{CuI} + \text{I}_2$
5. $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе дихромата калия.

Вариант 23

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

1. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{NaClO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \dots$
2. $\text{MnO}_2 + \text{BaO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$
3. $\text{P}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PH}_3 + \dots$
4. $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{NiO} + \dots$
5. $\text{KMnO}_4 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$

II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе перманганата калия.

Вариант 24

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

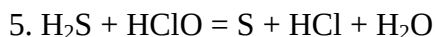
1. $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$
2. $\text{Zn} + \text{K}_2\text{MoO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MoCl}_3 + \dots$
3. $\text{NO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_2 + \dots$
4. $\text{PCl}_5 \rightarrow \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$
5. $\text{HClO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$

II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе нитрита меди (II).

Вариант 25

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

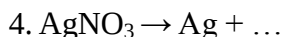
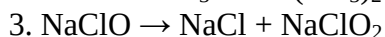
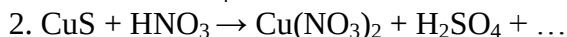
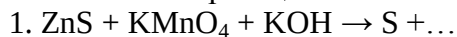
1. $\text{NaI} + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$
2. $\text{MnSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$
3. $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \dots$
4. $\text{KBrO}_3 \rightarrow \text{KBr} + \text{O}_2$



II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе сульфида свинца.

Вариант 26

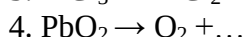
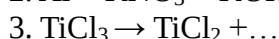
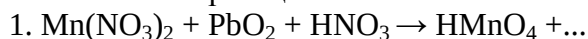
I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.



II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе сульфата серебра.

Вариант 27

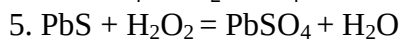
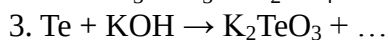
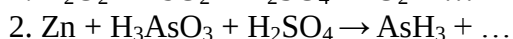
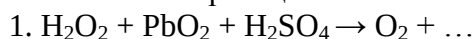
I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.



II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе сульфида калия.

Вариант 28

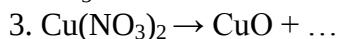
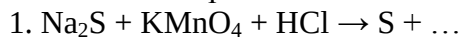
I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

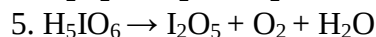
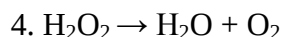


II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе сульфата ртути.

Вариант 29

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.



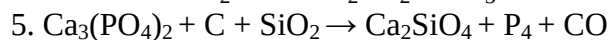
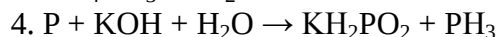
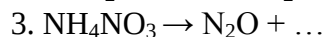
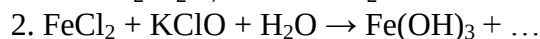
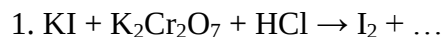


II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе карбоната меди.

Вариант 30

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

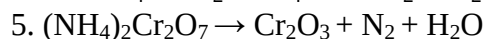
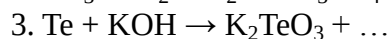
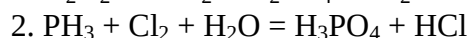
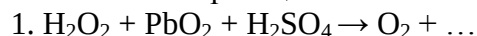
Стандартные условия: $T = 298 \text{ K}$; концентрация раствора (активность ионов) – 1 моль/л.



II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе силиката кальция.

Вариант 31

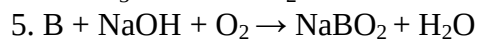
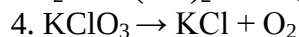
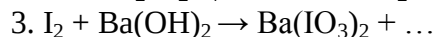
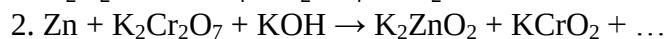
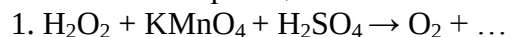
I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.



II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе фосфата железа (3).

Вариант 32

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.



II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе цинката калия.

Вариант 33

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

1. $\text{Al} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$
2. $\text{NO} + \text{PbO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{PbO}_2 + \dots$
3. $\text{HClO}_3 \rightarrow \text{HClO}_4 + \text{HCl}$
4. $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе нитрита ртути.

Вариант 34

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

1. $\text{NO}_2 + \text{P}_2\text{O}_3 + \text{KOH} = \text{NO} + \text{K}_2\text{HPO}_4$
2. $\text{HI} + \dots = \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{P}_2\text{H}_4 + \text{HClO}_3 = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cl}_2 + \dots = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \dots + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{CO}_2$

II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе сульфида хрома (3).

Вариант 35

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

1. $\text{SO}_2 + \text{HMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4$
2. $\text{Cr} + \text{O}_2 + \text{HCl} = \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{KMnO}_4 + \dots + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + \dots + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{Zn} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{KCrO}_2 + \dots$
5. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NaNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе бромид марганца.

Вариант 36

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

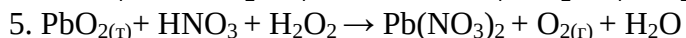
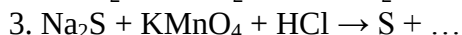
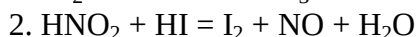
1. $\text{PH}_3 + \text{KClO} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + \dots$
2. $\text{HCl} + \text{CrO}_3 = \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \dots$
3. $\text{CrO}_3 + \text{NH}_3 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{H}_2\text{S} + \text{HMnO}_4 = \text{S} + \text{MnO}_2 + \dots$
5. $\text{ReCl}_6 + \text{KOH} \rightarrow \text{KReO}_4 + \text{ReO}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе иодида серебра.

Вариант 37

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции

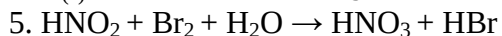
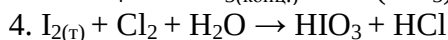
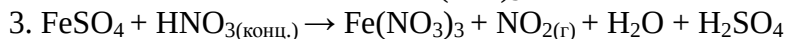
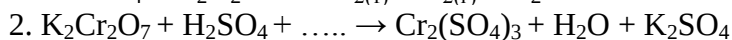
(1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.



II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе сульфида железа (2).

Вариант 38

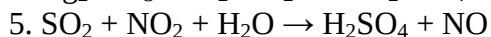
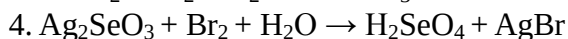
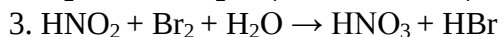
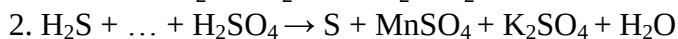
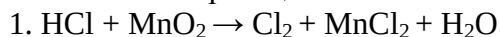
I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.



II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе нитрата железа (3).

Вариант 39

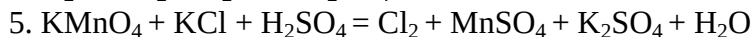
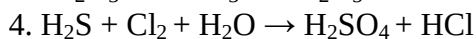
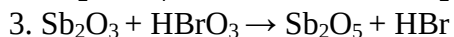
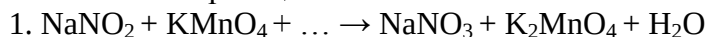
I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.



II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе хлорида магния.

Вариант 40

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.



II. Составьте уравнения электродных реакций, протекающих при электролизе силиката калия.

Контрольная работа «Растворы электролитов»

Пример 1. Напишите ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия между водными растворами следующих веществ:

а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2S .

Решение. Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} = \text{PbS} + 2\text{NaNO}_3$;

$\text{Pb}^{2+} + 2(\text{NO}_3)^- + 2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-} = \text{PbS} + 2\text{Na}^+ + 2\text{NO}_3^-$

Исключив одинаковые ионы из обеих частей равенства, получим краткие ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций:

а) $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS}$;

Пример 2. Составьте молекулярное уравнение реакции, которой соответствует ионно-молекулярное уравнение:

$\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

Решение. Молекулярное уравнение реакции:

$\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Пример 3. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей:

1) KCl , 2) Na_2CO_3 , 3) ZnSO_4 , 4) Al_2S_3 .

Определите реакцию среды растворов этих солей.

Решение.

1) KCl – соль, образованная сильными кислотой и основанием. Не подвергается гидролизу. pH остается близким к 7.

2) Карбонат натрия Na_2CO_3 – соль слабой многоосновной кислоты и сильного основания. Гидролиз протекает по аниону по первой ступени. Молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза имеют вид:

$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$;

$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$; pH > 7.

3) ZnSO_4 – соль слабого многокислотного основания $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и сильной кислоты H_2SO_4 . Гидролиз протекает по аниону по первой ступени. Молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза имеют вид:

$2\text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = (\text{ZnOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$;

$\text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} = \text{ZnOH}^+ + \text{H}^+$; pH < 7.

4) Al_2S_3 – соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой. Гидролизруется необратимо полно. Такие соли не растворимы в воде, или водные растворы этих соединений не существуют.

$\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$; pH $\approx$ 7.

Пример 4. Укажите, какие продукты образуются при смешивании растворов $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ и K_2CO_3 . Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакций.

Решение. Соль $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ гидролизруется по катиону, а K_2CO_3 – по аниону:

$\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} = \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$;

$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$.

Ионно-молекулярное уравнение имеет вид:

$2\text{Al}^{3+} + 3\text{CO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CO}_2$. pH = 7.

Запишем полное молекулярное уравнение совместного гидролиза:

$2\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{K}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CO}_2 + 6\text{KNO}_3$.

Пример 5. Вычислите концентрацию гидроксид-ионов (моль/л) в растворе, pH которого равен 8.

Решение. pH = $-\lg[\text{H}^+] = 8$; pOH = $-\lg[\text{OH}^-]$; pH + pOH = 14.

$pOH = 14 - 8 = 6$. Следовательно, $[OH^-] = 10^{-6}$.

Пример 6. Рассчитайте pH 0,01 М раствора $HClO_2$, ($\alpha = 0,001$).

Решение. $HClO_2 = H^+ + ClO_2^-$

$[H^+] = C_M \alpha = 0,01 \cdot 0,001 = 0,00001 = 10^{-5}$.

Следовательно, $pH = 5$.

Вариант 1

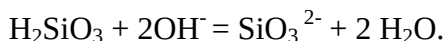
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:
 H_3PO_4 ; $Sr(OH)_2$; $Ba(CH_3COO)_2$; $Fe(OH)Cl_2$.
2. Закончите молекулярное и напишите ионно-молекулярное уравнения реакций:
 $Na_2S + HCl \rightarrow$
 $Ba(HSO_4)_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow$
3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:
 $2H^+ + CO_3^{2-} = H_2O + CO_2$;
 $Mg(OH)_2 + 2NH_4^+ = Mg^{2+} + 2NH_4OH$.
4. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:
 $CuCl_2$; Na_2S ; $Fe_2(CO_3)_3$.
5. Вычислите pH 0,001 М раствора $HBrO$, ($\alpha = 0,1$).
6. Рассчитайте массу $CoCl_2 \cdot 6H_2O$ и воды, необходимых для приготовления 150 г раствора хлорида кобальта с массовой долей 11%.

Вариант 2

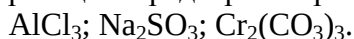
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:
 H_2MnO_4 ; $CsOH$; $Ca(H_2PO_4)_2$; $(CaOH)_2SO_4$.
2. Закончите молекулярное и напишите ионно-молекулярное уравнения реакций:
 $Zn(NO_3)_2 + (NH_4)_2S \rightarrow$
 $Al(OH)_3 + HCl \rightarrow$
3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:
 $Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2$;
 $Cu^{2+} + NH_4OH = CuOH^+ + NH_4^+$.
4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза следующих солей и укажите реакцию среды растворов:
 $CoSO_4$; $NaNO_2$; $Al_2(CO_3)_3$.
5. Вычислите концентрацию гидроксид-ионов (моль/л) в растворе, pH которого равен 9.
6. В воде растворили 5 г медного купороса $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ и довели объем раствора до 500 г. Какое количество сульфата меди содержится в полученном растворе?

Вариант 3

1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:
 H_3AsO_4 ; NH_4OH ; $NaHS$; $Al(OH)_2NO_3$.
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения:
 $Ca(HCO_3)_2 + HCl \rightarrow$
 $BaCO_3 + HNO_3 \rightarrow$
3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:
 $2OH^- + H_2S = S^{2-} + 2H_2O$;



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей, укажите реакцию среды раствора:



5. Вычислите концентрацию ионов водорода (моль/л) в растворе, рОН которого равен 3.

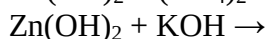
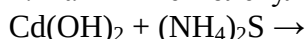
6. Сколько граммов хлорида натрия нужно растворить в 100 г 15,5% раствора NaCl, чтобы его концентрация стала равной 17,5%?

Вариант 4

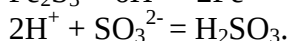
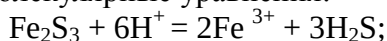
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:



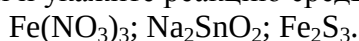
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза следующих солей и укажите реакцию среды раствора:



5. Рассчитайте pH 0,001 М раствора HClO_2 , ($\alpha = 0,001$).

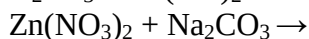
6. Чему равна молярная концентрация раствора, содержащего 4 г гидроксида натрия в 2 л раствора?

Вариант 5

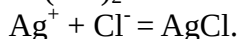
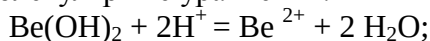
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:



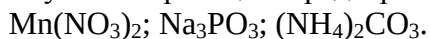
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза следующих солей и укажите реакцию среды раствора:

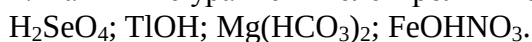


5. Вычислите концентрацию ионов водорода (моль/л) в растворе, pH которого равен 5.

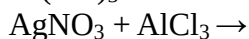
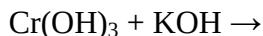
6. Чему равна масса воды, которую необходимо прилить к 200 г раствора гидроксида калия с массовой долей 30%, для приготовления раствора калия с массовой долей 6%?

Вариант 6

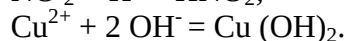
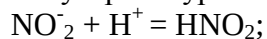
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:



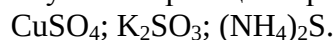
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза следующих солей и укажите реакцию среды раствора:

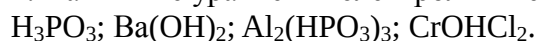


5. Рассчитайте значение рОН раствора с концентрацией ионов водорода 10^{-3} моль/л.

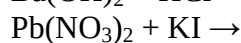
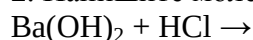
6. Определите молярную концентрацию (моль/л) хлорида меди (II), если в 200 мл раствора содержится 2,69 г растворенного вещества.

Вариант 7

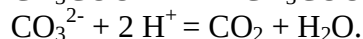
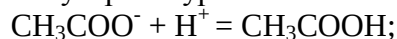
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:



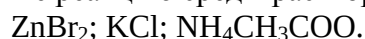
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:



5. Определите pH 0,001 М раствора уксусной кислоты, ($\alpha = 0,001$).

6. Определите массовую долю некоторой соли в растворе, приготовленном из 10,07 г соли и 190,12 г воды.

Вариант 8

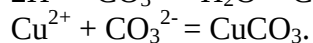
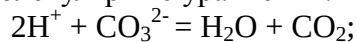
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:



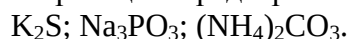
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:



5. Вычислите концентрацию гидроксид-ионов (моль/л) в растворе, pH которого равен 10.

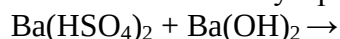
6. Определите эквивалентную концентрацию (моль/л) хлорида алюминия, если в 250 мл раствора содержится 2,26 г соли.

Вариант 9

1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:

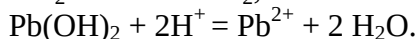
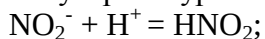


2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

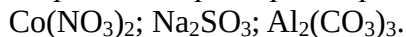




3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:



5. Вычислите pH 0,001 М раствора хлорной кислоты HClO_4 , ($\alpha = 1$).

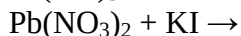
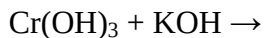
6. Определите массу перманганата калия, необходимую для приготовления 0,5 л 0,2 н раствора.

Вариант 10

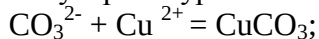
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:



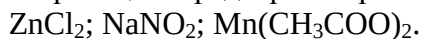
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:

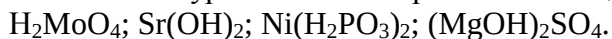


5. Определите pH 0,01 М раствора уксусной кислоты CH_3COOH , ($\alpha = 0,001$).

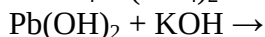
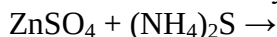
6. Определите молярность 4% раствора NaBr с плотностью 1030 г/л.

Вариант 11

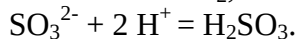
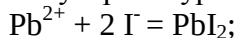
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:



2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:



5. Вычислите концентрацию OH^- -ионов в растворе (моль/л), pH которого равен 3.

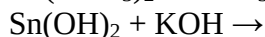
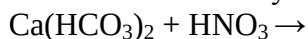
6. Определите массу кристаллогидрата сульфата меди (II) и объем воды, необходимый для приготовления 120 г 15% раствора.

Вариант 12

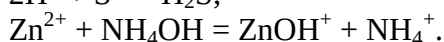
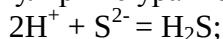
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:



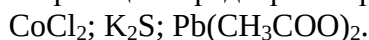
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:

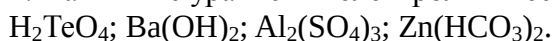


5. Определите pH раствора NH_4OH , если $C_m = 0,01$, ($\alpha = 0,001$).

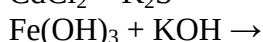
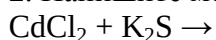
6. Определите, какой объем воды надо добавить к 0,6 л 45% раствора гидроксида натрия с плотностью 1430 г/л для приготовления 10% раствора.

Вариант 13

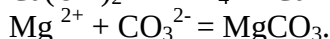
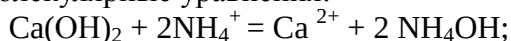
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:



2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:



5. Вычислите концентрацию ионов водорода в растворе (моль/л), pH которого равен 5.

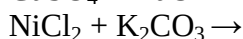
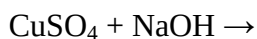
6. Сколько граммов поваренной соли получится, если выпарить 57 г ее 10% раствора?

Вариант 14

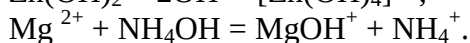
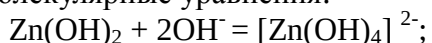
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:



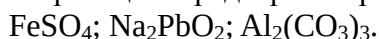
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:

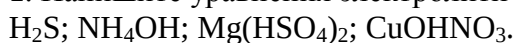


5. Определите pH 0,1 М раствора HBr , ($\alpha = 1$).

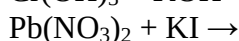
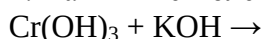
6. Сколько кристаллического йода и сколько спирта необходимо взять для приготовления 10 г настойки йода?

Вариант 15

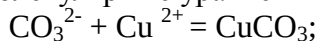
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:



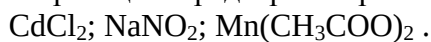
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:

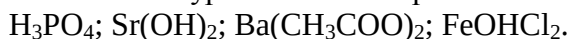


5. Определите pH 0,01 М раствора NH_4OH , ($\alpha = 0,001$).

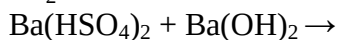
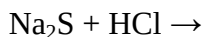
6. Сколько граммов нитрата калия необходимо взять для приготовления 1 л раствора с концентрацией 0,5 моль/л (0,5М)?

Вариант 16

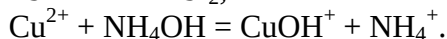
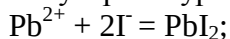
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:



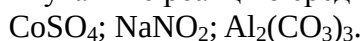
2. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакций:



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза следующих солей и укажите реакцию среды растворов:

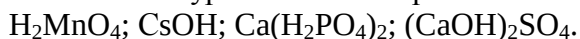


5. Вычислите концентрацию гидроксид-ионов (моль/л) в растворе, pH которого равен 9.

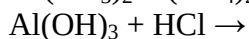
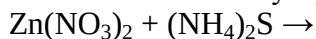
6. Сколько мл 100% серной кислоты плотностью 1,84 г/мл необходимо взять для приготовления 250 мл раствора серной кислоты с концентрацией 0,1 М?

Вариант 17

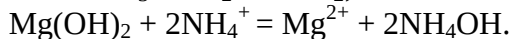
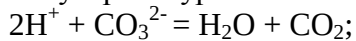
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:



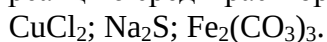
2. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:



5. Вычислите pH 0,001 М раствора HBrO , ($\alpha = 0,1$).

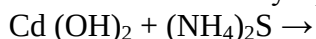
6. Смешали 140 г 0,5% раствора соляной кислоты с 200 г 3% раствора соляной кислоты. Каково процентное содержание соляной кислоты во вновь полученном растворе?

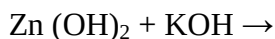
Вариант 18

1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:

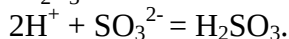
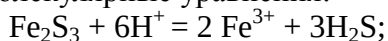


2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

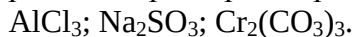




3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей, укажите реакцию среды раствора:



5. Вычислите концентрацию ионов водорода (моль/л) в растворе, рОН которого равен 3.

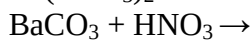
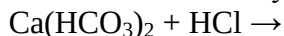
6. Смешали 50 г 5% раствора серной кислоты с 80 г 20% раствора серной кислоты. Каково процентное содержание серной кислоты во вновь полученном растворе?

Вариант 19

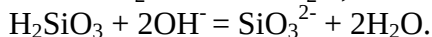
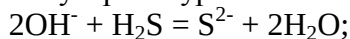
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:



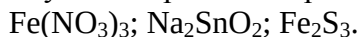
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения:



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза следующих солей и укажите реакцию среды раствора:



5. Рассчитайте pH 0,001 М раствора HClO_2 , ($\alpha = 0,001$).

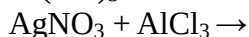
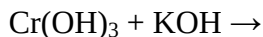
6. Смешали 70 г 10% раствора азотной кислоты с 80 г 25% раствора азотной кислоты. Каково процентное содержание азотной кислоты во вновь полученном растворе?

Вариант 20

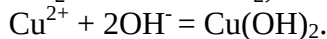
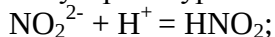
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов



2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза следующих солей и укажите реакцию среды раствора:



5. Вычислите концентрацию ионов водорода (моль/л) в растворе, pH которого равен 5.

6. Смешали 60 г 2% раствора поваренной соли с 80 г 4% раствора поваренной соли. Каково процентное содержание поваренной соли во вновь полученном растворе?

Вариант 21

1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:
 H_2SeO_4 ; TiOH ; $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$; FeOHNO_3 .
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций
 $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
 $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:
 $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Be}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O};$
 $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}.$
4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза следующих солей и укажите реакцию среды раствора:
 CuSO_4 ; K_2SO_3 ; $(\text{NH}_4)_2\text{S}.$
5. Рассчитайте значение pOH раствора с концентрацией ионов водорода 10^{-3} моль/л.
6. Смешали 20 г 0,5% раствора сахара с 20 г 1% раствора сахара. Какова массовая доля сахара во вновь полученном растворе?

Вариант 22

1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:
 H_3AsO_3 ; $\text{Mg}(\text{OH})_2$; $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_3)_2$; $\text{CrOHNO}_3.$
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:
 $\text{Na}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
 $\text{AlCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:
 $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ = \text{CH}_3\text{COOH};$
 $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}.$
4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:
 ZnBr_2 ; KCl ; $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}.$
5. Определите pH 0,001 М раствора уксусной кислоты, ($\alpha = 0,001$).
6. Какова массовая доля нитрата калия в растворе, полученном после смешивания 90 г 2% раствора и 110 г 5% раствора нитрата калия.

Вариант 23

1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:
 H_3PO_3 ; $\text{Ba}(\text{OH})_2$; $\text{Al}_2(\text{HPO}_3)_3$; $\text{CrOHNO}_3.$
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$
 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow$
3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:
 $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2;$
 $\text{Cu}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CuCO}_3.$
4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:
 K_2S ; Na_3PO_3 ; $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3.$
5. Вычислите концентрацию гидроксид-ионов (моль/л) в растворе, pH которого равен 10.

6. Определите молярную концентрацию 73,8% раствора серной кислоты, плотность которого 1,655 г/мл.

Вариант 24

1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:
 H_2SeO_3 ; NH_4OH ; $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_3)_3$; MgCl_2 .
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:
 $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$
 $\text{CaCl}_2 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:
 $\text{NO}_2^- + \text{H}^+ = \text{HNO}_2$;
 $\text{Pb}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:
 ZnCl_2 ; NaNO_2 ; $\text{Mn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$.
5. Определите pH 0,01 М раствора уксусной кислоты CH_3COOH , ($\alpha = 0,001$).
6. Определите молярную концентрацию 56,68% раствора азотной кислоты, плотность которого равна 1,356 г/мл.

Вариант 25

1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:
 CH_3COOH ; RbOH ; $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$; CuOHNO_3 .
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:
 $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{KOH} \rightarrow$
 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow$
3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:
 $\text{CO}_3^{2-} + \text{Cu}^{2+} = \text{CuCO}_3$;
 $2\text{H}^+ + 2\text{OH}^- = 2\text{H}_2\text{O}$.
4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:
 $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$; Na_2SO_3 ; $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$.
5. Вычислите pH 0,001 М раствора хлорной кислоты HClO_4 , ($\alpha = 1$).
6. Определите молярную концентрацию 18% раствора соляной кислоты, плотность которого равна 1,089 г/мл.

Вариант 26

1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:
 H_2MoO_4 ; $\text{Sr}(\text{OH})_2$; $\text{Ni}(\text{H}_2\text{PO}_3)_2$; $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$.
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:
 $\text{ZnSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{S} \rightarrow$
 $\text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{KOH} \rightarrow$
3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:
 $\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- = \text{PbI}_2$;
 $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{SO}_3$.
4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:
 $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$; K_2CO_3 ; $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$.
5. Вычислите концентрацию OH^- -ионов в растворе (моль/л), pH которого равен 3.

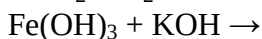
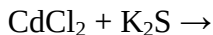
6. Какой объем 36,5% раствора соляной кислоты (пл. 1,18 г/мл) необходимо взять для приготовления 1000 мл 0,1 молярного раствора?

Вариант 27

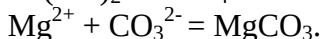
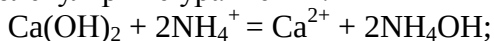
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:



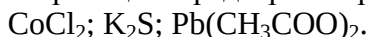
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:



5. Определите pH раствора NH_4OH , если $C_m = 0,01$, ($\alpha = 0,001$).

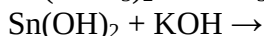
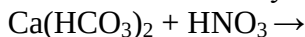
6. Вычислите молярную концентрацию 10% раствора серной кислоты (плотность 1,07 г/мл).

Вариант 28

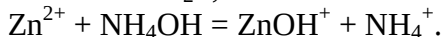
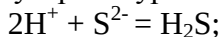
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:



2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:



5. Вычислите концентрацию ионов водорода в растворе (моль/л), pH которого равен 5.

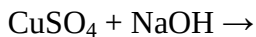
6. Определите массовую долю азотной кислоты в 4,97 молярном ее растворе, плотность которого 1,16 г/мл.

Вариант 29

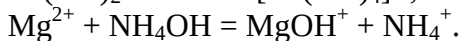
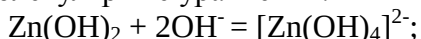
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:



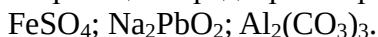
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:



5. Определите pH 0,1 М раствора HBr, ($\alpha = 1$).
6. Вычислите молярную концентрацию 16% раствора сульфата меди (II) плотностью 1,18 г/мл.

Вариант 30

1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:
 H_2S ; NH_4OH ; $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$; CuOHNO_3 .
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:
 $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{KOH} \rightarrow$
 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow$
3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:
 $\text{CO}_3^{2-} + \text{Cu}^{2+} = \text{CuCO}_3$;
 $2\text{H}^+ + 2\text{OH}^- = 2\text{H}_2\text{O}$.
4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:
 CdCl_2 ; NaNO_2 ; $\text{Mn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$.
5. Определите pH 0,01 М раствора NH_4OH , ($\alpha = 0,001$).
6. К 150 г 20% раствора соляной кислоты прилили 200 мл воды. Каково процентное содержание соляной кислоты во вновь полученном растворе?

Вариант 31

1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:
 H_2S ; NH_4OH ; $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$; CuOHNO_3 .
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:
 $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
 $\text{NiCl}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионно-молекулярные уравнения:
 $2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} = \text{H}_2\text{S}$;
 $\text{Zn}^{2+} + \text{NH}_4\text{OH} = \text{ZnOH}^+ + \text{NH}_4^+$.
4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:
 CoCl_2 ; K_2S ; $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$.
5. Вычислите концентрацию OH-ионов в растворе (моль/л), pH которого равен 3.
6. К 200 г 40% раствора серной кислоты прилили 80 мл воды. Каково процентное содержание серной кислоты во вновь полученном растворе?

Вариант 32

1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:
 H_3PO_4 ; $\text{Sr}(\text{OH})_2$; $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$; FeOHCl_2 .
2. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения:
 $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + (\text{NH}_4)_2\text{S} \rightarrow$
 $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow$
3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:
 $2\text{OH}^- + \text{H}_2\text{S} = \text{S}^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$;
 $\text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{OH}^- = \text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза следующих солей и укажите реакцию среды раствора:
 $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; Na_2SnO_2 ; Fe_2S_3 .

5. Вычислите концентрацию ионов водорода (моль/л) в растворе, pH которого равен 5.

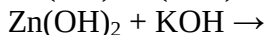
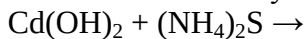
6. К 90 г 6% раствора поваренной соли прилили 200 мл воды. Каково процентное содержание поваренной соли во вновь полученном растворе?

Вариант 33

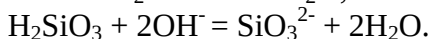
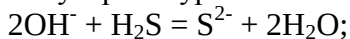
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:



2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза следующих солей и укажите реакцию среды растворов:

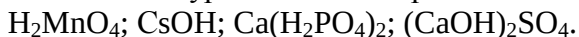


5. Вычислите pH 0,001 М раствора HBrO, ($\alpha = 0,1$).

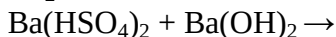
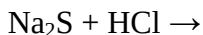
6. К 140 г 15% раствора сахара долили 160 мл воды. Каково процентное содержание сахара во вновь полученном растворе?

Вариант 34

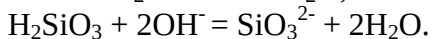
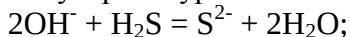
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:



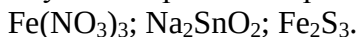
2. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакций:



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза следующих солей и укажите реакцию среды раствора:

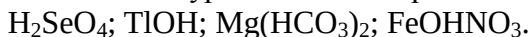


5. Вычислите концентрацию ионов водорода (моль/л) в растворе, рОН которого равен 3.

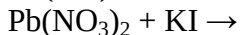
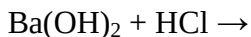
6. К 200 г 40% раствора уксусной кислоты долили 300 мл воды. Каково процентное содержание уксусной кислоты во вновь полученном растворе?

Вариант 35

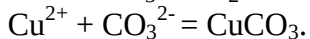
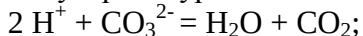
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:



2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:
 $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$; Na_2SO_3 ; $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$.
5. Определите pH 0,01 М раствора уксусной кислоты CH_3COOH , ($\alpha = 0,001$).
6. К 80 г 30% раствора щелочи долили 420 мл воды. Каково процентное содержание щелочи во вновь полученном растворе?

Вариант 36

1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:
 CH_3COOH ; RbOH ; $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$; CuOHNO_3 .
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:
 $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$
 $\text{CaCl}_2 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:
 $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$;
 $\text{Cu}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CuCO}_3$.
4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:
 ZnBr_2 ; KCl ; $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$.
5. Рассчитайте значение pOH раствора с концентрацией ионов водорода 10^{-3} моль/л.
6. К 120 г 1% раствора сахара прибавили 4 г сахара. Каково процентное содержание сахара во вновь полученном растворе?

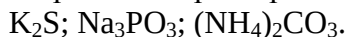
Вариант 37

1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:
 H_3PO_3 ; $\text{Ba}(\text{OH})_2$; $\text{Al}_2(\text{HPO}_3)_3$; CrOHCl_2 .
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$
 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow$
3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:
 $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$;
 $\text{Cu}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CuCO}_3$.
4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:
 K_2S ; Na_3PO_3 ; $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.
5. Вычислите pH 0,001 М раствора хлорной кислоты HClO_4 , ($\alpha = 1$).
6. Сколько миллилитров воды надо прилить к 80 г 5% раствора соли, чтобы получить 2% раствор?

Вариант 38

1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:
 H_2SeO_3 ; NH_4OH ; $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_3)_3$; MgCl_2 .
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:
 $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$
 $\text{CaCl}_2 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:
 $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$;
 $\text{Cu}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CuCO}_3$.

4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:



5. Вычислите концентрацию гидроксид-ионов (моль/л) в растворе, pH которого равен 10.

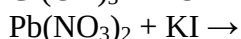
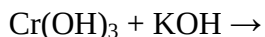
6. Сколько граммов соли надо добавить к 150 г 0,5% раствора этой соли, чтобы получить 6% раствор?

Вариант 39

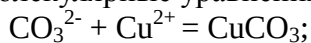
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:



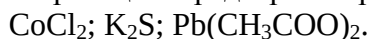
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей и укажите реакцию среды раствора:



5. Определите pH раствора NH_4OH , если $C_m = 0,01$, ($\alpha = 0,001$).

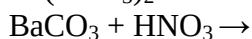
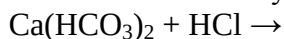
6. Сколько миллилитров воды надо прилить к 200 г 6% раствора сахара, чтобы получить 1,5% раствор сахара?

Вариант 40

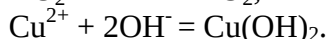
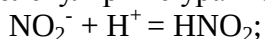
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов:



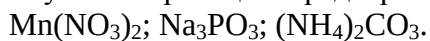
2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения:



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:



4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза следующих солей и укажите реакцию среды раствора:



5. Вычислите концентрацию ионов водорода (моль/л) в растворе, pH которого равен 5.

6. Сколько воды надо прилить к 80 г 10% раствора гидроксида натрия, чтобы получить 3% раствор?

Вопросы к зачету

1. Атомно-молекулярное учение. Основные положения, законы и понятия химии.
2. Классификация неорганических соединений.
3. Строение атома. Корпускулярно-волновой дуализм электрона. Метод валентных связей и метод молекулярных орбиталей.
4. Периодический закон Д.И. Менделеева как наиболее важный и общий закон природы. Структура таблицы.
5. Виды химической связи. Способы их образования. Свойства химической связи.
6. Взаимосвязь и различие между понятиями «электроотрицательность» и «полярность» химической связи; валентность и степень окисления атомов элементов, количественная характеристика данных понятий.
7. Твердые химические системы. Химические связи и типы кристаллов. Общие свойства кристаллов. Твердые растворы. Магнитные свойства вещества.
8. Жидкие химические системы. Жидкие растворы. Растворение и растворимость. Общие свойства растворов. Особенности химических реакций в жидких системах.
9. Дисперсные системы. Коллоидное состояние вещества. Поверхностный слой и поверхностные явления. Устойчивость дисперсных систем.
10. Учение о химическом процессе. Классификация химических реакций. Окислительно-восстановительные и обменные реакции. Условия протекания реакций.
11. Термодинамические закономерности химических реакций. Первый, второй, третий законы термодинамики. Энтальпия, энтропия, свободная энергия Гиббса. Термохимия, закон Гесса.
12. Кинетика химических реакций, уравнение скорости химической реакции, зависимость скорости реакции от концентрации и температуры. Уравнение Аррениуса. Понятие «активированный комплекс». Энергия активации, скорость химической реакции.
13. Катализ и катализаторы, механизм действия катализатора. Ферментативный катализ.
14. Обратимость большинства химических реакций, способы смещения химического равновесия, принцип Ле-Шателье. Закон действующих масс.
15. Общие свойства растворов и электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты.
16. Кислоты и основания. Самоионизация жидкостей. Теории кислот и оснований.
17. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Реакция нейтрализации. Буферные растворы.
18. Гидролиз солей. Реакции с газовыделением. Реакции с образованием осадков. Произведение растворимости.
19. Комплексообразование и константа устойчивости комплекса.
20. Окислительно-восстановительные реакции в растворах электролитов. Восстановительный потенциал. Направление ОВР. Электрохимические процессы.
21. Определение понятия «основание». Приведите примеры неорганических и органических соединений, обладающих этими свойствами, и раскройте причину общности многих их свойств.
22. Суть явления амфотерности. Приведите примеры неорганических и органических соединений, обладающих этими свойствами, и раскройте причину общности многих их свойств.
23. Определение понятия «кислота». Приведите примеры неорганических и органических соединений, обладающих этими свойствами, и раскройте причину общности многих их свойств.
24. Аномальные свойства воды. Универсальность воды как растворителя.

- 25. Общая характеристика металлов. Положение в периодической системе, получение, физические и химические свойства.
- 26. Общая характеристика неметаллов. Положение в периодической системе, получение, физические и химические свойства.
- 27. Коррозия металлов. Виды коррозии и методы борьбы с ней.
- 28. Полимеры и олигомеры.

ЛИТЕРАТУРА

1. Артеменко А. И. Органическая химия: для нехим. направлений подгот.: Учебное пособие для студентов вузов. СПб.; М.; Краснодар: Лань, 2013. 605 с.
2. Габриелян О. С. Общая и неорганическая химия: Учебное пособие для студентов вузов, обучающихся по направлению 050100 «Педагогическое образование» / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, Е.Г. Турбина. М.: Академия, 2011. 479с.
3. Григорьева О. С., Рязанова Л. З., Мифтахова Н. Ш. Общая и неорганическая химия: Лабораторный практикум с использованием микрохимического оборудования по дисциплине «Общая и неорганическая химия». Казань: КГТУ, 2010. Ч. 1. 137 с.
4. Коровин Н.В. Лабораторный практикум: Учебное пособие / Н.В. Коровин, В.К. Камышова, Е.Я. Удрис; под общ. ред. Н.В. Коровина. М.: КНОРУС, 2017. 336 с.
5. Общая и неорганическая химия: Учебный справочник / А.Ф. Гусева, И.Н. Атманских [и др.]; отв. ред. С.С. Нохрин. Екатеринбург: Изд-во Урал. ун-та, 2012. 80 с.
6. Реутов О.А., Курц А.Л., Бутин К.П. Органическая химия: В 4 ч. М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2012. Ч. 1. 568 с.
7. Сборник задач по органической химии: Учебное пособие для студентов вузов, обучающихся по направлению ВПО «Химия» и специальности «Фундаментальная и прикладная химия» / В. Я. Денисов [и др.]. СПб; М.; Краснодар: Лань, 2014. 537 с
8. Сироткин О.С. Химия: Учебник / О.С. Сироткин, Р.О. Сироткин. М.: КНОРУС, 2019. 364 с.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1

Фундаментальные величины СИ

Величина	Размерность	Символ
Масса	килограмм	кг
Объем	метр ³	м ³
Расстояние	метр	м
Температура	кельвин	К
Время	секунда	сек
Сила тока	ампер	А
Количество вещества	моль	моль

Таблица 2

Общепотребительные префиксы, употребляемые для обозначения экспоненциальных величин

Экспонента	Префикс	Символ
10 ¹²	<i>тера -</i>	<i>T</i>
10 ⁹	<i>гига -</i>	<i>G</i>
10 ⁶	<i>мега -</i>	<i>M</i>
10 ³	<i>кило -</i>	<i>к</i>
10 ⁻¹	<i>деци -</i>	<i>d</i>
10 ⁻²	<i>санти -</i>	<i>с</i>
10 ⁻³	<i>милли -</i>	<i>т</i>
10 ⁻⁶	<i>микро -</i>	<i>М-</i>
10 ⁻⁹	<i>нано -</i>	<i>п</i>
10 ⁻¹²	<i>пико -</i>	<i>Р</i>
10 ⁻¹⁵	<i>фемто -</i>	<i>f</i>
10 ⁻¹⁸	<i>атто -</i>	<i>а</i>

Таблица 3

Стандартные энтальпии образования $\Delta H^\circ_{\text{обр.}}$, стандартные энергии Гиббса образования $\Delta G^\circ_{\text{обр.}}$ некоторых неорганических и органических веществ и их стандартные энтропии S° при 298,15 К*

Вещество и состояние	$H^\circ_{\text{обр.}, 298,15}$ кДж/моль	$G^\circ_{\text{обр.}, 298,15}$ кДж/моль	$S^\circ_{298,15}$ Дж/(моль К)
Ag (к)	0	0	42,55
Ag ⁺ (р-р)	105,6	77,13	72,6
AgBr (к)	-100,7	-97,2	107,1
AgCl (к)	-127,1	-109,8	96,1
AgCl ₂ ⁻ (р-р)	-245,2	-214,8	228,9

AgCN (κ)	145,9	156,9	107,2
Ag(CN) ₂ ⁻ (p-p)	269,0	301,7	201,3
AgF (κ)	-205,9	-187,9	84
AgF (p-p)	-225,9	-200,6	58,8
AgI (κ)	-61,9	-66,4	115,5
Ag(NH ₃) ₂ ⁺ (p-p)	-111,2	-17,6	246
AgNO ₃ (κ)	-124,5	-33,6	140,9
AgNO ₃ (p-p)	-101,8	-34,5	219,8
Ag ₂ O (κ)	-31,1	-11,3	121,0
Ag ₂ S (κ)	-32,8	-40,8	144,0
Ag(S ₂ O ₃) ₂ ⁻ (p-p)	-1296,2	-1033,2	98,9
Ag ₂ SO ₄ (κ)	-717,2	-619,6	199,8
Al (г)	329,1	288,5	164,4
Al (κ)	0	0	28,34
Al ³⁺ (p-p)	-529,7	-490	-301
Al ₄ C ₃ (κ)	-209	-196	89,0
AlCl (г)	-45,9	-72,1	227,9
AlCl ₃ (г)	-585	-571	313,8
AlCl ₃ (κ)	-704,2	-628,6	109,3
AlCl ₃ (p-p)	-1031,0	-883,8	-132
AlCl ₃ 6H ₂ O (κ)	-2691,6	-2261,3	318,0
Al ₂ Cl ₆ (г)	-1293	-1209	444,3
Al ₂ Cl ₆ (κ)	-1408,3	-1257,2	218,6
Al(CH ₃) ₃ (ж)	-151	-24,8	209,6
AlF (г)	-263,3	-288,7	215,01
AlF ₃ (г)	-1210,8	-1194,3	277,0
AlF ₃ (κ)	-1510,4	-1431,1	66,5
AlF ₆ ³⁻ (p-p)	-2518	-2275	24
AlH ₃ (κ)	-11,4	46	30,0
AlI ₃ (κ)	-307,9	-304,1	190
AlBr ₃ (κ)	-513,88	-490,60	180,25
Al(NO ₃) ₃ 6H ₂ O (κ)	-2850,1	-2203,5	468
AlO ₂ ⁻ (p-p)	-934,9	-832,1	-46
Al(OH) ₃ (аморф.)	-1276	—	—
Al(OH) ₄ ⁻ (p-p)	-1506,5	-1306,6	90
Al ₂ O ₃ (κ)	-1675,7	-1582,3	50,9
Al ₂ O ₃ (аморф.)	-1602	—	—
Al ₂ S ₃ (κ)	-724	—	—
Al ₂ (SO ₄) ₃ (κ)	-3441,8	-3100,9	239,2
Al ₂ (SO ₄) ₃ (p-p)	-3792,4	-3217,1	-548
As (г)	288,7	247,4	174,1
As (κ)	0	0	35,61
AsCl ₃ (г)	-271,1	-258,1	326,2
AsCl ₃ (ж)	-315,5	-268,4	212,5
AsF ₃ (ж)	-956,9	-909,6	181,2
AsH ₃ (г)	66,4	68,9	222,97
AsI ₃ (κ)	-64,9	-65,8	213,0
AsO ₄ ³⁻ (p-p)	-890,1	-648,9	-167,28
As ₄ O ₆ (κ)	-1334,7	-1176,4	233
As ₂ O ₅ (κ)	-926,4	-783,8	105,4
As ₂ S ₃ (κ)	-159,0	-158,0	164
HAsO ₄ ²⁻ (p-p)	-908,3	-715,6	-5
H ₂ AsO ₄ ⁻ (p-p)	-911,5	-755,6	119

H ₃ AsO ₄ (p-p)	-908,6	-768,2	171
Au (κ)	0	0	47,4
AuBr ₃ (κ)	-54	-18,0	155
AuCl (κ)	-36,4	-14,6	85,9
AuCl ₃ (κ)	-118	-54	164
AuCl ₄ (p-p)	-322,0	-235,6	268,3
AuF ₃ (κ)	-431,4	–	–
Au(OH) ₃ (κ)	-477,8	-349,8	121
Au ₂ O ₃ (κ)	-13,0	78,7	–
B (r)	561,6	517,6	153,33
B ₂ (r)	845,2	788,6	201,79
B (κ)	0	0	5,86
BBr ₃ (ж)	-239,3	-237,5	228
B(CH ₃) ₃ (r)	-124	-36,2	315,0
BCl ₃ (r)	-403,8	-388,7	289,5
BCl ₃ (ж)	-427,1	-387,1	206
BF ₃ (r)	-1136,9	-1120,3	254,3
BF ₄ ⁻ (p-p)	-1572	-1482	176
BH ₃ (r)	92	96	187,7
BN (κ)	-252,6	-226,8	14,8
B(OH) ₃ (κ)	-1094,2	-968,8	88,7
BO ₄ ⁻ (p-p)	-1344,1	-1152,9	101
B ₂ H ₆ (r)	38	90	232
B ₂ O ₃ (κ)	-1272,9	-1193,8	54,0
B ₂ O ₃ (аморф.)	-1254,0	–	–
B ₅ H ₉ (r)	105	–	–
B ₅ H ₉ (ж)	75	–	–
B ₁₀ H ₁₄ (r)	68	–	–
HBO ₂ (κ)	-803,8	-736,1	49
Ba (r)	179	147	170,13
Ba (κ)	0	0	62,5
Ba ²⁺ (p-p)	-524,0	-546,8	8,4
BaCO ₃ (κ)	-1211	-1132,2	112,1
BaCl ₂ (κ)	-844,0	-795,7	123,7
BaCl ₂ (p-p)	-858,2	-809,3	121,4
BaCl ₂ 2H ₂ O (κ)	-1446,4	-1282,9	203,3
BaCrO ₄ (κ)	-1428,8	-1332	172,01
Ba(NO ₃) ₂ (κ)	-978,6	-783,2	213,8
BaH ₂ (κ)	-190,1	-151,3	63
BaO (κ)	-548	-520	72,0
BaO ₂ (κ)	-623	–	–
Ba(OH) ₂ (κ)	-941	-855	109
Ba(OH) ₂ (p-p)	-984,1	-861,4	-13,4
BaS (κ)	-456	-451	78,4
BaSO ₄ (κ)	-1458,9	-1347,9	132,2
BaSiO ₃ (κ)	-1617	-1534	109,6
Be (r)	324	286	136,16
Be (κ)	0	0	9,50
Be ²⁺ (p-p)	-377,4	-375,7	-127
BeCO ₃ (κ)	-1046	-965	52
BeCl ₂ (κ)	-496,2	-449,5	75,8
BeF ₂ (κ)	-1027,3	-979,9	53,3
BeH ₂ (r)	126	115	174,6

BeO (κ)	–609,2	–579,9	13,77
Be(OH) ₂ (κ)	–905,8	–816,5	45,56
BeSO ₄ (κ)	–1201,2	–1089,8	77,9
BeSO ₄ (p-p)	–1288,4	–1121,4	–109
Be ₂ C (κ)	–117,2	–	–
Be ₃ N ₂ (κ)	–587,9	–532,5	34,3
Bi (κ)	0	0	56,9
Bi ³⁺ (p-p)	81,0	91,8	175
BiCl ₃ (г)	–263,0	–252,6	356,5
BiCl ₃ (κ)	–378,7	–313,1	172
BiI ₄ [–] (p-p)	–	–211,8	–
Bi ₂ S ₃ (κ)	–155,6	–152,9	200
Bi ₂ O ₃ (κ)	–577,8	–497,3	151,5
BiOCl (κ)	–371,1	–321,0	103
Bi(OH) ₃ (κ)	–712,1	–	–
Bi ₂ Te ₃ (κ)	–78,62	–75,3	251
Br (г)	111,84	82,38	174,9
Br ₂ (г)	30,91	3,13	245,37
Br ₂ (ж)	0	0	152,2
Br [–] (г)	–218,87	–238,66	163,38
Br [–] (p-p)	–121,4	–104,1	83,3
BrF (г)	–42,39	–57,71	228,9
BrF ₃ (г)	–255,6	–229,5	292,5
BrF ₅ (г)	–428,9	–350,3	–
BrO ₃ [–] (p-p)	–82,8	1,9	164,8
HBr (г)	–36,3	–53,3	198,59
HBr (p-p)	–121,4	–104,1	83,3
C (г)	715,1	669,7	157,99
C (κ, алмаз)	1,83	2,83	2,37
C (κ, графит)	0	0	5,74
CCl ₄ (г)	–102,9	–60,7	309,9
CCl ₄ (ж)	–135,4	–64,6	214,4
CF ₄ (г)	–933,0	–888,4	261,37
CHBr ₃ (г)	42	32,5	330,7
CHCl ₃ (г)	–101,3	–68,6	295,9
CHF ₃ (г)	–698,7	–664,3	259,57
CH ₂ F ₂ (г)	–445,6	–418,1	246,6
CH ₃ OH (г)	–202,0	–163,3	239,7
CH ₃ OH (ж)	–239,45	–167,1	126,6
CH ₄ (г)	–74,81	–50,82	186,31
CN [–] (p-p)	150,6	171,6	96,4
CNO [–] (p-p)	–145,90	–96,07	101,13
CNS [–] (p-p)	74,27	89,96	146,05
CO (г)	–110,52	–137,14	197,54
CO ₂ (г)	–393,51	–394,38	213,67
CO ₃ ^{2–} (p-p)	–676,64	–527,6	–56
COCl ₂ (г)	–221	–207	284
COS (г)	–141,70	–168,94	231,53
C ₂ H ₂ (г)	226,0	208,5	200,83
C ₂ H ₄ (г)	52,5	68,3	219,3
C ₂ H ₆ (г)	–84,7	–33,0	229,5
C ₂ H ₅ OH (г)	–234,6	–168,1	282,4
C ₂ H ₅ OH (ж)	–276,9	–174,2	161,0

C ₆ H ₆ (ж)	49,03	124,5	172,8
C ₆ H ₁₂ (ж) (циклогексан)	-156,23	26,65	204,39
HCN (г)	134,7	124,3	201,71
HCN (г)	134,7	124,3	201,71
HNCS (г)	127,61	112,89	248,03
COOH ⁻ (p-p)	-426,2	-351,5	91
CH ₃ COO ⁻ (p-p; бесконечн. H ₂ O)	-485,64	-369,37	87,58
C ₂ O ₄ ²⁻ (p-p)	-824,25	-674,86	51,04
HC ₂ O ₄ ⁻ (p-p)	-818,18	-688,47	117,03
HCOOH (p-p)	-426,2	-373,0	163
HCO ₃ ⁻ (p-p)	-691,3	-586,6	93
H ₂ CO ₃ (p-p)	-699,0	-623,3	190
CS ₂ (г)	116,7	66,55	237,8
CS ₂ (ж)	88,70	64,41	151,04
Ca (κ)	0	0	41,6(63)
Ca ²⁺ (p-p)	-543,1	-552,8	56,5
CaC ₂ (κ)	-60	-65	70,0
CaCl ₂ (κ)	-795,9	-749,4	108,4
CaCl ₂ (p-p)	-877,3	-815,3	169,5
CaCO ₃ (κ)	-1206,8	-1128,4	91,7
CaF ₂ (κ)	-1220,9	-1168,5	68,5
Ca(OH) ₂ (κ)	-985,1	-897,1	83,4
CaHPO ₄ (κ)	-1808,6	-1675,4	111,4
CaHPO ₄ *2H ₂ O (κ)	-2397,46	-2148,60	189,45
Ca(H ₂ PO ₄) ₂ (κ)	-3114,6	-2811,8	189,5
Ca(H ₂ PO ₄) ₂ *H ₂ O (κ)	-3408,29	-3057,00	259,83
Ca ₃ (PO ₄) ₂ (κ)	-4120,8	-3885,0	236,0
Ca(NO ₃) ₂ (κ)	-938,8	-743,5	193,3
CaO (κ)	-635,1	-603,5	38,1
CaS (κ)	-476,98	-471,93	56,61
CaSO ₄ (κ)	-1436,3	-1323,9	106,7
Ca ₃ N ₂ (κ)	-431,8	-	-
Cd (κ)	0	0	51,76
Cd ²⁺ (p-p)	-75,3	-77,7	-71
CdCl ₂ (κ)	-390,8	-343,2	115,3
CdO (κ)	-259,0	-229,3	54,8
CdSO ₄ (κ)	-934,41	-823,88	123,05
CdS (κ)	-157	-153,2	71,1
Ce (κ)	0	0	71,5
Ce ³⁺ (p-p)	-700,8	-675,4	-209,6
Ce ⁴⁺ (p-p)	-538,1	-506,7	-295
Cl (г)	121,31	105,33	165,08
Cl ⁻ (г)	-233,62	-239,85	153,25
Cl ⁻ (p-p)	-167,1	-131,26	56,5
Cl ₂ (г)	0	0	222,98
ClO ⁻ (p-p)	-110,0	-36,6	33
ClO ₂ ⁻ (p-p)	-66,53	17,12	101,25
ClO ₃ ⁻ (p-p)	-95,6	-0,2	164,4
ClO ₄ ⁻ (p-p)	-123,6	-3,4	183,7
HCl (г)	-92,31	-95,30	186,79
HCl (p-p)	-167,1	-131,26	56,5

HClO ₄ (ж)	–34,9	84,0	188,3
ClO ₂ (г)	104,60	122,34	257,02
Cl ₂ O (г)	75,73	93,40	266,23
Co (κ)	0	0	30,04
Co ²⁺ (p-p)	–56,6	–53,6	–110
Co ³⁺ (p-p)	94	130	285
CoCl ₂ (κ)	–310,0	–267,3	109,7
Co(NH ₃) ₆ ²⁺ (p-p)	–	–239,6	–
Co(NH ₃) ₆ ³⁺ (p-p)	–594,5	–221	332
CoO (κ)	–238,9	–215,1	52,7
CoSO ₄ (κ)	–867,76	–760,83	113,39
Cr (κ)	0	0	23,6(64)
Cr ²⁺ (p-p)	–138,91	–183,26	41,87
Cr ³⁺ (p-p)	–236,0	–223,1	215,5
CrCl ₃ (κ)	–570	–501	124,7
CrCl ₃ (p-p)	–737,3	–616,9	385,0
Cr ₂ O ₃ (κ)	–1140,6	–1059,0	81,2
CrO ₃ (κ)	–590	–513	73,2
CrO ₄ ²⁻ (p-p)	–882	–729	54
CrO ₂ Cl ₂ (г)	–528,9	–492,5	330
Cr(OH) ₃ (κ)	–1013	–867	–
Cr ₂ O ₇ ²⁻ (p-p)	–1491	–1305	270
(NH ₄) ₂ Cr ₂ O ₇ (κ)	–1807	–	–
Cs (г)	76,9	49,9	175,49
Cs (κ)	0	0	85,23
Cs ⁺ (p-p)	–258,07	–291,6	132,2
CsBr (κ)	–405,5	–391,1	113,0
CsCl (κ)	–442,44	–414,0	101,17
CsF (κ)	–553,5	–525,7	93,01
CsI (κ)	–346,5	–340,2	122,2
CsOH (κ)	–416,6	–372	103
Cs ₂ SO ₄ (κ)	–1444,3	–1325,0	211,9
Cu (κ)	0	0	33,1
Cu ⁺ (p-p)	72,8	50,0	–44
Cu ²⁺ (p-p)	66,9(94)	65,6(56)	–93
CuCl (κ)	–137,3	–120,1	87
CuCl ₂ (κ)	–205,85	–161,71	108,07
Cu(NH ₃) ₂ ⁺ (p-p)	–151,04	–63,1	–263,59
Cu(NH ₃) ₃ ²⁺ (p-p)	–244,01	–73,18	204,24
Cu(NH ₃) ₄ ²⁺ (p-p)	–346,4	–111,5	281
Cu(NH ₃) ₅ ²⁺ (p-p)	–448,23	–134,64	309,47
Cu ₂ O (κ)	–173,2	–150,6	92,9
CuO (κ)	–162,0	–134,3	42,63
CuS (κ)	–53,14	–53,58	66,53
Cu ₂ S (κ)	–79,50	–86,27	120,92
CuSO ₄ (κ)	–770,9	–661,79	109,2
CuSO ₄ 5H ₂ O (κ)	–2279,4	–1880	300
CuSO ₄ (p-p)	–844,1	–680,1	–75
D ₂ O (ж)	–294,60	–243,47	75,90
D ₂ O (г)	–249,20	–234,55	198,23
HD (г)	0,32	–1,47	143,70
F (г)	79,38	62,30	158,64
F [–] (г)	–259,68	–266,61	145,47

F ₂ (г)	0	0	202,7
F ⁻ (p-p)	-331,5	-277,7	-13,8
HF ₂ ⁻ (p-p)	-660,65	-581,52	67,78
HF (г)	-273,30	-275,41	173,67
Fe (κ)	0	0	27,15
Fe ²⁺ (p-p)	-87,1	-78,9	-131
Fe ³⁺ (p-p)	-46,4	-4,5	-309
Fe(CN) ₆ ⁴⁻ (p-p)	457,7	696,0	98
Fe(CN) ₆ ³⁻ (p-p)	564,0	731,7	269
FeCl ₂ (κ)	-341,7	-303,4	118
FeCl ₂ (p-p)	-421,3	-341,4	-18
FeCl ₃ (κ)	-399,4	–	–
FeCl ₃ (p-p)	-547,7	-398,3	-140
FeCO ₃ (κ)	-738,15	-665,09	95,40
Fe(CO) ₅ (ж)	-764	-695	338
FeO (κ)	-265	-244	60,8
Fe(OH) ₂ (κ)	-562	-479,7	88
Fe(OH) ₃ (κ)	-827	-699,6	105
Fe ₂ O ₃ (κ)	-822	-740	87
Fe ₃ O ₄ (κ)	-1117,13	-1014,17	146,19
FeSO ₄ (κ)	-927,59	-819,77	107,53
Fe ₂ (SO ₄) ₃ (κ)	-2580	-2253	283
FeS (κ)	-100,42	-100,78	60,29
FeS ₂ (κ)	-177,40	-166,05	52,93
Ga (κ)	0	0	41,09
Ga ₂ O ₃ (κ)	-1089,10	-998,24	84,98
Ge (κ)	0	0	31,13
GeCl ₄ (г)	-504,6	-466,0	347,7
GeH ₄ (г)	90,8	113,2	217,1
GeO ₂ (κ)	-580,2	-521,6	39,7
H (г)	217,98	203,27	114,60
H ⁺ (г)	1536,21	1517,00	108,84
H ⁻ (г)	139,03	132,26	108,85
H ₂ (г)	0	0	130,52
Hg (ж)	0	0	75,9
Hg (г)	61,3	31,8	174,85
Hg ₂ ²⁺ (p-p)	171,8	153,6	82
HgCl ₂ (κ)	-228,24	-180,90	140,02
Hg ₂ Cl ₂ (κ)	-265,06	-210,81	192,76
HgBr ₂ (κ)	-169,45	-152,22	170,31
Hg ₂ Br ₂ (κ)	-207,07	-181,35	217,70
HgI ₂ (κ)	-105,44	-103,05	184,05
HgO (κ, красн.)	-90,88	-58,65	70,3
HgO (κ, желт.)	-90,46	-58,52	71,3
HgS (κ)	-59,0	-51,42	82,42
Hg ₂ SO ₄ (κ)	-744,7	-627,51	200,71
I (г)	106,76	70,21	180,67
I ₂ (г)	62,43	19,37	260,6
I ₂ (κ)	0	0	116,1
I (p-p)	-55,2	-51,67	111
I ₃ ⁻ (p-p)	-51,46	-51,42	239,32
I (г)	-195,02	-221,92	169,15
IO ₃ ⁻ (p-p)	-233,9	-141,5	120,9

HI (г)	26,57	1,78	206,48
HI (p-p)	-55,2	-51,67	111
In (κ)	0	0	57,82
In ₂ O ₃ (κ)	-925,92	-831,98	107,95
In ₂ (SO ₄) ₃ (κ)	-2725,50	-2385,87	302,08
K (г)	88,9	60,4	160,23
K (κ)	0	0	64,68
K ⁺ (p-p)	-252,25	-282,52	100,9
K[AlH ₄] (κ)	-170,7	–	–
KAl(SO ₄) ₂ (κ)	-2465,00	-2235	204,50
KAl(SO ₄) ₂ 12H ₂ O (κ)	-6063,2	-5143,1	687
K[BF ₄] (κ)	-1884	-1782,1	134
KBr (κ)	-393,5	-380,1	95,9
KBrO ₃ (κ)	-376,1	-287,0	149,2
KCN (κ)	-113,4	-101,9	127,8
K ₂ CO ₃ (κ)	-1150,18	-1064,87	155,52
KCl (κ)	-436,56	-408,6	82,55
KCl (p-p)	-419,35	-413,78	157,4
KClO ₃ (κ)	-389,1	-287,5	142,97
KClO ₄ (κ)	-427,2	-297,4	151,04
KF (κ)	-566,1	-536,4	66,5
KF 2H ₂ O (κ)	-1162,3	-1020,1	155,0
KH (κ)	-57,82	-34,0	50
KHF ₂ (κ)	-925,9	-857,8	104,3
KI (κ)	-327,74	-322,76	106,06
KMnO ₄ (κ)	-833,9	-734,0	171,7
KNO ₃ (κ)	-494,5	-394,6	132,9
KOH (κ)	-424,67	-378,9	78,9
KOH (p-p)	-482,29	-439,84	90
K ₂ CrO ₄ (κ)	-1407,9	-1299,8	200
K ₂ Cr ₂ O ₇ (κ)	-2062	-1882	291
K ₂ O (κ)	-362	-322	96
KO ₂ (κ)	-283	-238	117
KO ₃ (κ)	-261	-181	105
K ₂ S (κ)	-387	-373	113
K ₂ SO ₄ (κ)	-1439,3	-1321,3	175,6
K ₃ [Fe(CN) ₆] (κ)	-253,6	-131,5	420,9
K ₄ [Fe(CN) ₆] (κ)	-600,4	-458,6	419,1
La (κ)	0	0	56,90
LaCl ₃ (κ)	-1070,68	-997,07	144,35
Li (г)	159,3	126,7	138,67
Li (κ)	0	0	29,1
Li ⁺ (p-p)	-278,45	-292,3	10,5
Li[AlH ₄] (κ)	-107,1	-35,6	78,7
LiBr (κ)	-351,0	-341,7	74,01
LiCl (κ)	-408,4	-384,1	59,29
LiH (κ)	-90,67	-68,7	20,6
LiNO ₃ (κ)	-483,2	-380,5	88
LiOH (κ)	-484,9	-439,0	42,8
Li ₂ O (κ)	-597,9	-561,2	37,61
Li ₂ CO ₃ (κ)	-1216,00	-1132,67	90,16
Li ₂ SO ₄ (κ)	-1435,86	-1321,28	114,00
Mg (κ)	0	0	32,7

Mg ²⁺ (p-p)	-468,1	-457,3	-133,9
MgCl ₂ (κ)	-644,8	-595,3	89,54
MgO (κ)	-601,5	-569,3	27,07
Mg(OH) ₂ (κ)	-924,7	-833,7	63,2
MgCO ₃ (κ)	-1095,85	-1012,15	65,10
MgSO ₄ (κ)	-1287,4	-1173,2	91,5
MgSO ₄ *6H ₂ O (κ)	-3089,50	-2635,10	348,10
MgSO ₄ (p-p)	-1379,1	-1203,0	-115,9
Mn (κ)	0	0	32,0
Mn ²⁺ (p-p)	-220,2	-231,0	-62
MnO (κ)	-385,1	-363,34	61,5
MnO ₂ (κ)	-521,5	-466,7	53,1
Mn ₂ O ₃ (κ)	-957,72	-879,91	110,46
Mn ₃ O ₄ (κ)	-1387,60	-1282,91	154,81
MnO ₄ ⁻ (p-p)	-538,1	-445,3	196
MnO ₄ ²⁻ (p-p)	-	-499,2	-
MnCO ₃ (κ)	-881,66	-811,40	109,54
MnCl ₂ (κ)	-481,16	-440,41	118,24
MnS (κ)	-214,35	-219,36	80,75
MnSO ₄ (κ)	-1066,8	-959,0	112,5
MnSO ₄ (p-p)	-1131,2	-976,7	-44
Mo (κ)	0	0	28,62
MoO ₂ (κ)	-589,1	-533,2	46,28
MoO ₃ (κ)	-745,2	-668,1	77,7
MoO ₄ ²⁻ (p-p)	-997,9	-838,9	36
N (r)	472,71	455,59	153,19
N ₂ (r)	0	0	191,5
NH ₂ OH (r)	-50,9	-3,62	235,6
NH ₃ (r)	-46,2	-16,71	192,6
NH ₃ (ж)	-69,87	-	-
NH ₃ (p-p)	-80,28	-	-
NH ₄ ⁺ (p-p)	-132,3	-79,5	114,3
NH ₄ Al(SO ₄) ₂ (κ)	-2353,50	-2039,80	216,31
NH ₄ Cl (κ)	-314,2	-203,2	95,81
NH ₄ Cl (p-p)	-299,4	-210,8	170,8
NH ₄ NO ₂ (κ)	-256,1		
NH ₄ NO ₃ (κ)	-365,43	-183,83	151,04
(NH ₄) ₂ SO ₄ (κ)	-1180,31	-901,53	220,08
NH ₄ OH (p-p)	-366,2	-264,0	181,7
NO (r)	90,2	86,6	210,6
NOCl (r)	52,59	66,37	263,50
NO ₂ (r)	33,5	51,55	240,2
NO ₂ ⁻ (p-p)	-104,6	-37,1	139,5
NO ₃ ⁻ (p-p)	-207,4	-111,6	147,2
N ₂ H ₄ (r)	95,3	159,1	238,5
N ₂ O (r)	82,01	104,12	219,86
N ₂ O ₄ (r)	9,6	98,4	303,8
N ₂ O ₄ (ж)	-19,0	97,9	209,2
N ₂ O ₅ (κ)	-42,7	114,1	178,2
N ₂ O ₅ (r)	13,30	117,14	355,65
HNO ₃ (ж)	-173,00	-79,90	156,16
HNO ₃ (r)	-133,91	-73,78	266,78
HNO ₃ (p-p)	-207,4	-111,6	147,2

Na (κ)	0	0	51,30
Na ⁺ (p-p)	-240,41	-262,12	58,9
NaH (κ)	-56,44	-33,6	40,0
NaAlO ₂ (κ)	-1133,03	-1069,20	70,29
Na ₃ AlF ₆ (κ)	-3309,54	-3158,53	283,49
NaBr (κ)	-361,2	-349,1	86,94
NaC ₂ H ₃ O ₂ (κ)	-710,40	-608,96	123,10
NaCl (κ)	-411,41	-384,4	72,13
NaF (κ)	-572,8	-542,6	51,17
NaI (κ)	-288,06	-284,84	98,6
NaNO ₃ (κ)	-466,70	-365,97	116,50
NaOH (κ)	-495,93	-379,8	64,43
NaOH (p-p)	-470,45	-419,44	48,0
Na ₂ B ₄ O ₇ (κ)	-3289	-3094	189,5
NaHCO ₃ (κ)	-949,08	-851,1	101,3
Na ₂ CO ₃ (κ)	-1129,43	-1045,7	135,0
Na ₂ CO ₃ 10H ₂ O (κ)	-4077	-3906	2172
Na ₃ PO ₄ (κ)	-1924,64	-1811,31	224,68
NaH ₂ PO ₄ (κ)	-1544,90	-1394,24	127,57
Na ₂ HPO ₄ (κ)	-1754,86	-1615,25	150,60
Na ₂ S (κ)	-374,47	-358,13	79,50
Na ₂ SO ₃ (κ)	-1095,0	-1006,7	146,02
Na ₂ SO ₄ (κ)	-1389,5	-1271,7	149,62
Na ₂ SO ₄ 10H ₂ O (κ)	-4329,6	-3648,9	591,87
Na ₂ S ₂ O ₃ (κ)	-1117,13	-1043	225
Na ₂ SiF ₆ (κ)	-2849,72	-2696,29	214,64
Na ₂ SiF ₆ (κ)	-2849,72	-2696,29	214,64
Na ₂ SiO ₃ (κ)	-1561,43	-1467,50	113,76
Na ₄ SiO ₄ (κ)	-2106,64	-1976,07	195,81
Na ₂ O (κ)	-414,84	-376,1	75,3
Na ₂ O ₂ (κ)	-512,5	-449,0	94,6
Ni (κ)	0	0	29,9
Ni ²⁺ (p-p)	-53,1	-45,6	-126
Ni(NH ₃) ₆ ²⁺ (p-p)	-638	-253	356
Ni(OH) ₂ (κ)	-543,5	-458,4	80
Ni(OH) ₃ (κ)	-670,3	-540,0	96
NiO (κ)	-239,74	-211,60	37,99
NiCl ₂ (κ)	-304,18	-258,03	98,07
NiSO ₄ (κ)	-873,49	-763,76	103,85
NiS (κ)	-79,50	-76,87	52,97
O (r)	249,2	231,8	160,94
O ₂ (r)	0	0	205,04
O ⁺ (r)	1568,78	1546,96	154,85
O ⁻ (r)	101,43	91,20	157,69
O ₃ (r)	142,2	162,7	238,8
OH ⁻ (r)	-134,5	-129,4	171,4
OH ⁻ (p-p)	-230,04	-157,32	-10,9
H ₂ O (κ)	-291,85	–	39,33
H ₂ O (r)	-241,82	-228,61	188,72
H ₂ O (ж)	-285,83	-237,25	70,08
H ₂ O ₂ (ж)	-187,78	-120,38	109,5
H ₂ O ₂ (r)	-135,88	-105,74	234,41
H ₂ O ₂ (p-p)	-189,87	–	–

P (г)	316,5	280,1	163,08
P (к, белый)	0	0	41,09
P (к, красн.)	-17,4	-11,9	22,8
PCl ₃ (г)	-279,5	-260,45	311,71
PCl ₃ (ж)	-311,7	-274,49	218,49
PCl ₅ (к)	-445,89	-318,36	170,80
PCl ₅ (г)	-366,9	-297,1	364,4
P ₂ O ₃ (ж)	-1097	-1023	142
P ₂ O ₅ (к)	-1507,2	-1371,7	140,3
P ₄ O ₆ (к)	-1640	–	–
P ₄ O ₁₀ (к)	-2984,03	-2698	228,86
P ₄ O ₁₀ (г)	-2894,49	-2657,46	394,55
PH ₃ (г)	5,4	13,4	210,2
HPO ₃ ²⁻ (p-p)	-969,01	-811,70	16,81
H ₂ PO ₃ ⁻ (p-p)	-969,43	-830,81	79,50
PO ₄ ³⁻ (p-p)	-1272	-1012,6	-221
HPO ₄ ²⁻ (p-p)	-1286,2	-1083,2	-34
H ₂ PO ₄ ⁻ (p-p)	-1289,9	-1124,3	91,6
H ₃ PO ₄ (p-p)	-1281,8	-1136,5	160
H ₃ PO ₄ (p-p)	-1272	-1012,6	221
H ₃ PO ₄ (к)	-1279,05	-1119,20	110,50
H ₃ PO ₄ (ж)	-1266,90	-1134,00	200,83
Pb (к)	0	0	64,8
Pb ²⁺ (p-p)	-0,9	-24,4	-13
PbCl ₂ (к)	-359,82	-314,56	135,98
PbCl ₂ (г)	-173,64	-182,02	315,89
PbBr ₂ (к)	-282,42	-265,94	161,75
PbI ₂ (к)	-175,23	-173,56	175,35
PbCO ₃ (к)	-699,56	-625,87	130,96
Pb(NO ₃) ₂ (к)	-451,7	-256,9	218
Pb(NO ₃) ₂ (p-p)	-415,7	-247,6	307
PbO (к, желт.)	-217,61	-188,20	68,70
PbO (к, красн.)	-219,3	-189,10	66,1
PbO ₂ (к)	-276,6	-218	71,9
Pb ₃ O ₄ (к)	-723,41	-606,17	211,29
PbS (к)	-100	-99	91,2
PbS (г)	122,34	76,25	251,33
PbSO ₄ (к)	-920,48	-813,67	148,57
Pt (к)	0	0	41,55
PtCl ₆ ²⁻ (p-p)	-669,44	-485,31	223,43
PtCl ₄ ²⁻ (p-p)	-500,82	-354,01	125,64
PtCl ₂ (к)	-106,69	-93,35	219,79
PtCl ₄ (к)	-229,28	-163,80	267,88
Ra (к)	0	0	71,2
Ra ²⁺ (p-p)	-529,69	-555,99	28,87
RaCl ₂ (к)	-887,6	-842,9	144,4
Ra(NO ₃) ₂ (к)	-992,27	-795,5	217,71
RaO (к)	-544	-513	71
RaSO ₄ (к)	-1473,75	-1363,2	142,35
Rb (г)	80,9	53,1	169,98
Rb (к)	0	0	76,73
Rb ⁺ (p-p)	-251,04	-283,5	120,5
RbBr (к)	-394,6	-381,8	110,0

RbCl (κ)	–435,2	–407,4	95,2
RbF (κ)	–555,8	–525,9	77,8
RbI (κ)	–331,9	–327,1	118,8
RbOH (κ)	–418,7	–373,3	92
Rb ₂ SO ₄ (κ)	–1437,1	–1318,4	197,5
S (κ, монокл.)	0,377	0,188	32,6
S (κ, ромб.)	0	0	31,9
S (г)	278,81	238,31	167,75
S ^{2–} (p-p)	32,6	85,4	–15
HS [–] (p-p)	–17,57	12,15	62,76
SOCl ₂ (г)	–212,8	–198,0	307,94
SO ₂ (г)	–296,90	–300,21	248,07
SO ₂ Cl ₂ (г)	–363,2	–318,9	311,3
SO ₂ Cl ₂ (ж)	–394,13	–321,49	216,31
SO ₃ (г)	–395,8	–371,2	256,7
SO ₃ (ж)	–439,0	–	–
SO ₃ ^{2–} (p-p)	–641,0	–486,8	–47,3
HSO ₃ [–] (p-p)	–627,98	–527,32	132,38
SO ₄ ^{2–} (p-p)	–911,0	–745,7	18,0
HSO ₄ [–] (p-p)	–889,2	–757,0	129
S ₂ O ₃ ^{2–} (p-p)	–665	–516,7	3,7
H ₂ S (г)	–20,9	–33,8	205,69
H ₂ S ₂ (г)	15,3	–4,5	260,7
H ₂ SO ₄ (ж)	–814,2	–690,3	156,9
H ₂ SO ₄ (p-p)	–911,0	–745,7	18,0
Sb (κ)	0	0	45,7
SbCl ₃ (κ)	–381,16	–322,45	183,26
SbCl ₃ (г)	–312,0	–299,5	338,5
SbCl ₅ (г)	–388,8	–328,7	402
SbCl ₅ (ж)	–437,2	–345,4	295
SbH ₃ (г)	145,1	147,6	233,0
Sb ₂ O ₃ (κ)	–715,46	–636,06	132,63
Sb ₂ O ₅ (κ)	–1007,51	–864,74	125,10
Sb ₄ O ₆ (κ)	–1417,12	–1263,10	282,00
Sb ₂ S ₃ (черн.)	–157,74	–156,08	181,59
Se (κ)	0	0	42,13
SeO ₃ ^{2–} (p-p)	–507,5	–363,6	–2,5
SeO ₄ ^{2–} (p-p)	–599,6	–444,5	62,7
H ₂ Se (г)	33	19,7	218,8
Si (κ)	0	0	18,82
SiC (κ)	–63	–60	16,61
SiCl ₄ (г)	–657,5	–617,6	331,0
SiCl ₄ (ж)	–687,8	–620,75	239,7
SiF ₄ (г)	–1614,94	–1572,66	282,38
SiH ₄ (г)	34,73	57,18	204,56
SiF ₆ ^{2–} (p-p)	–2397	–2209	127
SiO ₂ (стекл.)	–903,49	–850,71	46,86
Sn (κ, белое)	0	0	51,5
Sn (κ, серое)	–2,092	0,126	44,1
Sn ²⁺ (p-p)	–10,5	–27,2	–22,7
SnCl ₂ (κ)	–331,01	–288,40	131,80
SnCl ₂ (p-p)	–332,6	–	–
SnCl ₂ (p-p)	–344,7	–289,7	90,3

SnCl ₄ (ж)	-528,86	-457,74	258,99
SnCl ₄ (г)	-489,11	-449,55	364,84
SnO (κ)	-285,98	-256,88	56,48
SnO (г)	20,85	-2,39	232,01
SnO ₂ (κ)	-580,8	-519,9	52,30
SnH ₄ (г)	162,8	187,8	228,7
Sr (κ)	0	0	55,7
Sr ²⁺ (p-p)	-551,5	-563,9	-33
Sr(NO ₃) ₂ (κ)	-984,1	-785,0	194,6
SrO (κ)	-590,5	-559,8	55,2
Sr(OH) ₂ (κ)	-965	-876	94
SrSO ₄ (κ)	-1459,0	-1346,9	121,81
Te (κ)	0	0	49,5
TeO ₂ (κ)	-321,7	-264,6	59
TeCl ₄ (κ)	-323,84	-236,00	200,83
TeF ₆ (г)	-1369,00	-1273,11	335,89
H ₂ Te (г)	99,7	85,2	228,8
Th (κ)	0	0	53,39
Th(OH) ₄ (κ)	-1764,7	-1588,6	134
ThO ₂ (κ)	-1226,75	-1169,15	65,23
ThS ₂ (κ)	-627,60	-621,34	96,23
Th(SO ₂) ₂ (κ)	-2541,36	-2306,04	148,11
Ti (κ)	0	0	30,63
TiCl ₂ (κ)	-516	-467	87
TiCl ₃ (κ)	-720	-653	140
TiCl ₄ (ж)	-804	-737	252,40
TiCl ₄ (г)	-763,16	-726,85	354,80
TiO ₂ (κ)	-943,9	-888,6	50,33
TiO ₂ (κ)	-933,03	-877,65	49,92
Tl (κ)	0	0	64,18
TlCl (κ)	-204,18	-184,98	111,29
TlCl (г)	-68,41	-92,38	256,06
Tl ₂ O (κ)	-167,36	-138,57	134,31
Tl ⁻ (p-p)	5,52	-32,43	126,20
Tl ³⁺ (p-p)	201,25	214,76	-176,92
U (κ)	0	0	50,2
U ³⁺ (p-p)	-514,63	-520,59	-125,52
U ⁴⁺ (p-p)	-590,15	-538,91	-382,62
UCl ₃ (κ)	-867	-800	159,1
UF ₄ (κ)	-1910,37	-1819,74	151,67
UF ₄ (г)	-1591,55	-1559,87	349,36
UF ₆ (κ)	-2188,23	-2059,82	227,61
UF ₆ (г)	-2138,61	-2055,03	377,98
UO ₂ Cl ₂ (κ)	-1243,5	-1145,8	150,5
UO ₂ F ₂ (κ)	-1637,20	-1541,06	135,56
UO ₂ (κ)	-1085,0	-1031,9	77,03
UO ₂ ²⁻ (p-p)	-1018	-952	-89,68
UO ₂ (NO ₃) ₂ (κ)	-1348	-1114,76	-276,33
U ₃ O ₈ (κ)	-3574,81	-3369,50	282,42
V (κ)	0	0	28,9
VCl ₂ (κ)	-461	-415	97,1
VCl ₃ (κ)	-581,2	-511,9	131,0
V ₂ O ₅ (κ)	-1552	-1421	131,0

W (κ)	0	0	32,7
WCl ₆ (κ)	–598,3	–469,0	230
WO ₂ (κ)	–589,5	–533,7	50,5
WO ₃ (κ)	–842,7	–763,8	75,90
WO ₄ ²⁻ (p-p)	–1073,2	–931,4	97,5
WS ₂ (κ)	–200,4	–192,8	71
Zn (κ)	0	0	41,63
Zn ²⁺ (p-p)	–153,64	–147,16	–110,62
ZnCl ₂ (κ)	–415,1	–369,4	111,5
ZnCl ₂ (г)	–265,68	–269,24	276,56
ZnCO ₃ (κ)	–812,53	–730,66	80,33
ZnCl ₂ (p-p)	–487,8	–409,7	–
Zn(NH ₃) ₄ ²⁺ (p-p)	–537,0	–304,6	298
Zn(CN) ₄ ²⁻ (p-p)	–332,1	–427,2	259,3
ZnO (κ)	–350,6	–320,7	43,51
Zn(OH) ₂ (κ)	–645,43	–555,92	77,0
Zn(OH) ₄ ²⁻ (p-p)	–	–860,8	–
ZnS (κ)	–205,4	–200,7	57,7
ZnSO ₄ (κ)	–981,4	–870,12	110,54
Zr (κ)	0	0	38,99
ZrCl ₄ (κ)	–979,8	–889,3	181
ZrCl ₄ (г)	–869,31	–834,50	368,19
Zr(OH) ₄ (κ)	–1661	–	–
ZrO ₂ (κ)	–1100,6	–1042,8	50,4

* Приводимые в таблице величины взяты из: Термические константы веществ: Справочник: В 10 вып. / АН СССР, ВИНТИ; под ред. В.П. Глушко. М.: [б. и.], 1965–1981. Вып. 1–10.

Таблица растворимости

Растворимость кислот, оснований и солей в воде (при стандартных условиях)

НАЗВАНИЯ АНИОНОВ \ КАТИОНЫ	АНИОНЫ	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ₂ ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺
ГИДРОКСИД-	OH ⁻		Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	-	Н	Н	Н
ФТОРИД-	F ⁻	Р	М	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	М	Р	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Н	-	Н	Р	Р
ХЛОРИД-	Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	М	Р	Р
БРОМИД-	Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	М	Р	Р
ЙОДИД-	I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	?	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	М	?
СУЛЬФИД-	S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	-	-	-	Н	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
СУЛЬФИТ-	SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	-	Н	?	Н	Н	?	М	Н	-	?	Н	?	?
СУЛЬФАТ-	SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	-	Н	Р	Р
НИТРАТ-	NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	-	Р
НИТРИТ-	NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	Р	М	?	?	М	-	?	?	?	?
(ОРТО)ФОСФАТ-	PO ₄ ³⁻	Р	Н	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	?	Н	Н	Н	Н
КАРБОНАТ-	CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	?	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	?	Н
АЦЕТАТ-	CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	-	Р
(МЕТА)СИЛИКАТ-	SiO ₃ ²⁻	Н	Н	Р	Р	?	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	?	?	?	Н	Н	?	?	?	Н	?	?

Р РАСТВОРЯЕТСЯ
(более 1 г на 100 г H₂O)

М МАЛО РАСТВОРЯЕТСЯ
(от 0,1 до 1 г на 100 г H₂O)

Н НЕ РАСТВОРЯЕТСЯ
(менее 0,1 г на 100 г H₂O)

- В ВОДНОЙ СРЕДЕ
РАЗЛАГАЕТСЯ

? НЕТ ДОСТОВЕРНЫХ СВЕДЕНИЙ
О СУЩЕСТВОВАНИИ СОЕДИНЕНИЯ

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ
Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Au
← усиление восстановительных свойств, активности

РЯД ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ НЕМЕТАЛЛОВ
H, Si, As, P, Se, C, S, I, Br, Cl, N, O, F
← усиление электроотрицательности