

Федеральное агентство по образованию
Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
Владимирский государственный университет

Н.А. ОРЛИН В.А. КУЗУРМАН

ЛАБОРАТОРНЫЙ
ПРАКТИКУМ ПО ОБЩЕЙ
И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Владимир 2007

УДК 54(076.5)

ББК 24.1

О-66

Рецензенты:

Профессор, зав. кафедрой химии

Владимирского государственного педагогического университета

Н.П. Ларионов

Кандидат химических наук, доцент кафедры химии

Владимирского государственного педагогического университета

С.Ю. Морев

Печатается по решению редакционно-издательского совета

Владимирского государственного университета

Орлин, Н. А.

О-66 Лабораторный практикум по общей и неорганической химии /
Н. А. Орлин, В. А. Кузурман ; Владим. гос. ун-т. – Владимир : Изд-
во Владим. гос. ун-та, 2007. – 112 с.

ISBN 5-89368-701-9

Содержит 29 работ, которые охватывают все разделы общей, неорганической и общей и неорганической химии.

Предназначен для студентов 1-го курса химических, химико-технологических и химико-экологических специальностей всех форм обучения, изучающие курсы «Общая химия», «Неорганическая химия», «Общая и неорганическая химия».

Табл. 9. Ил. 6. Библиогр.: 12 назв.

УДК 54(076-5)

ББК 24.1

ISBN 5-89368-701-9

© Владимирский государственный
университет, 2007

ПРЕДИСЛОВИЕ

Глубокое изучение курса общей и неорганической химии невозможно без практического его освоения. Правильно поставленные опыты позволяют проследить закономерности химических процессов, исследовать влияние различных факторов на ход той или иной химической реакции, экспериментально подтвердить свойства химических веществ, а также заложить основы химического мышления.

Предлагаемый лабораторный практикум составлен в соответствии с программами неорганической, общей и общей и неорганической химии для студентов химических, химико-технологических и химико-экологических специальностей вуза. Условно практикум делится на две части: первую, рассматривающую общетеоретические вопросы курса химии, и вторую, посвященную химии отдельных элементов периодической системы Д.И. Менделеева. Перед каждой лабораторной работой даются задания по ее теоретическому обоснованию для самостоятельной подготовки. Домашняя проработка рекомендованного материала позволит студенту осознанно приступать к выполнению каждого лабораторного опыта.

Отдельным разделом даны упражнения и задачи к работам общетеоретической части курса, решение которых поможет закрепить знания, полученные как на лекциях, так и при выполнении лабораторных опытов.

Работа 1

ПОЛУЧЕНИЕ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ И СВОЙСТВА ИХ ОСНОВНЫХ КЛАССОВ

Задание для домашней подготовки. Повторить классификацию и номенклатуру основных классов неорганических соединений. Какими свойствами они обладают? Написать уравнения реакций, подтверждающих характерные свойства каждого класса неорганических соединений.

Приборы и реактивы. Аппарат Киппа, штатив с пробирками, горелка, керамическая плитка, прибор для получения оксида меди, микрошпатель, стеклянные палочки, стеклянные трубки, согнутые под прямым углом, для продувания углекислого газа, капельница с дистиллированной водой. Оксид магния (порошок), карбонат гидроксида меди (II), алюминий (стружки), оксид кремния (IV) (порошок), известковая вода (насыщенная). Растворы: соляной кислоты концентрированной 10%-ной и 2 н., гидроксида натрия 2 н., серной кислоты 2 н., сульфата алюминия 0,5 н., гидроксида аммония 1 н., хлорида олова (IV) 0,5 н., хлорида кобальта 1 н., сульфата меди (II) 2 н., иодида калия 1 н., сульфата натрия 2 н., гидроксида бария 6 н., нитрата свинца (II) 2 н., нитрата серебра 2 н., сульфата аммония 2 н., сульфата железа (II) 2 н., фенолфталеина, лакмуса.

Опыт 1

Получение и свойства оксида и гидроксида магния

Поместить в пробирку два микрошпателя оксида магния и прибавить один миллилитр дистиллированной воды. Содержимое пробирки взболтать. Для определения реакции среды добавить 1 каплю раствора фенолфталеина в специальную пробирку, в которую взято для пробы несколько капель полученного раствора гидроксида магния. Отметить слабую растворимость оксида магния в холодной воде и реакцию среды по изменению цвета индикатора.

Далее нагреть пробирку до кипения. Отметить полное растворение оксида магния. Написать уравнение реакции. Полученный раствор разделить на две пробирки. Рекомендуется также повторно проверить реакцию среды после кипячения раствора. Сравнить интенсивность окраски индикатора и сделать соответствующие выводы.

В одну пробирку с раствором гидроксида магния добавить эквивалентное количество соляной кислоты до полной нейтрализации гидроксида магния. Написать уравнение реакции. Для контроля за процессом нейтрализации в пробирку с раствором гидроксида магния добавить 2 капли раствора фенолфталеина. Процесс нейтрализации вести до изменения окраски индикатора.

Во вторую пробирку капнуть 2 капли раствора фенолфталеина и затем добавить эквивалентное количество щелочи (гидроксида натрия или калия). Изменяется ли окраска индикатора? Почему?

Провести исследование свойств оксида магния. В 2 пробирки поместить по микрошпателю порошка оксида магния. В одну пробирку добавить 10 капель соляной кислоты, а в другую – столько же раствора гидроксида натрия. В какой пробирке растворяется оксид магния? Написать уравнения реакций. Сделать соответствующий вывод относительно химического характера оксида и гидроксида магния.

Опыт 2

Получение и исследование свойств оксида и гидроксида меди

Оксид меди (II) получить путем термического разложения карбоната гидроксида меди (II). Для этого собрать прибор, изображенный на рис. 1. В пробирку 1 на 1/3 ее объема насыпать порошок карбоната гидроксида меди (II), закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой 2. Газоотводную трубку опустить в стакан с известковой водой 3. Нагреть пробирку 1 на пламени горелки 4. Нагревание проводить постепенно в направлении от выхода пробирки к ее дну до тех пор, пока весь карбонат гидроксида меди (II) не превратится в черный порошок.

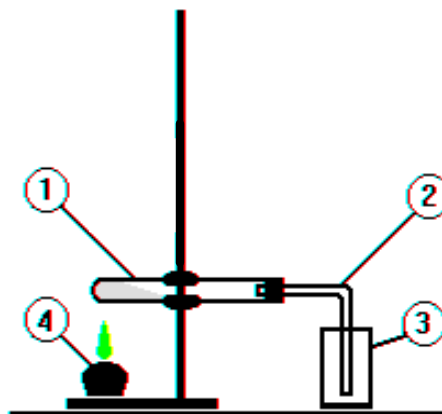


Рис. 1

Наблюдать конденсацию паров воды на холодных частях пробирки и пробулькивание газа через раствор известковой воды в стакане 3.

Написать уравнения реакций разложения карбоната гидроксида меди (II) и взаимодействия CO_2 с известковой водой. Полученный в пробирке 1 оксид меди (II) после охлаждения исследовать на химическую природу. Для этого в три пробирки поместить по микрошпателю порошка CuO и прилить по 10 капель: в первую пробирку – дистиллированную воду, во вторую – раствор H_2SO_4 , в третью – раствор NaOH . Что наблюдается? Каждую пробирку нагреть до кипения на газовой горелке или спиртовке. Что изменилось? Написать уравнения соответствующих реакций. Сделать вывод относительно химического характера оксида меди (II).

Гидроксид меди (II) получите следующим образом. В пробирку поместите 5 – 6 капель раствора сульфата меди (II) и добавьте 5 – 6 капель щелочи. Отметить цвет выпавшего осадка гидроксида меди (II). Далее исследовать химическую природу $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Для этого полученный осадок гидроксида меди (II) разделить на три пробирки. (Если разделение затруднено, то получить $\text{Cu}(\text{OH})_2$ в трех пробирках). В одну пробирку добавить раствор H_2SO_4 (5 – 6 капель), в другую – столько же NaOH , а третью пробирку нагревать до тех пор, пока $\text{Cu}(\text{OH})_2$ не превратится в черный осадок. Что наблюдается в первых двух пробирках? Почему почернел осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$? Написать уравнения соответствующих реакций. Сделать вывод относительно химической природы гидроксида меди (II).

Опыт 3

Получение и свойства оксида и гидроксида алюминия

В пробирку поместить 20 капель 0,5 М раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и прибавить столько же 1 н. раствора NH_4OH . Что наблюдается?

Содержимое разделить в три пробирки. В одну из пробирок при взбалтывании прибавить по каплям 10%-ный раствор соляной кислоты до полного растворения осадка, во вторую – прилить 10%-ный раствор гидроксида натрия тоже до полного растворения осадка. Написать уравнения реакций и сделать вывод о характере гидроксида алюминия.

Третью пробирку нагреть на пламени горелки до полного разложения гидроксида алюминия. Полученный таким образом оксид алюминия

исследовать на взаимодействия с кислотой и щелочью. Для этого полученный Al_2O_3 разделить на три части и поместить в три пробирки. В первую добавить 5 – 8 капель 10%-ного раствора HCl , во вторую – столько же 10%-ного раствора NaOH , в третью – дистиллированную воду. Что наблюдается? Пробирки нагреть. Что изменилось? Написать уравнения соответствующих реакций и сделать вывод о характере оксида алюминия.

Опыт 4

Изучение свойств оксида углерода (IV) и оксида кремния (IV)

Для изучения характера свойств диоксида углерода налить в пробирку 10 – 15 капель дистиллированной воды и прибавить 1 – 2 капли лакмуса. Затем пропустить из аппарата Киппа в воду оксид углерода (IV) до изменения окраски раствора. Почему окраска изменилась? Каков характер свойств CO_2 ? Написать уравнение реакции.

Поместить в две пробирки по микрошпателью оксида кремния (IV). В одну пробирку добавить 5 – 7 капель концентрированной щелочи, а в другую – столько же концентрированной соляной кислоты. Обе пробирки нагреть. В какой пробирке диоксид кремния растворяется? Написать уравнение реакции. Сделать вывод о характере оксида кремния (IV).

Опыт 5

Амфотерность свойств SnCl_4

Налить в пробирку 5 – 6 капель 0,5 М раствора SnCl_4 и прибавить по каплям 30%-ный раствор NaOH до появления осадка. Разделить осадок на две пробирки. В одну пробирку при взбалтывании прилить по каплям концентрированную соляную кислоту до полного растворения осадка, во вторую – 30%-ный раствор NaOH также до полного растворения осадка. Написать уравнения реакций.

Сравнить результаты опытов 4 и 5, сделать вывод о том, как изменяется характер гидроксидов главной подгруппы периодической системы по мере перехода сверху вниз, т.е. по мере возрастания порядкового номера.

Опыт 6

Получение основной соли и перевод ее в нормальную (среднюю) соль

Налить в пробирку 6 капель 1 н. раствора хлорида кобальта (II) и прилить к нему 4 капли 1 н. раствора NaOH. Содержимое пробирки встряхнуть. Написать уравнение реакции и назвать полученное соединение. Далее к полученной основной соли кобальта (II) добавить 2 – 3 капли 2 н. раствора соляной кислоты. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. С помощью каких химических реакций основные соли можно перевести в нормальные?

Опыт 7

Получение кислой соли и перевод ее в нормальную

Налить в пробирку 10 – 15 капель насыщенного раствора гидроксида кальция (известковой воды) и пропустить в данный раствор из аппарата Киппа несколько пузырьков оксида углерода (IV). Наблюдать образование нерастворимой в воде средней (нормальной) соли – карбоната кальция. Написать уравнение реакции. Продолжить пропускать в раствор известковой воды оксид углерода (IV) из аппарата Киппа до полного растворения образовавшегося вначале карбоната кальция. Написать уравнение реакции получения кислой соли. Назвать соль.

Полученный раствор разделить на две пробирки. В одну пробирку добавить 2 капли насыщенного раствора гидроксида кальция. Отметить, что наблюдается. Раствор во второй пробирке нагреть до кипения. Наблюдать образование осадка нерастворимой соли. Написать уравнения реакций. Сделать соответствующий вывод.

Какие еще способы вы могли бы предложить для получения кислых солей и, наоборот, для перевода кислых солей в нормальные?

Опыт 8

Способы получения солей

а) *Взаимодействием металла с кислотой.* В пробирку налить 5 капель 6 н. серной кислоты и опустить небольшую стружку алюминия (можно микрошпатель алюминиевого порошка). Для ускорения реакции пробирку нагреть. Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции. Назвать полученную соль.

б) *Взаимодействием гидроксида с кислотным оксидом.* Налить в пробирку 10 капель насыщенного раствора гидроксида кальция. Продуть в раствор через согнутую трубку воздух изо рта. Наблюдать образование белого осадка, а при дальнейшем продувании – растворение его. Написать уравнения реакций образования и растворения осадка.

Сравнить результаты опытов 7 и 8.

в) *Взаимодействием соли с металлом.* Поместить в пробирку 10 капель 2 н. раствора сульфата меди (II) и поместить в раствор алюминиевую стружку. Через некоторое время раствор обесцветится. Почему? Слить раствор и достать алюминий. Какого он цвета? Написать уравнение реакции и назвать полученную соль.

г) *Взаимодействием соли с неметаллом.* Поместить в пробирку по 10 капель 2 н. раствора иодида калия и хлорной воды. Как изменяется окраска раствора? Написать уравнение реакции.

д) *Взаимодействием соли с основанием.* Налить в пробирку 5 капель 2 н. раствора сульфата натрия и добавить 5 капель 6 н. раствора гидроксида бария. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Назвать полученную соль.

е) *Взаимодействием соли с кислотой.* Налить в пробирку 5 капель 2 н. раствора нитрата свинца (II) и 5 капель 2 н. раствора соляной кислоты. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Назвать соль.

ж) *Взаимодействием двух солей.* Налить в пробирку 5 капель 2 н. раствора нитрата свинца (II) и 5 капель 2 н. раствора иодида калия. Наблюдать образование осадка. Написать уравнение реакции.

Добавить 10 – 15 капель дистиллированной воды. Нагреть до растворения осадка и охладить. Наблюдать образование золотистых кристаллов. Назвать полученное соединение.

Опыт 9

Получение двойных солей

Налить в пробирку по 10 капель насыщенных растворов сульфата аммония и железа (II). Наблюдать выпадение осадка двойной соли $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Если осадок не появляется, то добиться этого потиранием стеклянной палочкой внутренней стенки пробирки. Написать уравнение реакции и назвать двойную соль.

Работа 2

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТНЫХ МАСС ПРОСТЫХ И СЛОЖНЫХ ВЕЩЕСТВ

Задание для домашней подготовки. Повторить понятия эквивалент, эквивалентная масса. Расчет эквивалентов простых и сложных веществ. Закон эквивалентов.

Приборы и реактивы. Прибор для определения эквивалентных масс. Металл (Mg или Zn, Fe), мрамор. Соляная кислота (16%-ная), хлорид натрия (насыщенный).

Опыт 1

Определение эквивалентной массы металла

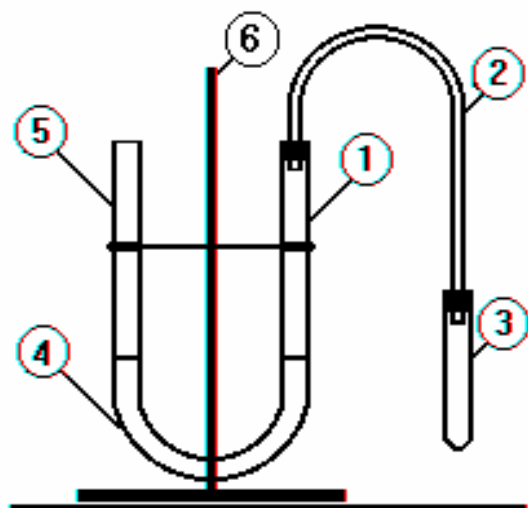


Рис. 2

Собрать прибор, показанный на рис. 2. На штативе 6 укрепить две стеклянные трубки (бюретки) с делениями 1 и 5, соединенные между собой резиновой трубкой 4. Прибор заполнить наполовину водой. К бюретке 1 подсоединить через резиновую трубку 2 реакционную пробирку 3. Проверить герметичность прибора. Для этого приподнять вверх бюретку 1. Вода в обеих бюретках должна держаться на полученных уровнях.

Получить у лаборанта навеску металла ($m_{Me} = 0,03 - 0,05$ г). Массу металла занести в табл. 1. Отмерить в вытяжном шкафу 4 мл 16%-ной соляной кислоты при помощи цилиндра и кислоту перенести в реакционную пробирку 3. Приподнять бюретку 5 и установить уровень воды в бюретке 1 на нулевой отметке. Открыть реакционную пробирку 3, опустить в нее полученный металл и быстро закрыть ее. Попав в кислоту, металл начинает с ней реагировать. Выделившийся водород по резиновой трубке 2 попадает в бюретку 1 и вытесняет воду. Уровень воды в бюретке 1 понижается. По объему вытесненной воды судят об объеме выделившегося водорода.

После прекращения реакции подождать 5 – 10 мин, чтобы газ внутри бюретки приобрел комнатную температуру, добиться совпадения уровней

воды в обеих бюретках, перемещая бюретку 5. Этим создается давление внутри бюретки 1, равное атмосферному. По положению нижнего мениска воды в бюретке 1 определить объем выделившегося водорода. Результат занести в табл. 1. Записать также в таблицу комнатную температуру, атмосферное давление и $P_{\text{H}_2\text{O}}$ (табл. П 1).

Т а б л и ц а 1

№ п/п	Параметр	Обозначение	Единица измерения	Результат
1	Масса металла	m_{Me}	г	
2	Объем выделившегося водорода	V	мл	
3	Температура	t	°С	
4	Атмосферное давление	P	мм рт. ст.	
5	Давление насыщенного водяного пара при температуре опыта	$P_{\text{H}_2\text{O}}$	мм рт. ст.	

Обработать экспериментальные данные:

1) привести объем водорода к значению объема $V_0(\text{H}_2)$ при нормальных условиях. По уравнению Клапейрона

$$PV / T = P_0V_0 / T_0.$$

В данном уравнении вместо P брать парциальное давление водорода P_{H_2} :

$$P_{\text{H}_2} = P - P_{\text{H}_2\text{O}};$$

2) по закону эквивалентов определить экспериментальное значение эквивалента металла

$$\mathcal{E}_{\text{Me}} = M_{\text{Me}} \cdot 11200 / V_0.$$

Здесь 11200 мл – эквивалентный объем водорода при нормальных условиях;

3) зная, что для эксперимента был взят двухвалентный металл, рассчитать атомную массу:

$$A_{\text{экс}} = \mathcal{E} \cdot \nu = 2 \mathcal{E}.$$

По таблице Д.И. Менделеева определить, какой металл был взят для исследования;

4) взять из таблицы точное значение атомной массы металла $A_{\text{теор}}$ (самое близкое к экспериментальному значению). Рассчитать относительную погрешность опыта η

$$\eta = [(A_{\text{теор}} - A_{\text{экс}}) / A_{\text{теор}}] 100, \%;$$

5) написать уравнение реакции и сделать соответствующий вывод.

Опыт 2

Определение эквивалента карбоната кальция

В данном опыте эквивалент сложного вещества – карбоната кальция – определяется по известному эквиваленту оксида CO_2 .

Используется прибор, который применяли в опыте 1 (см. рис. 2), но вода в нем должна быть заменена на насыщенный раствор хлорида натрия. Такая замена необходима потому, что растворимость оксида CO_2 в растворе хлорида натрия значительно меньше, чем в воде.

Получить у лаборанта навеску мрамора (карбоната кальция). Навеска должна составлять 0,3 – 0,4 г. Аналогично, как и в первом опыте, налить в реакционную пробирку 4 мл 16%-ной соляной кислоты и, соблюдая ту же методику, провести реакцию взаимодействия карбоната кальция с соляной кислотой. Определить объем выделившегося углекислого газа. Результаты записать в табл. 2.

Т а б л и ц а 2

№ п/п	Параметр	Обозначение	Единица измерения	Результат
1	Масса мрамора	m	г	
2	Объем выделившегося углекислого газа	V	мл	
3	Температура	t	°С	
4	Атмосферное давление	P	мм рт. ст.	

Обработать экспериментальные данные:

1) по уравнению Клапейрона – Менделеева

$$PV = mRT / M$$

вычислить массу полученного газа;

2) по закону эквивалентов

$$\mathcal{E}_1 / \mathcal{E}_2 = m_1 / m_2$$

вычислить эквивалент карбоната кальция $\mathcal{E}_{\text{экс}}$, зная, что эквивалент CO_2 в реакции нейтрализации, протекающей с образованием средней соли, равен его молекулярной массе, деленной на два:

$$\mathcal{E}_{\text{CO}_2} = M_{\text{CO}_2} / 2;$$

3) рассчитать теоретическое значение эквивалента соли CaCO_3 ($\mathcal{E}_{\text{теор}}$) и определить относительную погрешность опыта

$$\eta = [(\mathcal{E}_{\text{теор}} - \mathcal{E}_{\text{экс}}) / \mathcal{E}_{\text{теор}}] 100, \%$$

4) написать уравнение реакции и сделать соответствующий вывод.

Работа 3

ПОЛУЧЕНИЕ РАСТВОРОВ РАЗЛИЧНОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ

Задание для домашней подготовки. Повторить основные понятия: раствор, концентрация раствора, массовая доля растворенного вещества (табл. П2 – П3), молярная и молярная концентрация эквивалента (нормальная).

Приборы и реактивы. Мерная колба на 50 мл, стакан на 100 мл, мерный цилиндр на 50 мл, ареометр, стеклянная палочка. Сульфат натрия, сульфат алюминия кристаллический $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$.

Опыт 1

Приготовление 10%-ного раствора сульфата натрия

Рассчитать, сколько граммов сульфата натрия и воды требуется для приготовления 50 г раствора, в котором массовая доля сульфата натрия составляет 10 %. Взвесить на технических весах расчетное количество сульфата натрия и перенести его в стакан на 100 мл. Отмерить мерным цилиндром расчетное количество дистиллированной воды и прилить в стакан. Перемешать раствор до полного растворения соли, перелить в цилиндр и измерить плотность ареометром. По найденной плотности определить с помощью табл. П 14 практическое значение массовой доли сульфата натрия в приготовленном растворе. Вычислить относительную ошибку опыта, считая теоретическое значение массовой доли 10 %. Рассчитать молярную концентрацию раствора.

Опыт 2

Приготовление 1,5 н. раствора сульфата алюминия из кристаллогидрата

Рассчитать, сколько граммов кристаллической соли $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ требуется для приготовления 50 мл 1,5 н. раствора сульфата алюминия в расчете на безводную соль. Взвесить расчетное количество кристаллогидрата на технических весах. С помощью микроворонки перенести навеску сульфата алюминия в мерную колбу на 50 мл, смывая кристаллы соли дис-

тиллированной водой. Налить колбу до половины и, перемешивая раствор, добиться полного растворения соли. Довести водой уровень раствора до метки, последние капли добавлять при помощи пипетки. Приготовленный раствор перелить в цилиндр на 50 мл и измерить ареометром его плотность. По плотности найти в табл. П 14) массовую долю соли. Пересчитать массовую долю на молярную концентрацию эквивалента (нормальную концентрацию). Это будет практическое значение нормальности раствора. Найти относительную ошибку опыта, считая теоретическое значение равным 1,5.

Работа 4

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Задание для домашней подготовки. Качественная характеристика окислительно-восстановительных реакций. Понятие степени окисления. Умение определять степени окисления атомов в простых и сложных соединениях, используя табл. П10. Сущность окислительно-восстановительных реакций, процессов окисления и восстановления. Охарактеризовать окислительно-восстановительные свойства простых и сложных соединений, назвать важнейшие окислители и восстановители. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Понятие эквивалента для окислительно-восстановительных реакций. Направление окислительно-восстановительных реакций. Понятие об окислительно-восстановительном потенциале. Определение ЭДС окислительно-восстановительных реакций. Оценить возможность протекания окислительно-восстановительных реакций.

Приборы и реактивы. Оксид марганца (IV), цинк, сульфат натрия, нитрит калия, сульфид железа, нитрат свинца, пероксид водорода, сероводородная вода. Растворы: серной кислоты 2 н., 4 н. и концентрированной ($\rho = 1,84$ г/мл), соляной кислоты ($\rho = 1,19$ г/мл), азотной кислоты 0,2 н. и 2 н., гидроксида натрия (или калия) 2 н., щавелевой кислоты 0,05 н., перманганата калия 0,05 н., сульфата марганца, роданида калия или аммония, иодида калия.

Опыт 1

Сложные ионы и молекулы в качестве окислителей и восстановителей. Влияние pH среды на окислительно-восстановительный процесс

а) *Окисление гидроксида марганца (II) бромной водой.* Прибавить в пробирку к 2 – 4 каплям сульфата марганца (II) такое же количество гидроксида натрия. Отметить цвет осадка. К полученному осадку добавить несколько капель бромной воды. Как изменился цвет осадка? Написать в молекулярной и ионной форме уравнения реакций, учитывая, что $\text{Mn}(\text{OH})_2$ окисляется до MnO_2 и что в реакции принимает участие NaOH .

б) *Взаимодействие перманганата калия с нитритом калия при различных величинах pH раствора.* В три пробирки внести по 3 – 4 капли раствора перманганата калия. В первую добавить 2 – 3 капли серной кислоты, во вторую – столько же щелочи. Затем в каждую пробирку внести по 2 микрошпателя нитрита калия и перемешать стеклянной палочкой до полного растворения кристаллов. Отметить изменение окраски растворов. Написать уравнения соответствующих реакций, используя метод полуреакций. Фиолетовая окраска характерна для иона MnO_4^- , зеленая – для иона MnO_4^{2-} , слабо-розовая, почти бесцветная, – для иона Mn^{2+} , осадок бурого цвета характеризует MnO_2 и $\text{Mn}(\text{OH})_4$.

Опыт 2

Окислительно-восстановительные свойства элемента в зависимости от его степени окисления

а) *Действие серной кислоты и сероводорода на иодид калия.* В две пробирки налить по 3 капли раствора иодида калия и прибавить: в первую – концентрированной серной кислоты, во вторую – свежеприготовленную сероводородную воду. Как объяснить появление желтой окраски иода только в одной из пробирок? Написать уравнения реакций, считая, что серная кислота восстанавливается до сероводорода.

б) *Взаимодействие сульфита натрия с сероводородом.* В пробирку налить 3 капли сульфита натрия, добавить 3 капли серной кислоты и несколько капель свежеприготовленной сероводородной воды. Написать уравнение реакции, учитывая, что сера в обоих соединениях переходит в свободное состояние. Указать окислитель и восстановитель.

в) *Влияние степени окисления серы на характер взаимодействия ее с перманганатом калия.* В три пробирки налить по 3 капли раствора перманганата калия и столько же 0,2 н. раствора серной кислоты. В первую пробирку добавить несколько капель свежеприготовленной сероводородной воды, во вторую – несколько кристалликов сульфита натрия, в третью – несколько капель концентрированной серной кислоты. Перемешать стеклянной палочкой растворы.

Написать соответствующие уравнения реакций, учитывая, что ион Mn^{2+} практически бесцветен, помутнение обусловлено выделением свободной серы. Указать степень окисления серы и ее роль в процессе. Почему в одной из пробирок реакция не протекала? Сделать вывод на основе таблицы окислительно-восстановительных потенциалов.

Опыт 3

Влияние окислительно-восстановительных процессов на течение реакции. Выбор окислителя

Пользуясь табл. П 11, найти окислитель для перевода иона Mn^{2+} в ион MnO_4^- . Написать уравнение реакции. Установить среду реакции и проверить практически выводы.

Опыт 4

Реакции с частичным участием окислителя или восстановителя в образовании продуктов реакции без проявления своих окислительных или восстановительных свойств

а) *Восстановление оксида марганца (IV) соляной кислотой.* Внести в пробирку один микрошпатель оксида марганца (IV), добавить 3 – 4 капли концентрированной соляной кислоты и слегка подогреть пробирку на пламени горелки. Что наблюдается? Написать уравнение реакции, учитывая, что образуется хлорид марганца (II). Каковы функции соляной кислоты в проделанном опыте?

б) *Окисление цинка серной кислотой.* Внести в пробирку 5 – 6 капель концентрированной серной кислоты и один микрошпатель цинковой пыли. Осторожно подогреть пробирку и определить по запаху выделение SO_2 . Через 3 – 5 мин могут появиться коллоидная сера и запах сероводорода. Во всех трех случаях цинк переходит в раствор в виде сульфата цинка. Напи-

сать уравнения всех возможных реакций. Указать в каждом случае, сколько молекул серной кислоты участвовало в реакции суммарно и сколько из них выполняло функцию окислителя.

Опыт 5

Взаимодействие сульфида железа (II) с азотной кислотой

В пробирку поместить 6 – 8 капель 2 н. раствора азотной кислоты, осторожно опустить несколько кусочков сульфида железа. Подогревая пробирку на слабом пламени горелки, наблюдать растворение сульфида железа, выделение газа NO (табл. П 13) и выпадение серы в коллоидное состояние. В сульфиде железа (II) и железо, и сера являются восстановителями.

Написать уравнение реакции, учитывая, что железо (II) переходит в нитрат железа (III). Для определения иона Fe^{3+} взять в чистую пробирку 2 – 3 капли полученного раствора и добавить одну каплю 0,01 М раствора роданида калия или аммония. Что наблюдается?

Указать окислитель и восстановитель. Сколько электронов отдала одна молекула восстановителя? Сколько электронов приняла одна молекула окислителя? Все ли молекулы азотной кислоты выполняли одну и ту же функцию?

Опыт 6

Внутримолекулярные окислительно-восстановительные процессы. Реакция диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления) сульфита натрия

В две пробирки поместить по 2 – 3 кристалла сульфита натрия. Первую сохранить как контрольную. Вторую нагревать в течение 5 – 6 мин. После охлаждения в обе пробирки внести по 5 – 6 капель дистиллированной воды, размешать стеклянной палочкой до полного растворения солей, добавить в каждую пробирку по 2 – 3 капли нитрата свинца (II). Отметить окраску осадков в обеих пробирках. Черный осадок во второй пробирке – сульфид свинца. Какой продукт прокаливания сульфита натрия дал осадок с нитратом свинца? Написать уравнение реакции разложения сульфита натрия, принимая во внимание, что вторым продуктом прокаливания является сульфат натрия. Привести схему перехода электронов. Указать окислитель и восстановитель.

Опыт 7

Пероксиды в окислительно-восстановительных процессах

а) *Взаимодействие пероксида водорода с сульфидом свинца.* Получить сульфид свинца, для чего в пробирку с 2 каплями раствора нитрата свинца добавить 2 капли сероводородной воды. Каков цвет осадка? В ту же пробирку добавить 3 – 5 капель 3%-ного раствора пероксида водорода. Что происходит с осадком при окислении сульфида до сульфата свинца? Как изменилась степень окисления серы? Окислителем или восстановителем явился пероксид водорода в данной реакции? Написать уравнения реакций.

б) *Взаимодействие пероксидисульфата калия с иодидом калия.* В пробирку с 3 – 4 каплями раствора иодида калия внести 2 – 3 капли раствора пероксидисульфата калия. Наблюдать изменение окраски раствора. Написать уравнение реакции, учитывая, что пероксидисульфат переходит в сульфат калия.

Работа 5

КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ. ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА

Задание для домашней подготовки. Что такое комплексные соединения? Состав комплексов, изомерия комплексов. Химическая связь в комплексах. Диссоциация комплексов. Устойчивость комплексов. Константа нестойкости и ее использование при решении практических задач. Реакции с участием комплексных соединений.

Приборы и реактивы. Штатив с пробирками. Растворы: сульфат меди (II) 1 н., хлорид кобальта (II) 1 н., сульфат железа (II) 0,5 М, иодид калия 0,5 н., желтая кровяная соль 1 н.; концентрированные: сульфат цинка, сульфат никеля, ацетат натрия, нитрит натрия, роданид калия, тиосульфат натрия, аммиак, соляная кислота, красная кровяная соль (насыщенная), толуол.

Опыт 1

Получение комплексных соединений с комплексными анионами

Налить по 2 капли в каждую из 5 пробирок 1 н. раствора хлорида кобальта (II):

а) в первую пробирку добавить концентрированный раствор ацетата натрия до получения ярко выраженной розовой окраски, обусловленной ионом $[\text{Co}(\text{CH}_3\text{COO})_6]^{4-}$;

б) во вторую – концентрированный раствор нитрита натрия до появления желто-оранжевой окраски, обусловленной ионом $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{4-}$;

в) в третью – концентрированную HCl до появления синего цвета, обусловленного ионом $[\text{CoCl}_4]^{2-}$;

г) в четвертую – концентрированный раствор роданида калия до появления фиолетового цвета, обусловленного ионом $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$;

д) в пятую – концентрированный раствор тиосульфата натрия до появления синей окраски, обусловленной ионом $[\text{Co}(\text{S}_2\text{O}_3)_3]^{4-}$.

Во всех пяти пробирках образуются комплексные соединения с комплексными анионами, в которых комплексообразователем является ион Co^{2+} . Написать уравнения реакций получения комплексов, отметить их окраску и назвать комплексные соединения.

Написать уравнения диссоциации комплексов и выражения констант нестойкости комплексов. Дать полную характеристику каждого комплекса. Значения констант нестойкости взять из табл. П 8.

Опыт 2

Получение комплексных соединений с комплексными катионами

Взять пять пробирок и поместить по 2 капли:

а) в первую – 1 н. раствора хлорида кобальта (II);

б) во вторую – концентрированного раствора сульфата хрома (III);

в) в третью – 1 н. раствора сульфата меди (II);

г) в четвертую – концентрированного раствора сульфата никеля (II);

д) в пятую – концентрированного раствора сульфата цинка (II).

Затем прилить в каждую пробирку по каплям (до 10 капель) концентрированный раствор аммиака до приобретения раствором цвета, соответствующего комплексному катиону. Получатся следующие окраски:

а) в первой пробирке – коричневая (красно-бурая), обусловленная ионом $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$;

б) во второй – бледно-лиловая, обусловленная ионом $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$;

в) в третьей – синяя, обусловленная ионом $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$;

г) в четвертой – сине-фиолетовая, обусловленная ионом $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$;

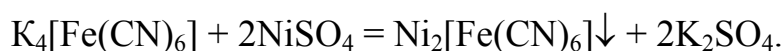
д) в пятой пробирке сначала образуется белый осадок $Zn(OH)_2$, затем он растворится с образованием бесцветного комплекса $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$.

Написать уравнения реакций получения комплексов. Назвать каждое комплексное соединение. Написать уравнения диссоциации комплексов и выражение константы нестойкости комплексов. Дать полную характеристику каждого комплексного соединения.

Опыт 3

Получение комплексных соединений с комплексным катионом и комплексным анионом

Налить в пробирку 5 капель 1 н. раствора гексацианоферрата (II) калия и 2 капли концентрированного раствора сульфата никеля (II). Образуется бледно-зеленый осадок. В данном случае протекает реакция замещения внешнего иона в комплексном соединении



Далее к полученному соединению добавить по каплям концентрированный раствор аммиака до полного растворения осадка и образования бледно-лиловых кристаллов комплексной соли $[Ni(NH_3)_6]_2[Fe(CN)_6]$ (кристаллы лучше заметны, если дать пробирке немного постоять).

Написать уравнения реакций, отметить изменение окраски, назвать все комплексные соединения. Написать уравнения диссоциации и выражения констант нестойкости. Дать полную характеристику комплексов.

Опыт 4

Исследование прочности комплексов

а) *Разрушение комплексов в результате осаждения комплексообразователя.* Взять три пробирки. В первую налить 5 капель 0,5 М раствора сульфата железа (II) и добавить 1 каплю 1 н. раствора сульфида натрия. Выпадает черный осадок сульфида железа (II). Этот контрольный опыт показывает, что наличие в растворе иона Fe^{2+} приводит к образованию с ионом S^{2-} сульфида железа – черного осадка.

Во вторую пробирку налить тоже 5 капель 0,5 М раствора сульфата железа (II) и добавить 3 капли концентрированного раствора ацетата натрия. В результате реакции образуется комплекс $Na_4[Fe(CH_3COO)_6]$ коричневого цвета.

В третью пробирку налить 5 капель 1 н. раствора $K_4[Fe(CN)_6]$.

Затем во вторую и третью пробирку добавить по одной капле 1 н. раствора сульфида натрия. Что наблюдается? В какой пробирке выпадает осадок FeS ? Почему? Сравнить устойчивость комплексов $K_4[Fe(CN)_6]$ и $Na_4[Fe(CH_3COO)_6]$.

б) *Разрушение комплекса в результате образования нового комплекса.* Сначала получить комплекс $Na_4[Co(CH_3COO)_6]$. Для этого в две пробирки налить по две капли 1 н. раствора хлорида кобальта (II) и по 10 капель концентрированного раствора ацетата натрия до появления ярко-розового цвета, обусловленного ионом $[Co(CH_3COO)_4]^{2-}$.

Далее одну пробирку оставить для сравнения цвета, а во вторую добавить 10 капель концентрированного раствора роданида калия до появления фиолетового цвета, обусловленного ионом $[Co(SCN)_4]^{2-}$.

Написать уравнения реакций и объяснить, чем обусловлено разрушение данного комплексного иона и образование другого.

Опыт 5

Свойства комплексных соединений

а) *Реакции обмена комплексообразователя.* В пробирку поместить 2 капли 1 н. раствора хлорида кобальта (II) и добавить 5 – 10 капель концентрированной HCl до появления сине-фиолетового окрашивания, обусловленного образованием комплексного иона $[CoCl_4]^{2-}$. Затем в пробирку внести 2 капли концентрированного раствора сульфата цинка до появления розовой окраски. В результате этой реакции происходит обмен комплексообразователя Co^{2+} на Zn^{2+} . Розовая окраска обусловлена выделением в свободном виде иона Co^{2+} .

Написать уравнения протекающих реакций и назвать полученные комплексы. Объяснить, почему происходит обмен комплексообразователя.

В другую пробирку налить 2 капли концентрированного раствора сульфата цинка и добавить 3 – 7 капель концентрированного раствора аммиака до образования комплексного иона $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$. Раствор этого комплекса бесцветный. Затем в эту пробирку внести 2 – 3 капли 1 н. раствора сульфата меди (II) до появления синего цвета, обусловленного образованием нового комплексного катиона $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$.

Написать уравнения протекающих реакций и назвать все комплексы. Объяснить, чем обусловлена замена комплексообразователя. Написать вы-

ражение констант нестойкости комплексов и привести их табличные значения.

б) *Участие комплексных соединений в окислительно-восстановительных реакциях.* Внести в пробирку 5 капель 0,5 н. раствора иодида калия, 5 капель концентрированной HCl и 3 капли толуола. Содержимое пробирки встряхнуть и убедиться, что верхний слой (слой толуола) остается бесцветным. Затем внести в пробирку 2 – 3 капли насыщенного раствора красной кровяной соли (гексацианоферрата (III) калия), встряхнуть и наблюдать за изменением окраски верхнего толуольного слоя жидкости. В результате реакции иод окисляется до свободного состояния (при этом I_2 переходит в слой толуола и окрашивает его), а комплексообразователь Fe^{3+} восстанавливается до Fe^{2+} .

Написать уравнение окислительно-восстановительной реакции. Толуол в реакции участия не принимает. Соляная кислота создает среду. Назвать все комплексы. Привести их константы нестойкости.

Работа 6

ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ. ЭНЕРГЕТИЧЕСКИЕ ЭФФЕКТЫ В ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЯХ

Задание для домашней подготовки. Повторить важнейшие понятия: I закон термодинамики, энтальпия, закон Гесса, теплота образования, II закон термодинамики, свободная энергия Гиббса, энтропия.

Приборы и реактивы. Калориметр, 2 мерных цилиндра или пипетки на 25 мл, химический стакан на 50 мл. Гидроксид калия 1 М, соляная кислота 1 М, кристаллический нитрат калия.

Опыт 1

Определение теплового эффекта реакции нейтрализации

Во внутренний стакан калориметра налить при помощи мерного цилиндра 25 мл 1 М раствора соляной кислоты. Опустить в раствор термометр и измерить температуру с точностью до 0,2 °C (t_1). Во второй вспомо-

гательный стакан налить 25 мл 1 М раствора щелочи. Быстро прилить раствор щелочи к раствору кислоты. Осторожно перемешать полученный раствор термометром, не вынимая его. Зафиксировать максимальный подъем температуры t_2 . Тепловой эффект реакции нейтрализации рассчитать по полученным данным. Определить сначала общее количество теплоты, выделившееся при нейтрализации 25 мл 1 М раствора кислоты щелочью.

$$Q = C \Delta t (m_k + m_{щ}),$$

где $C = 4,184$ Дж/(г · К) – теплоемкость раствора (принимаем равной теплоемкости воды); Δt – изменение температуры раствора ($\Delta t = t_2 - t_1$); m_k и $m_{щ}$ – масса кислоты и щелочи соответственно, г (плотность растворов принимаем равной 1 г/мл).

Подсчитанное количество теплоты отнести к 1 молю кислоты, кДж/моль:

$$\Delta H^\circ_{\text{пр}} = (Q \cdot 10^{-3}) / (V C_m),$$

где Q – теплота, расходуемая на нагревание раствора, Дж; V – объем раствора кислоты, л; C_m – молярная концентрация раствора кислоты. Расчетная величина является практическим тепловым эффектом реакции, полученным на основе экспериментальных данных.

Написать молекулярное и краткое ионное уравнения реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием и рассчитать теоретический тепловой эффект реакции $\Delta H^\circ_{\text{теор}}$, используя следствие из закона Гесса. Стандартные энтальпии образования найти в справочных таблицах. Определить относительную ошибку опыта.

Опыт 2

Определение теплового эффекта растворения соли в воде

Во внутренний стакан калориметра налить 100 мл воды, опустить термометр и измерить температуру с точностью до 0,2 °С (t_1). Взвесить 1,3 – 1,5 г соли с точностью до 0,02 г. Высыпать соль в воду. Осторожно перемешивая раствор термометром до полного растворения соли, отметить минимальную температуру раствора t_2 .

Тепловой эффект растворения соли рассчитать по формуле

$$\Delta H^\circ_{\text{практ}} = C (m_b - m_c) \Delta t M_c \cdot 10^{-3} / m_c,$$

где C – 4,184 Дж/(г · К) – теплоемкость раствора (воды); M_c – мольная масса соли; m_b и m_c – масса воды и соли соответственно, г; Δt – изменение температуры ($\Delta t = t_2 - t_1$).

Определить относительную ошибку опыта, если истинная теплота растворения нитрита калия $\Delta H_{p.n}^\circ = 31,77$ кДж/моль.

Оценить изменение энтропии при растворении соли.

Работа 7

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

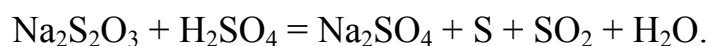
Задание для домашней подготовки. Повторить важнейшие понятия: скорость и константа скорости химической реакции, зависимость скорости от концентрации реагирующих веществ, уравнение скорости, зависимость скорости от температуры, правило Вант-Гоффа, энергия активации.

Приборы и реактивы. Штатив с пробирками, стаканы химические на 300 – 400 мл с крышками и гнездами в них для пробирок (термостат), термометры на 100 °С. Растворы: тиосульфат натрия 1 н., серная кислота 2 н., соляная кислота концентрированная ($\rho = 1,19$ г/мл), карбонат кальция (мел).

Опыт 1

Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции

Исследовать взаимодействие тиосульфата натрия и серной кислоты. Реакция между тиосульфатом натрия и серной кислотой может быть выражена общим уравнением



Проделать предварительный опыт. Для этого внести в пробирку 5 – 10 капель 1 н. раствора тиосульфата натрия и 3 – 5 капель 2 н. раствора серной кислоты. Наблюдать помутнение раствора вследствие выделения серы. В опытах заканчивайте отсчет времени при первом появлении помутнения.

Для проведения опыта приготовить в трех пробирках равные объемы растворов тиосульфата натрия разной концентрации, добавив в две пробирки воду, как указано в табл. 3.

Внести в первую пробирку 4 капли, во вторую – 8, а в третью – 12 капель 1 н. раствора тиосульфата натрия. Добавить в первую пробирку 8 капель дистиллированной воды, во вторую – 4. Таким образом, в трех пробирках получить равные объемы растворов тиосульфата натрия различной концентрации. Условно обозначить концентрацию в первой пробирке – $1C$, во второй – $2C$, в третьей – $3C$.

Таблица 3

Но- мер опыта	Количество капель			Общий объем раствора (число капель)	Относи- тельная концен- трация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время течения реакции τ , с	Ско- рость реакции, услов. ед., $V = 1/\tau$
	раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ C	воды	H_2SO_4				
1	4	8	1	13	$1/C$		
2	8	4	1	13	$1/C$		
3	12	0	1	13	$1/C$		

Добавить в первую пробирку 1 каплю 2 н. серной кислоты, одновременно встряхнув раствор для перемешивания. По секундомеру определить время с момента добавления кислоты до появления помутнения. Опыт повторить поочередно со второй и третьей пробирками.

Все данные занести в табл. 3. Сделать вывод о зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия. На миллиметровой бумаге начертить график зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия. Для этого на оси абсцисс отложить в определенном масштабе относительные концентрации тиосульфата натрия, а на оси ординат – отвечающие им скорости (в условных единицах). Сделать выводы.

Опыт 2

Влияние температуры на скорость реакции

Для опыта необходимы три термостата. С этой целью используют химические стаканы с водой, которые имеют крышки с гнездами для пробирок и термометра. В одном стакане вода комнатной температуры, во втором – теплее комнатной на $10\text{ }^\circ\text{C}$, а в третьей – на $20\text{ }^\circ\text{C}$. Температуру в стаканах следует поддерживать постоянной, регулируя пламя горелки.

В одно свободное отверстие в крышке каждого стакана вставить пробирку с 2 н. раствором серной кислоты, в другое – пробирку с 10 каплями

1 н. раствора тиосульфата натрия. Через 10 – 15 мин после термостатирования растворов, не вынимая пробирки с тиосульфатом натрия, добавить в нее 1 каплю 2 н. раствора серной кислоты. По секундомеру определить время с момента добавления кислоты до появления помутнения. Повторить опыты с растворами теплее на 10 и 20 °С по сравнению с первым. Данные наблюдения записать в табл. 4. Рассчитать температурный коэффициент реакции. Сделать вывод о зависимости скорости химической реакции от температуры.

Таблица 4

Номер опыта	Температура t , °С	Время течения реакции τ , с	Относительная скорость реакции $V = 1/\tau$, с ⁻¹	Изменение скорости реакции $\gamma = V(t + 10)/Vt$	$\gamma_{\text{ср}}$
1			Vt_1	–	$\gamma_{\text{ср}} = (\gamma_1 + \gamma_2) / 2$
2			Vt_2	$\gamma_1 = Vt_2 / Vt_1$	
3			Vt_3	$\gamma_2 = Vt_3 / Vt_2$	

Опыт 3

***Влияние величины поверхности раздела реагирующих веществ на скорость химической реакции в гетерогенной системе.
Взаимодействие карбоната кальция с соляной кислотой***

Приготовить два небольших одинаковых кусочка мела. Один из них растереть пестиком на бумаге и пересыпать в пробирку, второй целиком поместить в пробирку. В обе пробирки одновременно добавить по 15 – 20 капель концентрированной соляной кислоты ($\rho = 1,19$ г/мл). Отметить наблюдаемые явления и объяснить их. Написать уравнения реакций. Где быстрее протекла реакция? Какой фактор повлиял на увеличение скорости реакции?

Работа 8

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ И ЕГО СМЕЩЕНИЕ

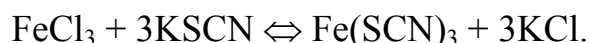
Задание для домашней подготовки. Повторить важнейшие понятия: химическое равновесие, константа равновесия, принцип Ле Шателье.

Приборы и реактивы. Штатив с пробирками, пробиркодержатель, газовая горелка или спиртовка. Хлорид железа (III) кристаллический и 0,0025 н. раствор, роданид калия кристаллический и 0,0025 н. раствор, хлорид калия или хлорид аммония кристаллический, крахмал 0,3%-ный раствор, иод – водный насыщенный раствор.

Опыт 1

Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия

Приготовить четыре пробирки. В одну налить приблизительно одну треть пробирки раствора хлорида железа (III) и добавить равный объем раствора роданида калия. Раствор перемешать. Получить равномерно окрашенный в красноватый цвет исходный раствор роданида железа (III). Разлить полученный раствор приблизительно поровну по всем четырём пробиркам, одну пробирку сохранить в качестве контрольной для сравнения. В растворе идет обратимая реакция



Роданид железа (III) придает раствору красную окраску, по изменению интенсивности которой можно судить об изменении концентрации роданида железа (III), т.е. о смещении равновесия вправо или влево.

Во вторую пробирку добавить микрошпателем кристаллик FeCl_3 , в третью – кристаллик KSCN , в четвертую – несколько кристалликов KCl . Отметить изменение интенсивности окраски в каждом случае, сравнивая с раствором в контрольной пробирке. Заполнить табл. 5.

Написать выражение константы равновесия данного обратимого процесса. Объяснить смещение равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ, применив принцип Ле Шателье.

Т а б л и ц а 5

Номер пробирки	Добавленное вещество	Изменение интенсивности окраски (ослабление, усиление)	Направление смещения равновесия
1			
2			
3			
4			

Опыт 2

Влияние изменения температуры на смещение химического равновесия

Налить приблизительно половину пробирки раствора крахмала, добавить 2 капли раствора иода. Наблюдать появление синей окраски. После перемешивания отлить половину раствора в другую пробирку. Нагреть одну из них в пламени горелки, не доводя до кипения. Наблюдать изменение окраски раствора. Затем охладить эту же пробирку проточной водой из-под крана. Наблюдать появление синей окраски снова.

При взаимодействии крахмала с иодом образуется сложное соединение синего цвета (иод-крахмал). Эта реакция экзотермическая, ее можно представить следующей схемой:



Объяснить изменение окраски и смещение равновесия при нагревании и охлаждении, исходя из принципа Ле Шателье.

Работа 9

ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH РАСТВОРОВ

Задание для домашней подготовки. Повторить важнейшие понятия: диссоциация воды, ионное произведение воды, водородный показатель, индикаторы, расчет концентрации ионов в растворах сильных и слабых электролитов, логарифмы и антилогарифмы.

Приборы и реактивы. Штатив с пробирками, pH-метр, 2 мерные колбы на 50 мл, 2 стакана на 50 мл, 2 пипетки или 2 мерных цилиндра на 5 – 10 мл, книжка с индикаторной бумагой. Растворы: соляной кислоты 0,1 н., гидроксида натрия 0,1 М и 0,05 М, уксусной кислоты 1 М. Растворы индикаторов: тимолового голубого, метилового оранжевого, метилового красного, лакмуса, фенолфталеина, тимолфталеина, ализаринового желтого.

Опыт 1

Окраска кислотно-щелочных индикаторов в кислой и щелочной среде

Получить у преподавателя задание на определение окраски каких-либо трех индикаторов в кислой и щелочной среде. Пронумеровать три

пробирки восковым карандашом и налить в каждую по 1 – 2 мл 0,1 н. раствора соляной кислоты. В другие три пробирки под теми же номерами, но с индексом "а" поместить по 1 – 2 мл 0,1 М раствора гидроксида натрия. Поместить пробирки в штатив попарно друг за другом: 1 и 1а; 2 и 2а; 3 и 3а. Добавить в каждую пару пробирок по одной капле индикаторов (лакмуса надо брать по 10 капель). Отметить окраску взятых индикаторов в сильноокислой и сильнощелочной среде. Рассчитать значения рН в 0,1 н. растворе соляной кислоты и в 0,1 М растворе щелочи. Записать свои наблюдения в табл. 6, проставив в ней расчетные значения рН.

Таблица 6

Номер пары пробирок	Индикатор	Наблюдаемая окраска в среде	
		сильнокислой (рН=)	сильнощелочной (рН=)

Пользуясь табл. 7, составить для исследованных вами индикаторов схемы изменения их окраски при различных значениях рН по следующему образцу.

Индикатор	Интервал перехода индикатора в значениях рН	Окраска индикатора при значениях рН													
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Метиловый красный	4,4 – 6,2		Красная											Желтая	
Тимолфталеин	9,4 – 10,6													Синяя	

Таблица 7

Индикатор	Интервал перехода индикатора в значениях рН	Окраска	
		до интервала перехода	после интервала перехода
Тимоловый голубой (первый переход)	1,2 – 2,8	Красная	Желтая
Метиловый оранжевый	3,1 – 4,4	То же	То же
Метиловый красный	4,4 – 6,2	»	»
Лакмус	5,0 – 8,0	»	Синяя
Фенолфталеин	9,4 – 10,6	Бесцветная	Красная
Тимолфталеин	9,4 – 10,6	То же	Синяя
Ализариновый желтый	10,0 – 12,0	Желтая	Сиреневая

Основываясь на значениях интервала перехода окраски индикаторов, указать, каким индикатором следует пользоваться для выявления нейтральной, кислой или щелочной сред.

Опыт 2

Определение рН раствора при помощи индикаторов (визуально-калориметрический метод)

Получить у преподавателя раствор, в котором определить значение водородного показателя рН. Пронумеровать 4 – 5 пробирок по номерам имеющихся в вашем распоряжении индикаторов в соответствии с табл. 7. Поместить в каждую пробирку по 1 – 2 мл исследуемого раствора и добавить по 1 – 2 капли каждого индикатора. Отметить цвет раствора в каждой пробирке. Сопоставляя данные табл. 7 с наблюдаемой окраской индикаторов, установить порядок величины рН в исследуемом растворе. Если для исследования было получено несколько растворов, то повторить опыт для каждого отдельного раствора.

Опыт 3

Определение рН раствора при помощи универсальной индикаторной бумаги

Получить у преподавателя раствор, рН которого надо определить. От книжки с универсальной индикаторной бумагой оторвать одну полоску и погрузить ее на несколько секунд в исследуемый раствор. Вынуть полоску и сразу же сравнить окраску сырой бумаги с цветной шкалой. Отметить значение рН, соответствующее данному цвету. Указать характер среды и приблизительно вычислить концентрацию ионов водорода.

Опыт 4

Определение рН раствора уксусной кислоты на рН-метре

Приготовить 50 мл 0,1 М раствора уксусной кислоты из 1 М уксусной кислоты. Для этого расчетное количество 1 М раствора отобрать пипеткой или мерным цилиндром, перенести в мерную колбу на 50 мл и добавить до метки дистиллированной воды. Приготовленный раствор перелить в стакан на 50 мл и измерить значение рН раствора на рН-метре. Это

будет практическое значение рН. Вычислить теоретическое значение рН 0,1 М раствора уксусной кислоты, учитывая, что константа диссоциации уксусной кислоты $K = 1,87 \cdot 10^{-5}$ (табл. П 5). Рассчитать относительную ошибку опыта.

Опыт 5

Определение рН раствора гидроксида натрия на рН-метре

Приготовить 50 мл 0,005 М раствора гидроксида натрия из 0,05 М раствора. Для этого расчетное количество 0,05 М раствора отобрать пипеткой или мерным цилиндром, перенести в мерную колбу на 50 мл и довести до метки дистиллированной водой. Приготовленный раствор перелить в стакан на 50 мл и измерить рН на рН-метре. Это будет практическое значение рН. Вычислить теоретическое значение рН 0,05 М раствора гидроксида натрия, учитывая, что коэффициент активности этого раствора равен 0,9 (табл. П 7). Вычислить относительную ошибку опыта.

Работа 10 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Задание для домашней подготовки. Что называется гидролизом? Типы солей и их отношение к процессу растворения (табл. П4). Составление уравнений гидролиза в молекулярном и ионном виде. Изменение реакции среды в процессе гидролиза. Факторы, влияющие на степень гидролиза.

Приборы и реактивы. Штатив с пробирками. Хлорид алюминия, ацетат натрия, карбонат аммония, хлорид калия, сульфит натрия, карбонат натрия. Растворы: ацетата натрия 0,5 н., хлорида алюминия 0,5 н., сульфида аммония 0,5 н., карбоната натрия 0,5 н., хлорида сурьмы (III) 0,5 н., соляной кислоты 1 н., лакмуса, фенолфталеина.

Опыт 1

Определение реакции среды при гидролизе различных типов солей

В пять пробирок налить по 6 капель нейтрального раствора лакмуса. В первую пробирку поместить один микрошпатель порошка хлорида алюминия, во вторую – столько же порошка ацетата натрия, в третью – мик-

рошпатель карбоната аммония, в четвертую – хлорида калия. Пятую пробирку оставить в качестве контрольной.

Путем взбалтывания растворить соли и отметить цвет индикатора в каждой пробирке, сделать вывод относительно характера среды, образовавшейся в процессе гидролиза. Написать уравнение гидролиза в молекулярном и ионном виде. Указать изменение pH среды.

Опыт 2

Случаи ступенчатого гидролиза

а) *Образование основной соли в процессе ступенчатого гидролиза.* Налить в пробирку по 8 капель раствора ацетата натрия и сульфата алюминия. Содержимое перемешать и осторожно нагреть. Наблюдать образование осадка основной соли $Al(OH)_2CH_3COO$. Написать уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной форме. Определить, продуктом какой степени гидролиза и какой соли является полученный осадок.

б) *Образование кислых солей.* Налить в пробирку 10 капель нейтрального лакмуса и добавить к нему один микрошпатель кристаллов карбоната натрия (сода). Содержимое перемешать с целью растворения соды. Если сода растворилась не полностью, добавить несколько капель дистиллированной воды. Отметить окраску раствора лакмуса. Какая среда, т. е. какие ионы, обуславливают данную окраску индикатора? Написать уравнение реакции гидролиза в молекулярном и ионном виде, имея в виду, что в данном случае гидролиз идет по первой ступени с образованием кислой соли.

Опыт 3

Случаи полного гидролиза солей

В две пробирки налить по 8 капель хлорида алюминия. В первую пробирку добавить 8 капель раствора сульфида аммония, а во вторую – столько же капель раствора карбоната натрия. В обеих пробирках наблюдать образование осадка гидроксида алюминия. Наряду с осадком в первой пробирке выделяется газообразный сероводород (его можно определить по характерному запаху). Во второй пробирке наблюдается образование пузырьков диоксида углерода. Написать уравнение реакции гидролиза в молекулярном и ионном виде.

Объяснить, почему при смешивании растворов не получают сульфид алюминия (в первой пробирке) и карбонат алюминия (во второй пробирке).

Опыт 4

Факторы, влияющие на степень гидролиза

а) *Влияние температуры.* Налить в пробирку 1 – 2 мл дистиллированной воды и растворить в ней 1 – 2 микрошпателя ацетата натрия. В полученный раствор добавить 1 каплю фенолфталеина. Наблюдать слабую розовую окраску. На какую реакцию среды указывает цвет индикатора? Написать уравнение реакции гидролиза в молекулярной и ионной форме.

Далее раствор пробирки разделить на две части, отлив примерно половину его в другую пробирку. Одну пробирку оставить для сравнения, а другую пробирку нагреть. Как изменяется окраска раствора при нагревании? Почему? В каком направлении сместилось равновесие гидролиза при повышении температуры?

б) *Влияние разбавления раствора.* Внести в пробирку 3 капли раствора хлорида сурьмы (III) и добавлять к нему по каплям дистиллированную воду до появления белого осадка хлорида оксосурьмы SbOCl . Написать уравнения следующих реакций в молекулярном и ионном виде:

1) первой ступени гидролиза хлорида сурьмы, в данном случае образуется SbOHCl_2 ;

2) второй ступени гидролиза, протекающей при значительном разбавлении раствора на холоде с образованием сначала $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$ и дальнейшим отщеплением воды и выпадением в осадок SbOCl .

Написать выражение константы гидролиза хлорида сурьмы (III) по первой ступени и объяснить влияние разбавления раствора на увеличение степени гидролиза.

в) *Влияние изменения концентрации ионов H^+ или OH^- .* В пробирку с осадком SbOCl , полученным в предыдущем опыте, добавлять по каплям соляную кислоту до растворения осадка. Почему растворяется осадок? Как влияет на смещение равновесия гидролиза добавление ионов H^+ ?

Исходя из уравнения реакции гидролиза в ионном виде и константы гидролиза, объяснить причину смещения равновесия к образованию осадка SbOCl . Сделать мотивированное заключение о том, каким реактивом необходимо пользоваться, чтобы уменьшить степень гидролиза, например сульфида натрия.

г) *Влияние на гидролиз силы кислоты или основания, образующих соль.* В одной пробирке растворить микрошпатель сульфита натрия, а во второй – столько же карбоната натрия. Для растворения влить в каждую

пробирку примерно два миллилитра дистиллированной воды. Отсутствие выделения газов SO_2 и CO_2 свидетельствует о протекании гидролиза лишь по первой ступени.

В каждую пробирку добавить по одной капле фенолфталеина. Отметить, в какой пробирке окраска индикатора более интенсивна. Написать уравнение гидролиза. Объяснить разность в интенсивности окраски индикатора, сравнить константы диссоциации сернистой и угольной кислот. Какой ион (SO_3^{2-} или CO_3^{2-}) сильнее связывает ионы водорода и вызывает большее накапливание ионов OH^- , определяющих интенсивность окраски индикатора?

Работа 11

НАПРАВЛЕНИЕ ОБМЕННЫХ ИОННЫХ ПРОЦЕССОВ

Задание для домашней подготовки. Процесс диссоциации веществ электролитов в результате их растворения. Ионные равновесия в растворах электролитов. Ионные реакции. Случаи смещения ионных равновесий в растворах электролитов.

Приборы и реактивы. Штатив с пробирками. Растворы: соляной кислоты 2 н. и 1 н., серной кислоты 2 н., 4 н. и 1:1, уксусной кислоты 2 н. и 1 н., гидроксида натрия 2 н. и 4 н., силиката натрия 0,5 н., хлорида бария 0,5 н., ацетата натрия 2 н., хлорида аммония 0,5 н., карбоната натрия 0,5 н., хлорида железа (III) 0,5 н., сульфата меди (II) 0,5 н., гидроксида аммония 2 н.

Опыт 1

Образование малорастворимых веществ

В три пробирки налить по 3 капли следующих растворов: в первую – хлорида железа (III), во вторую – силиката натрия, в третью – разбавленной серной кислоты. Добавить в них по 3 капли растворов: в первую – гидроксида натрия, во вторую – соляной кислоты, в третью – хлорида бария. Наблюдать выпадение осадков во всех трех пробирках.

Написать в молекулярном и ионном виде уравнения протекающих реакций, направленных в сторону образования малорастворимых веществ.

Опыт 2

Образование слабых кислот и оснований

В две пробирки налить по 7 капель: в первую – раствора ацетата натрия, во вторую – хлорида аммония. Добавить в первую пробирку несколько капель серной кислоты (1:1), содержимое перемешать стеклянной палочкой и слегка нагреть. Определить по запаху, что реакция протекает в сторону образования слабой уксусной кислоты. Написать молекулярное и ионное уравнения реакции.

Во вторую пробирку добавить несколько капель раствора гидроксида натрия (или калия), содержимое подогреть. Определить по запаху выделение аммиака. Написать молекулярное и ионное уравнения реакции, протекающей в сторону образования слабого основания – гидроксида аммония – и уравнение распада на аммиак и воду.

Опыт 3

Реакции нейтрализации

Налить в две пробирки по 6 капель раствора гидроксида натрия (или калия) и добавить по одной капле фенолфталеина. Что наблюдается? Под влиянием каких ионов фенолфталеин окрасился в красный цвет? В одну пробирку добавить по каплям раствор соляной (или серной) кислоты, во вторую – раствор уксусной кислоты до обесцвечивания раствора. Почему растворы стали бесцветными? Чем объяснить исчезновение гидроксид-ионов при добавлении кислоты? В каком случае обесцвечивание раствора наступило быстрее?

Написать молекулярные и ионные уравнения реакций нейтрализации щелочи соляной и уксусной кислотами. Почему равновесие ионного процесса смещается в сторону образования воды при наличии в левой части малодиссоциированных молекул уксусной кислоты?

Опыт 4

Образование летучих продуктов реакции

Налить в две пробирки по 6 капель раствора карбоната натрия (сода). Для проверки наличия в растворе ионов CO_3^{2-} в одну из пробирок добавить несколько капель хлорида кальция. Какое вещество выпало в осадок? Написать ионное уравнение реакции.

Во вторую пробирку добавить несколько капель серной кислоты (1:1) и наблюдать выделение газа. Пробирку слегка подогреть. После окончания выделения газа в данную пробирку добавить несколько капель раствора хлорида кальция. Почему в данном случае не выпадает осадок CaCO_3 ?

Написать ионное уравнение реакции взаимодействия соды с серной кислотой.

Опыт 5

Образование комплексного соединения

В пробирку налить 3 капли раствора сульфата меди (II) и добавить по каплям раствор аммиака до растворения выпавшего сначала осадка гидроксида меди и образования комплекса – сульфата тетраамминмеди (II).

Написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде. В данном случае смещение равновесия в сторону продуктов реакции происходит в результате образования слабодиссоциированного комплексного иона.

Работа 12

ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ

Задание для домашней подготовки. Повторить раздел «Произведение растворимости» (ПР).

Приборы и реактивы. Штатив с пробирками. Сероводородная вода. Растворы: азотной кислоты 2 н., соляной кислоты 2 н., уксусной кислоты 2 н., хлорида натрия 0,5 н., сульфата натрия 0,5 н., карбоната натрия 0,5 н., сульфата меди (II) 0,5 н., сульфата железа (II) 0,5 н., сульфата магния 0,5 н., нитрата свинца (II) 0,5 н., хромата калия 0,5 н., хлорида аммония 2 н., сульфида аммония 0,5 н., сульфата марганца (II) 0,5 н., хлората калия (насыщенный), хлорида калия (насыщенный), хлорида натрия (насыщенный).

Опыт 1

Условия выпадения осадка

В две пробирки внести по 3 капли раствора сульфата марганца (II). Затем в одну пробирку добавить 3 капли сероводородной воды, а в другую – столько же раствора сульфида аммония. Обратит внимание на выпадение осадка в одной из пробирок.

Написать уравнения реакций в ионном виде. Объяснить, в чем заключаются условия выпадения осадка по правилу произведения растворимости. Пользуясь этим правилом, сделать вывод, почему в одной из пробирок выпадает осадок, а в другой нет.

Опыт 2

Влияние одноименных ионов на выпадение осадка

В две пробирки налить по 7 – 8 капель насыщенного раствора хлората калия. В одну пробирку добавить 4 капли насыщенного раствора хлорида калия, в другую – столько же хлорида натрия. В каком случае появляются блестящие кристаллики хлората калия?

Написать выражение произведения растворимости для хлората калия и объяснить на основе правила ПР выпадение осадка $KClO_3$ в одной пробирке и его отсутствие в другой. Увеличилась или уменьшилась при этом растворимость хлората калия?

Опыт 3

Последовательность выпадения осадков малорастворимых солей

В одной пробирке получить осадок сульфата свинца (II) путем взаимодействия 3 капель раствора сульфата натрия с 3 каплями раствора нитрата свинца (II). В другой пробирке получить осадок хромата свинца (II) смешиванием 3 капель раствора хромата калия с 3 каплями раствора нитрата свинца (II). Отметить цвет выпавших осадков.

В третью пробирку внести по 3 капли тех же растворов сульфата натрия и хромата калия, перемешать и добавить 2 капли нитрата свинца (II). Определить по цвету, какое вещество выпало в осадок в первую очередь: сульфат свинца (II) или хромат свинца (II). Написать величины ПР обеих солей и объяснить последовательность выпадения в осадок солей свинца.

Опыт 4

Условие растворения осадков в результате химического взаимодействия

Получите в двух пробирках гидроксид магния путем взаимодействия 2 капель сульфата магния с 2 каплями гидроксида натрия. В первую про-

бирку добавить по каплям 2 н. раствор соляной кислоты до полного растворения осадка. Записать число капель. Во вторую пробирку добавить по каплям 2 н. раствор хлорида аммония до полного растворения осадка. Записать число капель.

В чем заключается условие растворения осадка по принципу ПР? Пользуясь этим правилом, объяснить растворение гидроксида магния и хлорида аммония в соляной кислоте. В каком случае растворение происходит легче? Почему?

Опыт 5

Влияние величины ПР электролита на его способность к химическому взаимодействию

В одну пробирку влить 2 капли раствора сульфата железа (II), а в другую – 2 капли раствора сульфата меди (II). В каждую пробирку добавить по 2 капли раствора сульфида аммония. Наблюдать выпадение осадков. Написать уравнения реакций получения сульфидов железа и меди. К осадкам сульфидов добавить 6 – 7 капель 2 н. раствора соляной кислоты. Какой из сульфидов растворяется? Почему? Написать уравнение реакции в ионной форме. Почему второй сульфид не растворяется в соляной кислоте?

Опыт 6

Получение одних малорастворимых соединений из других

Налить в пробирку 2 капли раствора нитрата свинца (II) и 3 капли раствора сульфата натрия. Осадок какого вещества образовался? Написать ионное уравнение реакции. После отстаивания слить жидкость и к осадку добавить 4 капли раствора сульфида аммония. Содержимое перемешать. Как изменился цвет осадка? Почему? Какое вещество образовалось?

С помощью величин ПР объяснить переход одного осадка в другой.

Работа 13

ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

Задание для домашней подготовки. Повторить важнейшие понятия: двойной электрический слой, электродный потенциал, водородный элек-

трод, стандартный электродный потенциал, уравнение Нернста, гальванический элемент, электродвижущая сила, электродные реакции.

Приборы и реактивы. Потенциометр, медная и цинковая пластины, 2 мерные колбы на 50 мл, 2 пипетки или 2 мерных цилиндра на 10 мл. Растворы: сульфата цинка 0,05 М, сульфата меди (II) 1 М и 0,05 М.

Опыт 1

Определение ЭДС биметаллического (медно-цинкового) гальванического элемента

Приготовить 50 мл 0,1 М раствора сульфата меди (II) из 1 М раствора. Для этого расчетное количество 1 М раствора отмерить пипеткой или мерным цилиндром, перенести в мерную колбу на 50 мл и довести до метки дистиллированной водой. Аналогично приготовить 50 мл 0,005 М раствора сульфата цинка из 0,05 М раствора. Приготовленные растворы налить в стакан на 50 мл. Собрать гальванический элемент, опустив медную пластину в раствор сульфата меди, цинковую – в раствор сульфата цинка. Полученные таким образом электроды для замыкания внутренней электрической цепи соединить электролитическим ключом (изогнутая стеклянная трубка с раствором хлорида калия). Во внешнюю цепь гальванического элемента включен измерительный прибор – потенциометр. При замыкании потенциометр показывает разность потенциалов катода и анода, которая при отсутствии тока во внешней цепи составляет ЭДС гальванического элемента. Измеренное значение ЭДС является практическим значением ЭДС.

Рассчитать теоретическое значение ЭДС данного гальванического элемента. Значения стандартных электронных потенциалов взять в табл. П9. Для этого рассчитать по уравнению Нернста потенциалы медного и цинкового электродов, учитывая, что коэффициент активности 0,1 М раствора сульфата меди $f = 0,16$, а 0,005 М раствора сульфата цинка $f = 0,48$. По величинам расчетных потенциалов определить катод и анод. Рассчитать теоретическое значение ЭДС по формуле $ЭДС = \varphi_k - \varphi_a$. Рассчитать относительную ошибку опыта. Написать схему гальванического элемента и уравнения электродных реакций.

Опыт 2
**Определение ЭДС концентрационного
гальванического элемента**

Приготовить 0,01 М раствор сульфата меди (II) из 0,05 М раствора. Для этого расчетное количество 0,05 М раствора сульфата меди (II) отмерить пипеткой или цилиндром, перенести в мерную колбу на 50 мл и довести до метки дистиллированной водой. В качестве второго раствора взять приготовленный в первом опыте 0,1 М раствор сульфата меди (II). Оба раствора налить в стаканчики на 50 мл и собрать гальванический элемент, используя в качестве электродов две медные пластины. Измерить практическое значение ЭДС гальванического элемента.

Рассчитать по уравнению Нернста потенциал второго медного электрода, учитывая, что коэффициент активности для 0,01 М раствора сульфата меди (II) $f = 0,43$. Сопоставить величины потенциалов двух медных электродов. Определить катод и анод. Рассчитать теоретическое значение ЭДС. Вычислить относительную ошибку опыта. Сделать заключение о причине возникновения разности потенциалов двух медных электродов. Написать схему гальванического элемента и уравнение электродных реакций. Сделать вывод о том, до каких пор возможна работа концентрационного гальванического элемента.

Работа 14
ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКАЯ КОРРОЗИЯ

Задание для домашней подготовки. Повторить важнейшие понятия: электрохимическая коррозия, анодные и катодные процессы при коррозии металлов в кислой, нейтральной и щелочной средах, способы защиты металлов от коррозии.

Приборы и реактивы. Штатив с пробирками, пластинка стали, кусочки цинка, алюминия, свинца, оцинкованного и луженого железа, медная проволока. Растворы: серной кислоты 0,2 н., сульфата меди (II) 0,5 н., хлорида натрия 3%-ный, уксусной кислоты 0,5 н., иодида калия 0,5 н., ферроксилиндикатора, красной кровяной соли 0,5 н.

Опыт 1
***Коррозия, возникающая при контакте
двух различных металлов***

Налить в пробирку 10 капель 0,2 М раствора серной кислоты. Опустить в пробирку медную проволоку. Отметить, выделяются ли пузырьки водорода на поверхности проволоки. Опустить в пробирку кусочек цинка, наблюдать выделение водорода и образование пузырьков водорода на поверхности цинка. Коснуться медной проволокой кусочка цинка. Как меняется скорость образования пузырьков водорода на поверхности цинка? Наблюдать появление пузырьков водорода на поверхности медной проволоки. Объяснить все наблюдаемые процессы. Составить схему гальванопары. Написать уравнения всех процессов.

Опыт 2
Образование микрогальванопар

Поместить в пробирку кусочек цинка и налить 10 капель 0,2 н. раствора серной кислоты. Обратит внимание на скорость выделения водорода. Прилить в пробирку 2 капли 0,5 н. раствора сульфата меди. Что наблюдается? Как изменилась скорость выделения водорода? Определить это по скорости образования и отрыва пузырьков водорода. Составить схему возникших микрогальванопар и написать уравнения реакций катодных и анодных процессов.

Опыт 3
Активирующее действие ионов хлора на коррозию

Ионы, разрушающие защитные пленки металлов и тем самым способствующие коррозии, называют активаторами коррозии. В данном опыте активатором коррозии является ион хлора.

Поместить в две пробирки по кусочку алюминия и по 10 капель 0,5 н. раствора сульфата меди и по 3 капли 0,2 н. раствора серной кислоты. В одну пробирку добавить 3 капли 3%-ного раствора хлорида натрия. Наблюдать контактное выделение меди на поверхности алюминия в виде черноватого налета и вследствие этого обесцвечивание раствора. Наблюдать также образование пузырьков водорода. В какой пробирке эти про-

цессы протекают интенсивнее? Составьте схему возникших микрогальванопар. Напишите уравнения реакций катодных и анодных процессов. Сделайте вывод об активирующем действии иона хлора.

Опыт 4

Коррозия в результате различного доступа кислорода к поверхности металла (атмосферная коррозия)

Очистить стальную пластинку наждачной бумагой. На чистую поверхность нанести каплю специального реактива (ферроксилиндикатора). Через 10 – 15 мин наблюдать появление синей окраски в центре капли и розовой по окружности. Составить схему действия гальванопары, возникшей в результате различного доступа кислорода. Чем вызвано появление розовой окраски у краев и синей – в центре? Учесть, что из-за различного доступа кислорода к поверхности металла возникают участки с различными потенциалами, т.е. образуется гальванопара. Катодные участки с наиболее положительным потенциалом возникают возле краев капли, куда легче проникает кислород. Анодные участки с наиболее отрицательным потенциалом возникают в центре капли. Ферроксилиндикатор содержит фенолфталеин (индикатор на гидроксильные ионы) и красную кровяную соль (индикатор на ионы двухвалентного железа – синее окрашивание). Написать уравнения всех реакций, протекающих при атмосферной коррозии.

Опыт 5

Анодные и катодные покрытия

Налить в пробирки по 10-15 капель 3%-ного раствора хлорида натрия и по 1 – 2 капли 0,5 М раствора красной кровяной соли. Поместить в одну пробирку кусочек оцинкованного железа, в другую – луженого. Наблюдать за изменением окраски растворов. Учесть, что красная кровяная соль образует с ионами Fe^{2+} соединение синего цвета. Как происходит коррозия? Что подвергается коррозии в каждом случае – железо или покрытие? Сделайте вывод об этом по появлению синей окраски. Что еще наблюдается? Составить схемы гальванопар и написать уравнения реакций, протекающих при коррозии в обоих случаях.

Опыт 6
Протекторная защита

В две пробирки налить по 10 – 15 капель раствора уксусной кислоты и по 2 – 3 капли 0,5 н. раствора иодида калия. В одну пробирку поместить кусочек свинца, а в другую – кусочек свинца в контакте с кусочком цинка. Отметить, в какой пробирке быстрее появляется желтая окраска, обусловленная иодидом свинца. Составить схему возникшей гальванопары. Написать уравнения реакций. Объяснить защищающее действие кусочка цинка, находящегося в контакте со свинцом и предотвращающего коррозию свинца.

Информация о необходимых потенциалах находится в табл. П 12.

Работа 15
ЭЛЕКТРОЛИЗ

Задание для домашней подготовки. Повторить важнейшие понятия: электролиз, катод, анод, реакции на электродах при электролизе расплавов и растворов электролитов, законы Фарадея.

Приборы и реактивы. Электролизер, графитовые или платиновые электроды. Растворы: хлорида натрия 1 М, сульфата натрия 1 М, сульфата меди 1 М, иодида калия 0,1 М, фенолфталеина, лакмуса нейтрального.

Опыт 1
Электролиз раствора хлорида натрия

Закрепить электролизер, которым служит U-образная стеклянная трубка на штативе. Налить в нее 2/3 объема раствора хлорида натрия. Вставить в оба колена трубки электроды и включить постоянный ток напряжением 4 – 6 В. Проводить электролиз в течение 3 – 5 мин. После этого добавить в одно колено (к катоду) несколько капель фенолфталеина, а в другое (к аноду) – небольшое количество иодида калия. Наблюдать окрашивание раствора у катода и анода. Какие процессы происходят на катоде и аноде? Написать уравнения реакций. Как изменился характер среды у катода?

Опыт 2

Электролиз раствора сульфата натрия

В электролизер налить раствор сульфата натрия. В оба колена добавить по несколько капель нейтрального лакмуса. Включить ток и наблюдать через 3 – 5 мин изменение окраски электролита в прикатодном и прианодном пространстве. Написать уравнения реакций, происходящих на катоде и аноде. Как изменился характер среды в прикатодном и прианодном пространстве?

Опыт 3

Электролиз раствора сульфата меди (II)

В электролизер залить раствор сульфата меди (II). Пропустить ток в течение 5 – 10 мин до появления заметного слоя розовой меди на катоде. Составить уравнения электродных реакций.

Опыт 4

Электролиз раствора сульфата меди (II) с использованием растворимого анода

Использовать электролизер с раствором и электродами после третьего опыта. Переключить полюса у электродов. Катод сделать анодом, а анод – катодом. Таким образом, графитовый электрод, покрытый слоем меди, стал растворимым анодом. Проводить электролиз до полного растворения меди на данном электроде (аноде). Что происходит при этом на другом электроде (катоде)? Написать уравнения реакций.

Работа 16

ГАЛОГЕНЫ

Задание для домашней подготовки. Повторить теоретический материал: связь валентных возможностей галогенов с электронным строением их атомов. Окислительно-восстановительные свойства галогенов. Взаимодействие галогенов с водой, щелочами и кислотами. Получение и свойства галогенидов. Получение и свойства кислородсодержащих соединений галогенов.

Приборы и реактивы. Штатив с пробирками, горелка, щипцы, фарфоровый тигель, асбестовая сетка, штатив, микрошпатели, стеклянные палочки. Оксид марганца (IV), дихромат калия, перманганат калия, бромид калия, иодид калия, цинк или магний (порошок), хлорид калия или натрия, гипохлорит-хлорид кальция (хлорная известь), соль Мора ($\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$), дистиллированная вода, хлорат калия (KClO_3), крахмальный клейстер, хлорная вода, бромная вода, иодная вода, сероводородная вода, органический растворитель (толуол или бензин, эфир и др.). Растворы: тиосульфата натрия 0,5 н., соляной кислоты концентрированной ($\rho = 1,19$ г/мл), серной кислоты концентрированной ($\rho = 1,84$ г/мл), нитрата серебра 0,1 н., азотной кислоты 2 н., аммиака 25%-ный, бромида калия 0,5 н., иодида калия 0,1 н., хлорида железа (III) 0,5 н., ацетата свинца (II) 0,5 н., гидроксида натрия 2 н., гипохлорита натрия (насыщенный), иодата калия (насыщенный), гексацианоферрата (II) калия.

Опыт 1

Получение галогенов

а) *Получение хлора.* В три пробирки поместить по несколько кристалликов: в первую – оксида марганца (IV), во вторую – дихромата калия, в третью – перманганата калия. В каждую пробирку добавить по 3 – 5 капель концентрированной соляной кислоты ($\rho = 1,19$ г/мл). Первую и вторую пробирки осторожно подогреть на небольшом пламени горелки. В результате реакций выделяется свободный хлор. Написать уравнения реакций получения хлора в каждой пробирке. Далее в каждую пробирку добавить по 5 – 6 капель тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ($\text{Na}_2\text{S}^{+6}\text{O}_3\text{S}^{2-}$). Отметить образование белого осадка. После опыта пробирки сразу вымыть, так как выделяющаяся сера оседает на стенках пробирки и их трудно отмывать.

Написать уравнение реакции взаимодействия хлора с раствором тиосульфата натрия. Определить, какое вещество в данной реакции является окислителем и какое – восстановителем.

б) *Получение брома.* В сухую пробирку поместить 2 – 3 кристаллика (или 1 – 2 микрошпателя порошка) бромида калия или натрия и столько же оксида марганца (IV). К полученной смеси добавить 2 – 3 капли концентрированной серной кислоты ($\rho = 1,84$ г/мл) и наблюдать выделение бурых паров. Что они собой представляют? Написать уравнение реакции получения брома.

в) *Получение иода*. В сухой тигель поместить равные количества (2 – 3 микрошпателя) иодида калия или натрия и оксида марганца (IV). Содержимое перемешать. К полученной массе добавить 2 – 3 капли концентрированной серной кислоты ($\rho = 1,84$ г/мл). Тигель поставить на асбестовую сетку, находящуюся на штативе, накрыть крышкой или стеклом и нагревать на небольшом огне в течение 3 – 4 мин. Приподнять крышку щипцами и увидеть фиолетовые пары иода. Снова накрыть тигель крышкой и охладить его. После охлаждения снять крышку, перевернуть ее обратной стороной и рассмотреть полученные кристаллы иода. Написать уравнение реакции.

Опыт 2

Обнаружение свободных галогенов и галогенид-ионов

а) *Действие галогенов на крахмал*. В три пробирки налить 5 – 6 капель свежеприготовленного крахмального клейстера и добавить по 2 – 3 капли: в первую – хлорной, во вторую – бромной, в третью – иодной воды. Отметить, что наблюдается. Сделать вывод, какой галоген может быть обнаружен с помощью крахмала.

б) *Обнаружение свободных брома и иода путем их растворения в органических растворителях*. В три пробирки налить по 4 – 5 капель следующих растворов: в первую – хлорной, во вторую – бромной, в третью – иодной воды. Отметить бесцветность хлорной, желтую окраску бромной и иодной воды. Во все пробирки добавить по 5 капель органического растворителя (толуола, бензина или какого-либо другого). Перемешать растворы стеклянной палочкой, начиная с хлорной и кончая бромной водой. Обратить внимание на окраску слоя органического растворителя в каждой пробирке. Можно ли обнаружить хлор? Можно ли обнаружить бром в присутствии иода? Иод в присутствии брома? Почему?

в) *Получение галогенидов серебра*. В три пробирки налить по 4 капли: в одну – хлорида, в другую – бромиды, в третью – иодида калия или натрия. В каждую пробирку добавить несколько капель нитрата серебра до выпадения осадков. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Указать цвет осадков хлорида, бромиды и иодида серебра. Можно ли этот способ использовать для обнаружения галогенид-ионов?

Далее осадок, полученный в каждой пробирке, разделить на две части (две пробирки). К первой части каждого галогенида серебра добавить 1 – 46

2 капли 2 н. раствора азотной кислоты, ко второй – 25%-ного раствора аммиака. Что наблюдалось в каждом случае? Следует иметь в виду, что растворение хлорида серебра в аммиаке обусловлено образованием комплексного соединения $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$. Взять из табл. П 6 значение произведений растворимости галогенидов серебра и на их основе объяснить неполную растворимость в аммиаке бромида серебра и практическую нерастворимость иодида серебра. Написать уравнения всех протекающих реакций.

Опыт 3

Окислительно-восстановительные свойства галогенов и галогенид-ионов

а) *Определение окислительной активности галогенида.* В три пробирки налить по 5 капель растворов: в первую – бромида, в две других – иодида калия. Во все пробирки добавить по 5 капель органического растворителя (толуола, бензина или какого-либо другого). В две пробирки с растворами бромида и иодида добавить по 4 капли хлорной воды, в третью с раствором иодида – бромной воды. Содержимое каждой пробирки перемешать стеклянной палочкой (палочку каждый раз хорошо ополаскивать водой и вытирать фильтровальной бумагой). По окраске слоя органического растворителя определить, какой галоген выделился в свободном состоянии. Написать уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде. Указать окислитель и восстановитель в каждом случае. Как изменяется окислительная способность галогенов от хлора к иоду? Вывод подтвердить величинами окислительно-восстановительных потенциалов, взятыми из табл. П 11.

б) *Окисление металла бромом.* Внести в пробирку 5 капель бромной воды и немного порошка магния или цинка. Содержимое перемешать стеклянной палочкой. Отметить обесцвечивание бромной воды. Указать причину этого явления. Написать уравнение соответствующей реакции.

в) *Окисление сероводорода галогенидами.* В три пробирки налить по 6 капель: в первую – хлорной, во вторую – бромной, в третью – иодной воды. В каждую пробирку добавить по каплям (примерно до 6 капель) свежеприготовленной сероводородной воды до исчезновения окраски бромной и иодной воды. Отметить помутнение растворов во всех пробирках. Чем это вызвано? Написать уравнения соответствующих реакций.

г) *Восстановление серной кислоты.* В три пробирки положить по 2 – 3 кристаллика (или по микрошпателью): в первую – хлорида, во вторую – бромида, в третью – иодида калия или натрия. В каждую пробирку добавить концентрированной 98%-ной серной кислоты. Наблюдать появление белого дыма галогеноводородов в первый момент во всех трех пробирках. Отметить выделение бурых паров и диоксида серы во второй пробирке, фиолетовых паров иода, серы и сероводорода в третьей пробирке, образующихся вследствие окислительно-восстановительных реакций между получившимися HBr и HI и избытком концентрированной серной кислоты. Протекает ли вторичная реакция в опыте получения хлороводорода? Написать уравнения реакций взаимодействия: хлорида, бромида и иодида калия (натрия) с серной кислотой в начале опыта и уравнения вторичных процессов. Расположить галогеноводороды в порядке возрастания их восстановительной активности.

В чем проявилось различие восстановительных свойств галогеноводородов и чем это объясняется?

д) *Восстановление хлорида железа (III).* В две пробирки налить 4 капли растворов: в одну – бромида калия, в другую – иодида калия. В обе пробирки добавить по 4 капли органического растворителя (толуола или какого-либо другого) и по 2 капли раствора хлорида железа (III). Смотреть, изменяется ли окраска слоя органического растворителя. Сделать вывод, в каком случае произошло восстановление хлорида железа (III). Написать уравнение реакции. Пойдет ли аналогичная реакция с хлоридом калия? Объяснить причину изменения восстановительных свойств галогенид-ионов, исходя из их электронной структуры.

Могут ли отрицательные элементарные ионы галогенов являться окислителями? Ответ обосновать.

Опыт 4

Окислительно-восстановительные свойства кислородсодержащих соединений галогенов

а) *Окисление свинца (II) гипохлоритом кальция.* Поместить в пробирку 4 – 5 капель ацетата свинца (II) и добавить 2 – 3 микрошпателя сухого гипохлорит-хлорида кальция CaOCl_2 (хлорной извести). Пробирку осторожно нагреть. Отметить образование осадка оксида свинца (IV) и его цвет. По запаху установить выделение хлора. Написать уравнение соответствующей реакции.

б) *Окисление гидроксида железа (II) гипохлоритом натрия.* Поместить в пробирку микрошпатель (2 – 3 кристаллика) сульфата аммония-железа (II) (соли Мора) $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и 3 капли дистиллированной воды. Пробирку встряхнуть, чтобы соль растворилась. К этому раствору добавить 3 – 4 капли едкого натра. Отметить цвет образовавшегося осадка. Далее к осадку прилить 4 – 5 капель раствора гипохлорита натрия NaOCl и встряхнуть пробирку. Наблюдать за изменением цвета осадка в результате превращения гидроксида железа (II) в гидроксид железа (III).

Написать уравнения реакций образования гидроксида железа (II) и его окисление гипохлоритом натрия.

в) *Окисление сульфата железа (II) хлоратом калия.* 2 – 3 кристалла (микрошпателя) соли Мора $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ поместить в пробирку и растворить в небольшом количестве воды (1 – 2 мл). К раствору добавить 3 капли концентрированной серной кислоты и 3 микрошпателя хлората калия KClO_3 . Содержимое пробирки перемешать и добавить к нему одну каплю раствора гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – реактива на ион железа (III). Отметить появление интенсивно-синей окраски. Написать уравнения соответствующих реакций.

г) *Взаимодействие иодата калия с иодидом калия.* Налить в пробирку 3 капли раствора иодида калия и 2 капли 2 н. раствора серной кислоты. Содержимое перемешать и добавлять по каплям раствор иодата калия KIO_3 до появления бурой окраски, обусловленной выделением свободного иода.

Написать уравнение реакции. Указать окислитель и восстановитель.

Работа 17

СЕРА

Задание для домашней подготовки. Дать характеристику возможных валентных состояний серы на основе строения атома. В каких случаях сера может проявлять окислительные, а в каких – восстановительные свойства? Написать уравнения реакций взаимодействия серы с элементарными окислителями и восстановителями. С какими химическими соединениями взаимодействует сера? Написать уравнения соответствующих реакций. Привести пример наиболее типичных соединений серы и дать характеристику их свойств. Написать уравнения реакций, подтверждающих химические свойства основных соединений серы.

Приборы и реактивы. Штатив с пробирками, стеклянная или фарфоровая пластинка, асбестовый картон, лучины, фарфоровая чашка. Сера (порошок), цинк (порошок или гранулы), сульфит натрия, железо (стружка), медь (порошок), пероксисульфат аммония, сероводородная вода, иодная вода, хлорная вода, бромная вода. Растворы: азотной кислоты – 2 н., сернистой кислоты (свежеприготовленный), дихромата калия 0,5 н., серной кислоты концентрированной ($\rho = 1,84$ г/мл), 2 н. и 4 н., хлорида бария 0,5 н., нитрата свинца (II) 0,5 н., тиосульфата натрия 0,5 н., хлорида железа (III) 0,5 н., сульфата никеля (II) 0,5 н.

Опыт 1

Окислительные и восстановительные свойства серы

а) *Взаимодействие серы с цинком.* Смешать на стеклянной или фарфоровой пластинке 4 микрошпателя измельченной в порошок серы с 4 микрошпателями порошка цинка. Полученную смесь насыпать кучкой на асбестовый картон, поместить в вытяжной шкаф и нагреть в одном месте с помощью длинной зажженной лучины. Отметить вспышку. Реакция происходит с образованием сульфида цинка. Написать уравнение данной реакции и указать, чем в данном случае является сера (окислителем или восстановителем).

б) *Взаимодействие серы с азотной кислотой.* Поместить в пробирку небольшой кусочек (или один микрошпатель) серы и 5 – 6 капель концентрированной азотной кислоты ($\rho = 1,4$ г/мл). Пробирку нагреть на пламени горелки. Отметить выделение бурого газа и уменьшение количества серы в пробирке. После остывания пробирки взять из нее несколько капель раствора и налить в другую пробирку, куда добавить 4 – 5 капель дистиллированной воды и столько же капель хлорида бария. Наблюдать образование белого осадка – сульфата бария.

Написать уравнения реакций взаимодействия серы с азотной кислотой и образования сульфата бария. Указать, какие свойства (окислительные или восстановительные) проявляет сера в данном опыте.

Опыт 2

Окислительные и восстановительные свойства серы (IV)

а) *Взаимодействие сернистой кислоты с сероводородом и иодом.* В две пробирки налить по 5 капель: в одну – сероводородной воды, в дру-

гую – иодной воды и в обе пробирки добавить по несколько капель свежеприготовленной сернистой кислоты. Отметить происходящие в растворах изменения. Написать уравнения реакций и указать, какую роль выполняет сернистая кислота в обеих реакциях.

б) *Взаимодействие сульфита натрия с дихроматом калия.* Поместить в пробирку 5 капель раствора дихромата калия, 4 капли серной кислоты и несколько кристаллов сульфита натрия. Содержимое пробирки перемешать стеклянной палочкой. Отметить переход оранжевой окраски раствора (обусловленной ионом $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) в зеленую (характерную для иона Cr^{3+}). Написать уравнение реакции. Какие свойства в данном случае проявляет сера (IV)?

Опыт 3

Окислительные свойства серной кислоты

а) *Взаимодействие металлов с разбавленной серной кислотой.* Налить в три пробирки по 6 капель разбавленной серной кислоты и опустить в кислоту металлы: в первую – кусочек цинка, во вторую – железа, в третью – меди (можно по микрошпателью соответствующего металла). Внимательно посмотреть, в каких пробирках идет реакция. Написать уравнения соответствующих реакций и объяснить различия во взаимодействии взятых металлов с разбавленной серной кислотой. Определить, какой ион в данных реакциях выступает в качестве окислителя.

б) *Взаимодействие металлов с концентрированной серной кислотой.* Налить в три пробирки по 6 капель концентрированной серной кислоты. В первую пробирку положить один микрошпатель порошка меди, во вторую – кусочек цинка, а в третью – микрошпатель порошка цинка.

Наблюдать за взаимодействием металла с концентрированной серной кислотой. Изменяется ли цвет раствора? Если реакция идет слабо, то пробирки необходимо осторожно нагреть. Какой газ выделяется из пробирок? Над пробирками с медью и цинком подержать влажную лакмусовую бумажку. Как изменился цвет бумажки? Чем это обусловлено?

Над пробиркой с порошком цинка подержать фильтровальную бумажку, пропитанную раствором нитрата свинца (II). Наблюдать изменение цвета бумаги, обусловленного образованием сульфида свинца (II).

Написать уравнения реакций взаимодействия меди и цинка с концентрированной серной кислотой. Определить, какой ион в данных реакциях является окислителем. При написании уравнений окислительно-восстановительных реакций цинка с концентрированной серной кислотой необходимо иметь в виду следующее: в зависимости от дисперсности цинка и температуры опыта серная кислота восстанавливается последовательно до диоксида серы, свободной серы и, наконец, до сероводорода.

Опыт 4

Изучение свойств тиосерной кислоты и тиосульфатов

а) *Взаимодействие тиосульфата натрия с хлором и бромом.* В две пробирки налить по 6 капель раствора тиосульфата натрия и добавить по каплям в одну пробирку хлорную воду, в другую – бромную воду до появления осадка серы.

Написать уравнения реакций окисления тиосульфата натрия хлором и бромом, имея в виду, что сера окисляется до нулевой степени. Написать структурную формулу тиосульфата натрия и сравнить ее с соответствующей формулой сульфата натрия. В обеих формулах указать степени окисления всех атомов серы.

б) *Взаимодействие тиосульфата натрия с иодом.* В пробирку налить 6 капель иодной воды и добавлять по каплям раствор тиосульфата натрия до исчезновения окраски иодной воды. Отметить, что в данном опыте по сравнению с предыдущим осадок серы не образуется, хотя окислительно-восстановительная реакция протекает.

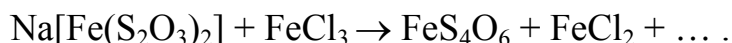
Написать уравнение реакции, учитывая, что в данном случае сера тиосульфата натрия (S^{2-}) окисляется до состояния персульфида (S_2^{2-}) и образуется персульфодисульфат натрия (тетратионат натрия) $Na_4S_2O_6$.

Написать структурную формулу тетратионата натрия и отметить степень окисления всех атомов серы. Почему иодная вода окисляет серу до состояния S^{1-} , а хлорная и бромная – до состояния S^0 ?

в) *Взаимодействие тиосульфата натрия с хлоридом железа (III).* Налить в пробирку 6 капель раствора хлорида железа (III) и столько же капель раствора тиосульфата натрия. Содержимое перемешать и обратить внимание на изменение окраски раствора, обусловленное образованием

комплексного соединения $\text{Na}[\text{Fe}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$. Пробирку установить в штатив и наблюдать, как с течением времени меняется цвет раствора вследствие восстановления Fe^{3+} в Fe^{2+} и окисления аниона $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ в тетрагидрат-ион $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$.

Написать уравнения реакций образования комплекса и его дальнейшего взаимодействия с избытком хлорида железа (III):



Опыт 5

Окислительные свойства пероксисульфатов

В фарфоровой чашке тщательно смешать три микрошпателя порошка пероксисульфата аммония с 6 каплями раствора сульфата никеля (II) и 6 каплями гидроксида натрия 6 н. Чашку поставить на штатив с асбестовой сеткой и нагреть до появления черного осадка гидроксида никеля (III).

Написать структурную формулу пероксидисульфата аммония и указать степень окисления всех атомов в данном соединении. Написать уравнения реакции окисления Ni^{2+} в Ni^{3+} в щелочной среде, учитывая, что ион $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ переходит в ион SO_4^{2-} .

Работа 18

АЗОТ

Задание для домашней подготовки. Дать характеристику возможных валентных состояний азота на основе строения его атома и положения в периодической системе.

Приборы и реактивы. Штатив с пробирками, фарфоровая чашка с пестиком, асбестовая сетка, кристаллизатор, стеклянная трубка, горелка или спиртовка, лучина, лакмусовая бумага. Растворы: хлорида аммония 2 н., нитрита калия 2 н., аммиака 25%-ный, иодида калия 2 н., серной кислоты 2 н., дихромата калия 2 н., сульфата никеля 2 н., гидроксида натрия 2 н. Гашеная известь, лакмус нейтральный, иодная вода, сероводородная вода, азотная кислота концентрированная, хлорид аммония кристаллический, сульфат аммония кристаллический.

Опыт 1

Получение азота разложением нитрита аммония

Собрать прибор, изображенный на рис. 3. В микроколбу 1 поместить смесь насыщенных растворов хлорида аммония и нитрита калия (по 5 – 6 капель). Колбу укрепить на штативе 2 и закрыть пробкой с газоотводной трубкой 3, конец которой опустить в кристаллизатор с водой 4. Пробирку 5 наполнить водой доверху и поместить в кристаллизатор вверх дном. Осторожно подогреть колбу на маленьком пламени горелки или спиртовки 6. Наполнив обе пробирки выделяющимся газом, в одну из них внести горящую лучинку.

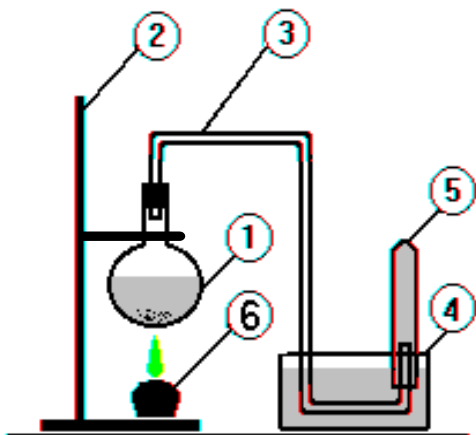


Рис.3

Что произошло? Написать уравнения реакций обмена хлорида аммония и нитрита калия и разложения нитрита аммония на азот и воду. Указать в последней окислитель и восстановитель. Составить схему перехода электронов.

Опыт 2

Получение аммиака и исследование его свойств

Собрать прибор, изображенный на рис. 4. В пробирку 1 насыпать до половины тщательно растертой смеси хлорида аммония и гашеной извести, закрыть пробкой с газоотводной трубкой 3 и укрепить на штативе 2. Слегка подогреть пробирку на маленьком пламени горелки или спиртовки 4. К концу газоотводной трубки поднести влажную лакмусовую бумажку. Что наблюдается? Смочить стеклянную палочку концентрированной соляной кислотой и поднести к концу газоотводной трубки. Как объяснить появление белого дыма?

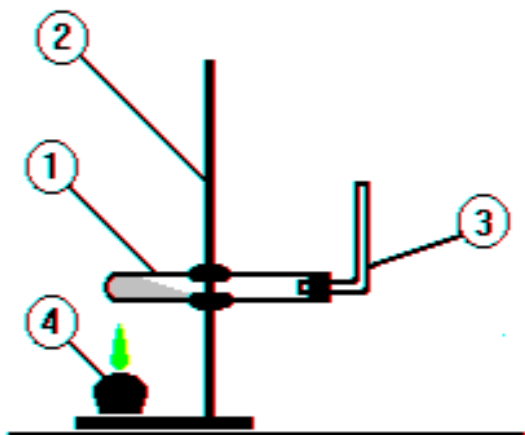


Рис. 4

Написать уравнения реакций: получения аммиака, взаимодействия аммиака с хлористым водородом. Объяснить изменение цвета лакмусовой бумажки.

Опыт 3

Свойства соединений азота

а) *Восстановление аммиаком иода.* Влить в пробирку 3 – 4 капли иодной воды и 2 – 3 капли 25%-ного раствора аммиака. Наблюдать изменение окраски раствора. Написать уравнение реакции, учитывая, что аммиак окисляется иодом до свободного азота. Указать переход электронов.

б) *Окисление сероводорода азотной кислотой.* Влить в пробирку 5 – 7 капель свежеприготовленной сероводородной воды и добавить 2 – 3 капли концентрированной азотной кислоты. Что происходит? Написать уравнение реакции, протекающей с образованием свободной серы и оксида азота.

в) *Окисление нитритом иодида калия.* Влить в пробирку 2 – 4 капли раствора иодида калия и столько же 2 н. серной кислоты. Что наблюдается? Написать соответствующее уравнение реакции, учитывая, что нитрит восстанавливается до оксида азота, а иодид калия окисляется до свободного иода.

г) *Восстановление нитритом дихромата калия.* 2 – 3 капли раствора дихромата калия подкислить 3 – 4 каплями концентрированной серной кислоты и добавить 4 – 6 капель раствора нитрита калия. Отметить изменение окраски раствора. Как изменилось окислительное число азота? Написать соответствующее уравнение реакции. Почему нитриты проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства?

Опыт 4

Участие соединений азота в различных реакциях

а) *Гидролиз солей аммония.* В две пробирки с нейтральным лакмусом (3 – 5 капель) положить: в первую – микрошпатель кристалликов хлорида аммония, а во вторую – сульфата аммония. Как изменился цвет раствора? Написать уравнения гидролиза данных солей. Каким основанием является гидроксид аммония?

б) *Образование комплексных соединений аммиака.* Получить осадок гидроксида никеля, добавляя в пробирку с сульфатом никеля щелочи. Прибавить к осадку 25%-ный раствор аммиака до полного растворения осадка. Сравнить окраску раствора сульфата никеля и полученного соединения. Написать уравнение реакции, считая координационное число никеля равным 6.

Работа 19

УГЛЕРОД И КРЕМНИЙ

Задание для домашней подготовки. Повторить теоретический материал: общая характеристика углерода и кремния на основе строения атома и положения в периодической системе. Особенности электронной конфигурации атомов. Степени окисления в соединениях. Окислительные и восстановительные свойства (привести примеры реакций). Характеристика карбида кальция и кремния. Особенности их физических и химических свойств. Метасиликат натрия.

Приборы и реактивы. Приборы для получения оксидов углерода (II и IV), предметное стекло, тигель. Уголь, мрамор, известковая вода, дистиллированная вода, магний (порошок), силикагель, силикат натрия. Растворы: лакмуса нейтрального, нитрата серебра 0,01 н. и 0,1 н., карбоната натрия или калия 0,5 н., серной кислоты 2 н. и концентрированной ($\rho = 1,84$ г/мл), соляной кислоты концентрированной ($\rho = 1,19$ г/мл), уксусной и муравьиной кислот, перманганата калия, хлорида калия, нитрата стронция, сульфата меди, фенолфталеина спиртового.

Опыт 1

Восстановительные свойства угля

2 – 4 капли концентрированной серной кислоты ($\rho = 1,84$ г/мл) налить в пробирку, закрепить ее в штативе и опустить в кислоту кусочек угля. Осторожно подогреть на маленьком пламени горелки или спиртовки (не наклоняться над пробиркой!). Наблюдать выделение пузырьков газа. По запаху определить продукт восстановления серной кислоты. Написать уравнение реакции, считая, что углерод окисляется до диоксида.

Опыт 2

Получение оксида углерода (II) и исследование его свойств

а) *Получение оксида углерода (II) и его горение.* Пробирку закрепить в штативе и налить в нее 2 – 4 капли концентрированной серной кислоты и 4 – 6 капель муравьиной кислоты, быстро закрыть пробирку пробкой с прямой газоотводной трубкой. На маленьком пламени горелки осторожно подогреть смесь и поджечь выделяющийся газ у конца газоотводной трубки. Отметить цвет пламени.

Написать уравнения реакций: получения оксида углерода (II) разложением муравьиной кислоты и горения оксида углерода (II).

Окислительные или восстановительные свойства проявила окись углерода в последней реакции?

б) *Восстановление оксида меди оксидом углерода (II).* В изогнутую трубку 1 прибора (рис. 5) насыпать 2 – 3 микрошпателя заранее прокаленного и высушенного оксида меди. Пробирку 2 укрепить в штативе 3 и налить в нее 2 – 4 капли концентрированной серной кислоты ($\rho = 1,84$ г/мл) и 4 – 7 капель муравьиной кислоты для получения оксида углерода (II). Закрывать пробирку пробкой с изогнутой трубкой, в которую положить оксид меди (II). Осторожно нагреть трубку в том месте, где находится оксид меди (II), до высокой температуры и слегка подогреть смесь в пробирке. Как только выделение CO пойдет энергично, нагревать трубку с оксидом меди (II) сильно и непрерывно до полного восстановления CuO, сопровождающегося изменением окраски порошка. Написать уравнение реакции восстановления оксида меди (II) оксидом углерода (II).

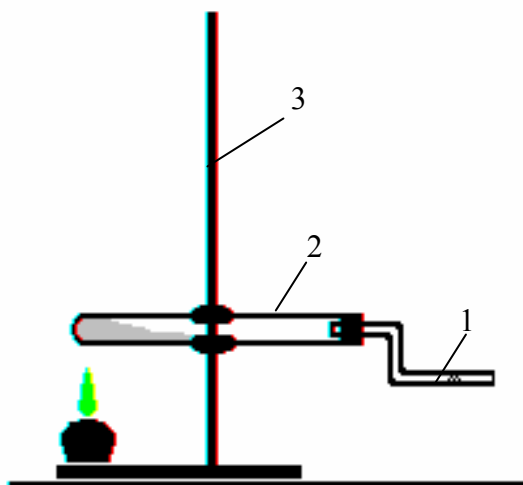


Рис. 5

в) *Восстановление оксидом углерода перманганата калия.* Собрать прибор (рис. 6) для получения оксида углерода (II). Пробирку 1 укрепить в штативе и внести в нее 5 – 10 капель муравьиной кислоты и 2 – 4 капли концентрированной серной кислоты. Закрывать пробирку пробкой с газоотводной трубкой 2, конец которой опущен в заранее приготовленный, подкисленный серной кислотой раствор перманганата калия (пробирка 3). Ре-

акционную смесь слегка подогреть на маленьком пламени горелки или спиртовки и пропускать выделяющийся газ через раствор до изменения окраски (пробирка 3).

Написать уравнение реакции восстановления перманганата калия оксидом углерода (II).

Опыт 3

Получение оксида углерода (IV) и растворение его в воде

Собрать прибор (см. рис. 6). Пробирку укрепить в штативе, положить в нее 3 – 4 кусочка мрамора, влить 5 – 6 капель воды и 10 – 12 капель концентрированной соляной кислоты ($\rho = 1,19$ г/мл). Быстро закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опущен в заранее приготовленную пробирку с раствором нейтрального лакмуса. Отметить изменение окраски лакмуса. На что это указывает?

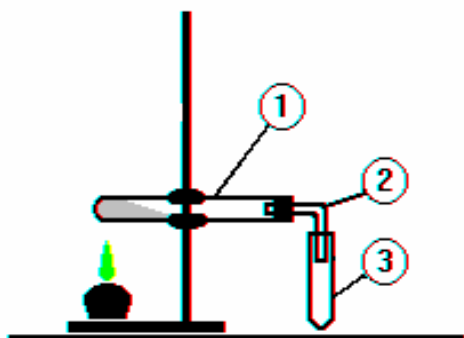


Рис. 6

Написать уравнения реакций получения оксида углерода (IV) и его взаимодействия с водой. Привести схему равновесия в

водном растворе оксида углерода (IV). Как сместится это равновесие при добавлении в раствор щелочи? Кислоты? Объяснить смещение равновесия в каждом случае.

Опыт 4

Соли угольной кислоты

а) *Получение карбоната и гидрокарбоната калия и исследование их растворимости.* В коническую пробирку до половины ее объема налить известковой воды. Использовать прибор для получения оксида углерода (IV) (см. рис. 6). Выделяющийся оксид углерода (IV) пропускать через раствор известковой воды до выпадения осадка карбоната кальция и далее до образования гидрокарбоната кальция и его растворения в воде. Отметить различную растворимость карбоната и гидрокарбоната кальция в воде.

Написать уравнения реакций получения карбоната и гидрокарбоната кальция. Пользуясь правилом произведения растворимости, объяснить растворение карбоната кальция в воде, насыщенной оксидом углерода (IV).

б) *Получение малорастворимых карбонатов бария, стронция, серебра.* В три пробирки налить по 4 – 6 капель раствора карбоната натрия и добавить по 4 – 6 капель растворов: в одну – хлорида бария (II), в другую – нитрата стронция (II), в третью – нитрата серебра (I). Отметить выпадение осадков и их цвет. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Пробирку с осадком карбоната серебра слегка нагреть. Наблюдать потемнение осадка вследствие разложения карбоната серебра с образованием оксида серебра (I). К осадкам карбоната бария (II) и стронция (II) добавить по несколько капель 2 н. уксусной кислоты. Наблюдать растворение осадков (отличие от сульфатов). Какой газ выделяется? Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 5

Гидролиз солей угольной кислоты

а) *Гидролиз карбоната и гидрокарбоната натрия или калия.* В две пробирки налить по 5 – 8 капель нейтрального раствора лакмуса. В одну пробирку добавить 1 – 2 микрошпателя карбоната натрия или калия, в другую – столько же соответствующего гидрокарбоната. Отметить различие в окраске лакмуса. Как изменилась концентрация водородного иона в растворе лакмуса в обоих случаях? Написать уравнения реакций гидролиза карбоната и гидрокарбоната натрия или калия. В каком случае гидролиз протекает слабее? Почему?

б) *Получение карбоната гидроксомеди.* Налить в пробирку 4 – 5 капель раствора сульфата меди (II) и добавить столько же раствора карбоната натрия. Отметить зелено-голубой цвет осадка основной соли меди $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$. Написать уравнение реакции взаимодействия сульфата меди (II) с карбонатом натрия при участии воды.

Опыт 6

Получение силида магния, силанов и аморфного кремния

а) *Взаимодействие оксида кремния (IV) с металлическим магнием.* Тщательно перемешать 3 – 5 микрошпателей порошка магния и 2 – 3 мик-

рошпателя растертого в порошок сухого силикагеля (SiO_2) и пересыпать в пробирку. Пробирку закрепить в штативе и вставить в середину смеси ленточку магния. Подставить под пробирку фарфоровую чашку с песком. Пробирку слегка подогреть. Поджечь магний. Наблюдать разогрев смеси до красного каления, которым сопровождается процесс образования силида магния Mg_2Si . Написать уравнение реакции восстановления SiO_2 магнием и взаимодействия полученного кремния с избытком магния до образования силида магния Mg_2Si .

б) *Получение силана и изучение его свойств.* В тигель с 5 – 10 каплями раствора соляной кислоты бросить по одному 5 – 6 кусочков сплава, полученного в предыдущем опыте, содержащего силид магния, а также не прореагировавшие Si и Mg . Отметить выделение смеси газообразных силанов общей формулы $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ и их самовоспламенение при соприкосновении с воздухом. Написать уравнения реакций получения простейшего силана SiH_4 при взаимодействии силида магния с соляной кислотой и его горения.

Опыт 7

Получение кремниевой кислоты и изучение ее свойств

а) *Получение золя и геля кремниевой кислоты.* В пробирку с 4 – 5 каплями концентрированной соляной кислоты ($\rho = 1,19$ г/мл) прибавить 1 – 2 капли насыщенного раствора силиката натрия. Полученный прозрачный раствор представляет собой так называемый золь кремниевой кислоты – ее коллоидный раствор. Написать уравнение реакции получения кремниевой кислоты. Полученный золь нагреть на маленьком пламени горелки или спиртовки. Наблюдайте образование геля. Как называется этот процесс? Опрокиньте пробирку вверх дном (над фарфоровой чашкой). Почему коллоид не выливается из пробирки? Почему нагревание способствует переходу золя в гель?

б) *Исследование кислотных свойств кремниевой кислоты.* В пробирку с раствором силиката натрия пропустить ток оксида углерода (IV) (см. рис. 6). Отметить получение геля кремниевой кислоты. Сравнить константы диссоциации угольной и кремниевой кислот. К сильным или слабым кислотам следует отнести кремниевую кислоту?

Работа 20

БОР

Задание для домашней подготовки. Повторить свойства бора и его соединений.

Приборы и реактивы. Штатив с пробирками, платиновая проволочка, стекло предметное. Бура, магний (лента или порошок), нитрат кобальта (II), сульфат хрома (III), ортоборная кислота. Растворы: серной кислоты концентрированной ($\rho = 1,84$ г/мл), тетрабората натрия (горячий насыщенный, холодный насыщенный), хлорида бария (II) 0,5 н., нитрата серебра (I) 0,1 н., соляной кислоты 2 н., нейтрального лакмуса.

Опыт 1

Получение ортоборной кислоты

Налить в пробирку 6 капель горячего насыщенного раствора тетрабората натрия (буры) и 3 капли концентрированной серной кислоты ($\rho = 1,84$ г/мл).

Отметить, что наблюдается. Выпадают ли кристаллы? Написать уравнение реакции получения ортоборной кислоты.

Опыт 2

Исследование растворимости и кислотных свойств борной кислоты

В пробирку поместить 2 – 3 микрошпателя ортоборной кислоты и 5 – 6 капель дистиллированной воды. Содержимое пробирки перемешать. Отметить малую растворимость борной кислоты в холодной воде. Далее пробирку нагреть на пламени горелки или спиртовки. Увеличивается ли растворимость H_3BO_3 при нагревании?

Полученный раствор борной кислоты разделить на две пробирки. В одну пробирку капнуть 3 – 4 капли нейтрального лакмуса. Как меняется окраска индикатора? На присутствие каких ионов она указывает? В другую пробирку добавить кусочек ленты магния (или один микрошпатель порошка). Наблюдать выделение газа.

Написать уравнение реакции взаимодействия борной кислоты с магнием. В данном случае образуется метаборат магния.

Опыт 3

Гидролиз тетрабората натрия

Налить в пробирку 5 – 6 капель тетрабората натрия и добавить 2 – 3 капли нейтрального лакмуса. Отметить изменение цвета раствора лакмуса. Какова реакция среды?

Написать уравнение ступенчатого гидролиза тетрабората натрия, учесть, что в результате первой ступени гидролиза образуется метаборат натрия, а второй – ортоборная кислота. К каким кислотам – сильным или слабым – относятся тетра-, мета- и ортоборная кислоты? Как повлияют на гидролиз буры увеличение степени разбавления раствора и повышение температуры?

Опыт 4

Получение малорастворимых метаборатов

В две пробирки налить по 4 – 5 капель насыщенного раствора тетрабората натрия. В первую добавить 2 – 3 капли хлорида бария (II), а во вторую – столько же раствора нитрата серебра. Что наблюдается? Отметить цвет и характер осадков полученных метаборатов.

Написать уравнения соответствующих реакций, учесть, что в реакциях участвует вода и образуются метаборат и ортоборная кислота.

Опыт 5

Получение окрашенных стекловидных соединений бора – боратов металлов (перлов)

На стекло поместить отдельно небольшими кучками несколько кристаллов буры, нитрата кобальта (II) и сульфата хрома (III). Нагреть на пламени горелки платиновую проволочку с колечком (ушком) на конце и раскаленным ушком коснуться кристаллов буры (соль при этом расплавится и прилипнет к ушку). Снова нагреть проволочку с прилипшей солью на слабом огне (не следует допускать, чтобы выделение паров было очень энергичным, так как соль может отскочить от проволочки). Когда выделение паров прекратится, нагревание можно производить прямо в пламени горелки, пока плав не станет однородным и свободным от пузырьков. После

этого ушком проволочки с горячим плавом коснуться порошка нитрата кобальта (II), который пристанет к плаву. Продолжать нагревание в окислительном пламени горелки до получения однородной стекловидной массы (перла) – метабората кобальта: $\text{Co}(\text{BO}_2)_2$. Охладить перл и отметить его окраску.

Для снятия перла – метабората кобальта – легким постукиванием разрушить перл, промыть проволочку раствором соляной кислоты и прокалить в пламени горелки.

Для получения перла $\text{Cr}(\text{BO}_2)_3$ проделать все аналогично описанному выше, но на последней стадии горячим плавом коснуться обезвоженного порошка сульфата хрома. Отметить окраски перла метабората хрома.

Написать уравнения следующих реакций: обезвоживания буры; разложения безводной буры на метаборат натрия и оксид бора (III); взаимодействия оксида бора (III) с нитратом кобальта (II) с получением метабората кобальта (II) и оксида азота (V); разложения оксида азота (V); взаимодействия сульфата хрома (III) с бурой с образованием метабората хрома (III) и натрия и выделением оксида серы (IV).

Работа 21

МАРГАНЕЦ

Задание для домашней подготовки. Повторить свойства марганца и его соединений.

Приборы и реактивы. Фарфоровый тигель, стеклянная палочка, фильтровальная бумага. Едкий натр, нитрат калия (натрия), перманганат калия, сульфит натрия, висмутат натрия, оксид марганца (IV), сульфат марганца (II), сульфат железа (II), лакмусовая бумага, сероводородная вода. Растворы: едкого натра 2 н., соляной кислоты 2 н., серной кислоты 2 н., азотной кислоты 2 н., сульфида аммония 0,5 н., иодида калия 0,1 н., пероксида водорода 10%-ный, гексацианоферрата (II) калия 0,1 н., перманганата калия 0,5 н.

Опыт 1

Получение гидроксида марганца (II) и его окисление

В пробирку налить раствор соли марганца и прилить 5 – 6 капель раствора едкого натра. Отметить цвет осадка и составить уравнение реакции. В пробирку прилить 3 – 4 капли бромной воды: образуется черный осадок MnO_2 . Написать уравнение реакции.

Опыт 2

Оксид марганца (IV), его получение и свойства

В три пробирки налить по 3 – 5 капель раствора какой-либо соли марганца (II) и по 3 – 4 капли 2 н. раствора щелочи. Отметить цвет осадка в первый момент. В одной из пробирок размешать осадок стеклянной палочкой и оставить стоять в штативе на некоторое время. В две другие прилить по 2 – 4 капли: в первую – 2 н. раствора соляной кислоты, во вторую – 2 н. раствора щелочи. Что наблюдается в каждом случае? Какие свойства – основные, кислотные или амфотерные – проявляет оксид марганца (IV)?

Написать уравнения реакций: а) получения гидроксида марганца (II); б) взаимодействия его с кислотой; в) окисления гидроксида марганца (II) до гидроксида марганца (IV) кислородом воздуха с участием воды.

Опыт 3

Действие на соли марганца (II) сульфида аммония и сероводорода

В две пробирки налить по 3 – 5 капель раствора соли марганца (II). В одну из пробирок добавить 3 – 5 капель раствора сульфида аммония или натрия, в другую – столько же сероводородной воды. Написать уравнение реакции образования осадка и указать его цвет.

Осадок сульфида марганца (II) размешать стеклянной палочкой: он буреет вследствие окисления кислородом воздуха. Написать уравнение реакции, учитывая, что получаются гидроксид марганца (IV) и свободная сера. Реакция протекает с участием воды.

Опыт 4

Восстановительные свойства соединений марганца (II)

а) *Взаимодействие с пероксидом водорода в щелочной среде.* К раствору соли марганца (II) (3 – 5 капель) добавить 2 – 3 капли раствора щелочи и 3 – 4 капли 10%-ного раствора пероксида водорода. Смесь нагреть до прекращения выделения кислорода вследствие полного разложения избытка пероксида водорода. Наблюдать образование осадка H_2MnO_3 .

б) *Взаимодействие с висмутатом натрия в кислой среде.* Раствор соли марганца (II) (1 – 2 капли) подкислить 2 н. раствором азотной кисло-

ты (5 – 6 капель) и прибавить 1 – 2 микрошпателя висмутата натрия NaBiO_3 . Пробирку встряхнуть и поставить в штатив. Через некоторое время наблюдать появление в растворе фиолетовой окраски.

Написать уравнение реакции, учитывая, что образовались марганцевая кислота HMnO_4 и нитрат висмута (III). Эта реакция служит для обнаружения иона марганца (II).

Опыт 5

Окислительные и восстановительные свойства оксида марганца (IV)

а) *Окислительные свойства оксида марганца (IV)*. В пробирку внести 1 – 2 микрошпателя оксида марганца (IV) и 5 – 10 капель 2 н. раствора серной кислоты. К смеси добавить 2 – 4 микрошпателя соли сульфата железа (II) и 8 – 10 капель воды. Закрыв пробирку пробкой, встряхивать ее до растворения оксида марганца (IV). В полученный раствор внести одну каплю гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Что наблюдается? На присутствие какого иона указывает окраска раствора? Написать уравнение реакции окисления оксидом марганца (IV) сульфата железа (II).

б) *Восстановительные свойства оксида марганца (IV)*. Кусочек едкого натра положить пинцетом в тигель и добавить приблизительно столько же кристаллического нитрата калия. Тигель нагреть до расплавления смеси. Не прекращая нагревания, добавить в расплав один микрошпатель оксида марганца (IV).

Написать уравнение реакции окисления оксида марганца (IV) нитратом калия в щелочной среде.

Опыт 6

Окислительные свойства перманганата калия

а) *Восстановление перманганата калия сульфитом натрия при различных значениях pH среды*. В три пробирки налить по 3 – 5 капель раствора перманганата калия. В одну из них добавить 2 – 4 капли 2 н. раствора серной кислоты, в другую – столько же воды и в третью – столько же 2 н. раствора щелочи. Во все три пробирки положить по 2 – 3 микрошпателя сульфита натрия. Наблюдать изменение окраски раствора в каждой пробирке.

Как изменилась степень окисления марганца в каждом случае? Написать уравнения реакций.

б) *Восстановление перманганата калия иодидом калия в кислой, нейтральной и щелочной средах.* В трех пробирках приготовить растворы перманганата калия: в одной – подкисленный серной кислотой, в другой – нейтральный, в третьей – щелочной. В каждую пробирку добавить по 2 – 5 капель 0,1 н. раствора иодида калия. Раствор во второй пробирке слегка подогреть.

Написать уравнения реакций для каждого случая, считая, что в щелочной среде иодид калия полностью переходит в иодат калия KIO_3 .

в) *Окисление перманганатом калия сульфита марганца (II).* К раствору перманганата калия (3 – 5 капель) добавить столько же раствора соли марганца (II). Отметить обесцвечивание раствора и образование бурого осадка. Какова степень окисления марганца в его соединении, полученном при восстановлении марганца (VII) в нейтральной среде?

Опустить в пробирку синюю лакмусовую бумажку. Как изменилась ее окраска? Какая среда в полученном растворе? Написать уравнение реакции, учитывая, что в реакции участвует вода.

г) *Окисление перманганатом калия пероксида водорода.* Приготовить подкисленный серной кислотой раствор перманганата калия и добавить к нему 3 – 5 капель 10%-ного раствора пероксида водорода.

Написать уравнение реакции, объяснить причину выделения газа.

Работа 22

ХРОМ

Задание для домашней подготовки. Повторить свойства хрома и его соединений.

Приборы и реактивы. Керамическая плитка, фарфоровая чашка, железный стержень, стеклянная палочка, асбестированная сетка. Дихромат аммония, сульфат хрома (III), диэтиловый эфир, висмутат натрия, едкий натр, дихромат калия. Растворы: сульфата хрома (III) 0,5 н., хромата калия 0,5 н., дихромата калия 0,5 н., серной кислоты 2 н., соляной кислоты 2 н., иодида калия 0,5 н., пероксида водорода 10%-ный, азотной кислоты 2 н.

Опыт 1
Получение оксида хрома (III)

На керамическую плитку насыпать горкой небольшое количество мелкокристаллического дихромата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Нагреть тонкий железный стержень в пламени горелки и горячий конец стержня погрузить в оранжевую соль. Через некоторое время наблюдать самопроизвольное разложение дихромата аммония с образованием темно-зеленого порошка – оксида хрома (III). Написать уравнение реакции.

Опыт 2
Получение и свойства гидроксида хрома (III)

Смешать в пробирке 4 капли раствора сульфата хрома (III) с 3 каплями раствора едкого натра: образуется осадок грязно-зеленого цвета. Половину осадка вместе с раствором перенести в другую пробирку. К одной порции осадка добавить несколько капель серной кислоты, а к другой – раствора едкого натра. Наблюдать в обеих пробирках растворение осадка. На какие свойства гидроксида хрома (III) указывают проведенные реакции? Составить все уравнения реакций, учитывая, что при растворении в избытке раствора едкого натра образуется тетрагидроксохромат (III) натрия.

Опыт 3
Переход хромата в дихромат и обратно

К 5 каплям раствора хромата калия прибавить несколько капель 2 н. раствора серной кислоты до изменения желтой окраски на оранжевую. Теперь прибавить раствор едкого кали и наблюдать переход оранжевой окраски в желтую. Написать уравнения реакций.

Опыт 4
Переход хрома (III) в хром (VI)

В пробирку с 5 – 6 каплями сульфата хрома (III) добавить 2 – 3 капли раствора азотной или серной кислоты и один микрошпатель висмутата натрия. Тщательно перемешать и слегка подогреть. Дать осесть избытку висмутата натрия и отметить появление в растворе оранжевого окрашивания. Написать уравнение реакции окисления сульфата хрома (III) висмутатом натрия в кислой среде.

Опыт 5

Окислительные свойства соединений хрома (VI)

а) *Окисление иодида калия.* В пробирку налить 6 – 7 капель раствора дихромата калия, 2 – 3 капли раствора серной кислоты и 3 – 4 капли иодида калия. Написать уравнение реакции.

Иод маскирует окраску полученного соединения хрома. Чтобы иод удалить, перенести раствор в фарфоровую чашку и, поставив ее на асбестированную сетку, нагреть маленьким пламенем горелки. Каков цвет раствора после удаления иода? Какой ион хрома его обуславливает?

б) *Окисление соляной кислоты.* К раствору дихромата калия (5 – 6 капель) прибавить 2 – 3 капли концентрированной соляной кислоты. Пробирку закрепить в штативе и осторожно нагреть на маленьком пламени горелки до перехода оранжевой окраски в зеленую. Какой ион выделился? Какое получено соединение хрома? Написать уравнения реакций.

Опыт 6

Получение пероксида хрома (реакция открытия хрома)

В пробирку налить растворы: 4 капли дихромата калия, 2 капли серной кислоты, 2 – 3 капли 3%-ного пероксида водорода и 2 – 3 капли диэтилового эфира. Смесь хорошенько перемешать стеклянной палочкой. Эфир экстрагирует образовавшееся перекисное соединение хрома, неустойчивое в водном растворе. Отметить окраску эфирного слоя. Вставить пробирку в штатив и отметить изменение окраски раствора и выделение газа в результате разложения перекисного соединения. Какой газ выделяется? Написать уравнения реакций получения перекисного соединения с формулой CrO_5 и разложения его в кислой среде.

Работа 23

ЖЕЛЕЗО

Задание для домашней подготовки. Повторить свойства железа и его соединений.

Приборы и реактивы. Железо (стружка), цинк (гранулы), соль Мора, хлорид железа (III), лакмус. Растворы: соляной кислоты 2 н., серной кисло-

ты 2 н., азотной кислоты 2 н., едкой щелочи 2 н., пероксида водорода 3%-ный, гексацианоферрата (II) калия 0,5 н., гексацианоферрата (III) калия 0,5 н., роданида калия (или аммония) 0,01 н., иодида калия 0,01 н., хлорида железа (III) 0,5 н., перманганата калия 0,5 н.

Опыт 1

Взаимодействие железа с кислотами

Налить в четыре пробирки по 5 капель кислот: 2 н. HCl, 2 н. H₂SO₄, концентрированную H₂SO₄, 2 н. HNO₃. В каждую пробирку положить кусочек железной стружки. Пробирку с концентрированной серной кислотой нагреть. Затем добавить во все пробирки по капле 0,01 н. раствора роданида калия или аммония, которые образуют с ионами железа (III) соль Fe(SCN)₃, интенсивно окрашенную в красный цвет. В каких пробирках образовались ионы Fe³⁺?

В тех кислотах, где не произошло окрашивания раствора в красный цвет, при растворении железа образуются ионы Fe²⁺.

Написать уравнения реакций растворения железа в различных кислотах и указать в каждом случае окислитель.

Опыт 2

Характерные реакции на ионы железа

а) *Взаимодействие солей железа (II) с гексацианоферратом (III) калия.* Приготовить в пробирке раствор соли Мора (NH₄)₂SO₄·FeSO₄·6H₂O и добавить каплю раствора гексацианоферрата (III) калия (красная кровяная соль K₃[Fe(CN)₆]). Отметить цвет осадка, написать уравнение реакции и дать рациональное наименование полученному веществу, известному под названием турнбулева синь.

б) *Взаимодействие солей железа (III) с гексацианоферратом (II) калия.* Поместить в пробирку 2 – 3 капли раствора хлорида железа (III) и добавить одну каплю раствора гексацианоферрата (II) калия (желтой кровяной соли K₄[Fe(CN)₆]). Отметить цвет осадка и написать уравнение реакции. Дать название полученному веществу, известному под названием берлинская лазурь.

в) *Взаимодействие солей железа (III) с роданидом калия (или аммония).* Поместить в пробирку 2 – 3 капли раствора железа (III) и добавить

каплю 0,01 н. раствора роданида калия (или аммония). Такой же опыт проделать со свежеприготовленным раствором соли Мора и убедиться, что интенсивное красное окрашивание характерно только для роданида железа (III). Написать уравнение реакции.

Опыт 3

Восстановительные свойства железа (II)

а) *Восстановление перманганата калия.* Поместить в пробирку 5 капель раствора перманганата калия и 2 капли 2 н. раствора серной кислоты. Добавить в раствор один микрошпатель соли Мора. Обесцвечивание раствора происходит вследствие восстановления фиолетового иона MnO_4^- в кислой среде до практически бесцветного в разбавленных растворах иона марганца (II). Написать уравнение реакции.

б) *Восстановление пероксида водорода.* Приготовить в двух пробирках раствор Мора. В одну добавить 3 капли 2 н. раствора серной кислоты и 3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода, а затем в обе пробирки – по одной капле 0,01 н. раствора роданида калия (или аммония). В какой пробирке обнаруживаются ионы железа (III)? Восстановить пероксид водорода солью Мора в щелочной среде. Написать уравнения обеих окислительно-восстановительных реакций.

Опыт 4

Получение гидроксида железа (III) и исследование его свойств

Налить в две пробирки по 5 капель раствора хлорида железа (III) и добавить по 3 капли 2 н. раствора щелочи до получения бурого осадка гидроксида железа (III). Испытать полученный гидроксид на растворимость в 2 н. кислоте и щелочи. Написать уравнения реакций: взаимодействия хлорида железа (III) с раствором щелочи; растворения гидроксида железа (III) в кислоте.

Опыт 5

Окислительные свойства железа (III)

а) *Окисление иодида калия.* В пробирку с 3 каплями раствора FeCl_3 добавить 1 – 2 капли раствора иодида калия. Как окрашивается раствор? Почему? Написать уравнение реакции.

б) *Окисление цинка.* В пробирку с 3 каплями раствора FeCl_3 поместить кусочек цинка. Что наблюдается на поверхности цинка? Написать уравнение реакции.

Опыт 6

Гидролиз солей железа (II) и железа (III)

а) *Гидролиз сульфата железа (II).* Поместить в пробирку 5 капель нейтрального раствора лакмуса и добавить два микрошпателя соли Мора. Взболтать содержимое пробирки, установить реакцию среды в полученном растворе и написать уравнение гидролиза.

б) *Гидролиз хлорида железа (III).* Поместить в две пробирки по 5 капель нейтрального раствора лакмуса и добавить по 2 микрошпателя хлорида железа (III). Взболтать содержимое пробирок, установить реакцию среды в полученном растворе и написать уравнение гидролиза хлорида железа (III).

Нагрейте одну из пробирок. Почему меняется интенсивность окраски? Добавлением какого вещества можно уменьшить степень гидролиза хлорида железа (III)? Какая соль – FeSO_4 или FeCl_3 – в большей степени подвергается гидролизу и почему?

Во вторую пробирку прибавить 2 – 3 капли раствора карбоната натрия. Что представляет собой выпавший осадок? Написать уравнение совместного гидролиза хлорида железа (III) и карбоната натрия.

Работа 24

КОБАЛЬТ И НИКЕЛЬ

Задание для домашней подготовки. Повторить свойства кобальта и никеля и их соединений.

Приборы и реактивы. Хлорид кобальта (II), хлорид никеля (II), бромная вода, сероводородная вода. Растворы: соляной кислоты концентрированный ($\rho = 1,19$ г/мл), гидроксида натрия 2 н., аммиака 25%-ный, пероксида водорода 3%-ный, нитрата кобальта (II) 0,5 н., нитрата никеля (II) 0,5 н., хлорида кобальта (II) 0,02 н., роданида аммония (насыщенный), сульфата аммония 0,5 н.

Опыт 1

Получение гидроксидов кобальта (II) и никеля (II) и исследование их свойств

а) *Получение гидроксида кобальта (II) и его окисление.* Влить в две пробирки по 2 – 3 капли раствора соли кобальта и добавить по каплям раствор гидроксида натрия. Сначала появляется синий осадок основной соли кобальта, который затем меняет цвет на розовый вследствие образования гидроксида кобальта (II). Написать уравнение реакции образования гидроксида кобальта по стадиям. В одной пробирке размешать осадок стеклянной палочкой для обеспечения лучшего соприкосновения $\text{Co}(\text{OH})_2$ с кислородом воздуха, в другую – добавить 3%-ного раствора пероксида водорода. В каком случае происходит окисление гидроксида кобальта (II)?

б) *Получение гидроксида никеля (II) и его окисление.* Налить в три пробирки по 2 – 3 капли раствора соли никеля (II) и добавить по каплям раствор гидроксида натрия до выпадения осадка гидроксида никеля (II). Попробовать окислить полученный гидроксид никеля (II) различными окислителями. Для этого в первой пробирке перемешать осадок стеклянной палочкой, во вторую пробирку добавить 2 – 3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода, в третью – каплю бромной воды. В каком случае наблюдаются окисление и связанное с ним изменение цвета осадка?

Написать уравнение реакции, учитывая, что окисление гидроксида никеля (II) в гидроксид никеля (III) протекает в щелочной среде.

Опыт 2

Получения сульфидов кобальта и никеля

Налить в две пробирки по 2 – 3 капли раствора соли кобальта и попробовать получить сульфид кобальта, прибавляя сероводородную воду и сульфид аммония. В каком случае выпадает осадок? Объяснить различие двух проделанных опытов, пользуясь понятием «произведение растворимости».

Такие же опыты провести с раствором соли никеля (II). Написать уравнения реакций.

Опыт 3

Комплексные соединения кобальта и никеля

а) *Получение аммиачного комплекса кобальта.* Влить в пробирку 3 – 4 капли раствора соли кобальта и добавить по каплям 25%-ный раствор

аммиака. Вначале выпадет осадок гидроксида кобальта (II). Затем осадок растворится вследствие образования комплексного основания кобальта $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$.

Полученный раствор разлить в две пробирки. В одной из них тщательно перемешать раствор стеклянной палочкой и наблюдать за изменением окраски вследствие окисления полученного комплексного соединения кобальта (II) в комплексное соединение кобальта (III) с координационным числом, равным 6. Прилить две капли раствора сульфида аммония. Почему выпадает осадок? Во вторую пробирку добавить 2 – 3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода. Почему изменяется осадок?

Написать уравнения реакций образования комплексного соединения двухвалентного кобальта, его окисления кислородом воздуха и пероксидом водорода в аммиачный комплекс трехвалентного кобальта, взаимодействия аммиачного комплекса кобальта (III) с сульфидом аммония.

б) *Получение аммиачного комплекса никеля.* Растворить один микрошпатель сухого хлорида никеля (II) в 5 каплях воды. Добавить по каплям раствор 2 н. щелочи до выпадения осадка и затем 5 капель 25%-ного раствора аммиака до растворения осадка.

Подействовать на полученный раствор раствором сульфида аммония. Каков состав выпавшего осадка? Написать уравнения протекающих при этом реакций.

Работа 25

ЦИНК, КАДМИЙ

Задание для домашней подготовки. Повторить свойства цинка и кадмия и их соединений.

Приборы и реактивы. Тигель фарфоровый, цинковая пыль, лакмусовая бумага (красная). Растворы: серной кислоты 2 н., соляной кислоты 2 н., гидроксида натрия 2 н., гидроксида аммония 2 н., сульфата цинка 2 н., сульфата кадмия 2 н., нитрата калия 0,5 н.

Опыт 1

Растворение цинка в кислотах и щелочах

Поместить в пробирку 4 – 5 капель 2 н. раствора серной кислоты, добавить один микрошпатель цинковой пыли и подогреть. То же проделать с концентрированной серной кислотой.

Проверить растворимость цинка в 2 н. растворах соляной кислоты и гидроксида натрия.

Написать уравнения всех проделанных реакций.

Опыт 2

Получение гидроксидов цинка и кадмия и исследование их свойств

В две пробирки налить по 3 – 4 капли раствора соли цинка, а в две другие – раствора соли кадмия. В каждой пробирке получить белые студенистые осадки гидроксидов, добавляя по каплям 2 н. раствор гидроксида натрия. Проверить, растворяются ли полученные гидроксиды в разбавленной кислоте и в избытке щелочи.

Написать уравнения реакций ко всем проделанным опытам.

Опыт 3

Получение комплексных соединений цинка и кадмия

Поместить в одну пробирку 2 капли раствора соли цинка, в другую – раствора соли кадмия и добавить в каждую по 2 капли 2 н. раствора гидроксида аммония. Прибавить в обе пробирки по каплям раствор гидроксида аммония до полного растворения осадков.

Учитывая, что для обоих ионов – комплексообразователей – характерное координационное число равно 4, написать уравнение реакций для проделанных опытов. Назвать полученные соединения.

Опыт 4

Восстановительные свойства цинка

Поместить в фарфоровый тигель 2 микрошпателя цинковой пыли, 4 капли раствора нитрата калия и 2 – 3 капли концентрированного раствора гидроксида натрия. Медленно нагревать содержимое тигля до слабого кипения. Поднести к тиглю влажную красную лакмусовую бумажку. Почему бумажка синее? Написать уравнения реакций.

Работа 26

АЛЮМИНИЙ

Задание для домашней подготовки. Повторить свойства алюминия и его соединений.

Приборы и реактивы. Алюминий (фольга и порошок). Растворы: нейтрального лакмуса, гидроксида натрия 2 н., соляной кислоты 2 н., азотной кислоты 2 н., хлорида аммония 0,5 н., сульфата аммония 0,5 н., карбоната натрия 0,5 н., гидроксида натрия 30%-ный.

Опыт 1

Взаимодействие алюминия с кислотами и щелочами

В три пробирки поместить по маленькому кусочку алюминиевой фольги и прилить в одну из них соляную кислоту, в другую – концентрированную азотную кислоту и в третью – 30%-ный раствор гидроксида натрия. В каких пробирках при комнатной температуре происходит реакция? Пробирку с азотной кислотой нагреть (под тягой) и наблюдать выделение бурого газа. Почему азотная кислота не реагирует с алюминием при комнатной температуре? Нагреть пробирку с раствором щелочи: происходит бурное выделение бесцветного газа. Составить уравнения всех реакций.

Опыт 2

Получение гидроксида алюминия и исследование его свойств

В две пробирки поместить по 4 – 6 капель раствора соли алюминия и осторожно добавить в каждую по 1 – 3 капли 2 н. раствора гидроксида натрия до образования осадка гидроксида алюминия. К полученному осадку прибавить: в одну пробирку – 3 – 5 капель 2 н. раствора соляной кислоты, в другую – такое же количество 2 н. раствора гидроксида натрия. Что наблюдается в обоих случаях?

Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакции получения гидроксида алюминия, реакций взаимодействия гидроксида алюминия с кислотой и щелочью, схему равновесия диссоциации гидроксида алюминия.

Опыт 3
Гидролиз солей алюминия

а) *Гидролиз сульфата или хлорида алюминия.* В пробирку с нейтральным раствором лакмуса (8 – 10 капель) добавить 1 – 2 кристалла или 2 – 3 капли раствора соли алюминия. Отметить изменение окраски лакмуса и написать молекулярное и ионное уравнение первой ступени гидролиза. Почему гидролиз данной соли не идет до конца?

б) *Влияние карбоната натрия на гидролиз солей алюминия.* К раствору соли алюминия (5 – 8 капель) добавить такой же объем раствора карбоната натрия. Наблюдать образование осадка гидроксида алюминия и выделение газа. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций гидролиза соли алюминия в растворе, содержащем карбонат натрия.

Работа 27
ОЛОВО

Задание для домашней подготовки. Повторить свойства олова и его соединений.

Приборы и реактивы. Олово (гранулы), цинк (гранулы), хлорид олова (II). Растворы: хлорида олова (II) 0,5 н., хлорида олова (IV) 0,5 н., гексацианоферрата (III) калия 0,5 н., хлорида железа (III) 0,5 н., дихромата калия 0,5 н., соляной кислоты 0,2 н., серной кислоты 0,2 н., азотной кислоты 0,2 н.

Опыт 1
Взаимодействие олова с кислотами

В пять пробирок положить по маленькому кусочку металлического олова. В первую добавить 5 – 10 капель 2 н. раствора соляной кислоты. Слегка подогреть ее. Написать уравнение реакции, протекающей с образованием хлорида олова (II). Изменится ли характер реакции при взаимодействии олова с концентрированной соляной кислотой?

Во вторую пробирку добавить 2 н. раствор серной кислоты, в третью – концентрированную серную кислоту, в четвертую – 2 н. раствор азотной кислоты, в пятую – концентрированную азотную кислоту. Написать урав-

нения реакций, учитывая, что при взаимодействии олова с соляной и разбавленной серной кислотами образуется соль олова (II), а при взаимодействии с концентрированной серной кислотой олово (II) окисляется до олова (IV). Вступая в реакцию с оловом, разбавленная азотная кислота дает соли олова (II), а концентрированной азотной кислотой олово (II) окисляется до оловянной кислоты сложного состава $x\text{SnO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$, которая выделяется в виде белого осадка. В уравнении реакции писать формулу метаоловянной кислоты.

Опыт 2

Свойства гидроксида олова (II)

В две пробирки с раствором хлорида олова (II) (3 – 5 капель) добавить по 5 – 6 капель 2 н. раствора щелочи до появления белого осадка. В одну пробирку добавить 3 – 5 капель 2 н. раствора соляной кислоты, в другую – столько же гидроксида натрия. Что происходит с осадком? Каков характер гидроксида олова (II)? Написать уравнения реакций.

Опыт 3

Гидролиз солей олова (II)

Вследствие того что амфотерный гидроксид олова (II) является слабым основанием и слабой кислотой, все соли олова в водных растворах гидролизуются. 2 – 3 кристаллика сухой соли хлорида олова (II) поместить в пробирку, добавить 2 – 3 капли воды и, помешивая стеклянной палочкой, растворить соль. К полученному раствору добавить ещё несколько капель воды до образования белого осадка хлорида гидроксоолова SnOHCl . Составить уравнения реакций. Как повлияло на степень гидролиза соли добавление воды? Добавлением какого реактива можно уменьшить степень гидролиза этой соли?

Опыт 4

Восстановительные свойства иона Sn^{2+}

а) *Восстановление железа (III)*. В две пробирки налить по 1 – 3 капли растворов хлорида железа (III) и гексацианоферрата (III) калия и 5 – 10 капель воды. Отметить окраску полученного раствора. Одну пробирку сохранить как контрольную для сравнения. В другую пробирку добавить 2 – 4 капли раствора хлорида олова (II). Как изменилась окраска по сравнению с контрольной?

Написать уравнения реакций восстановления хлорида железа (III) и взаимодействия получившегося хлорида железа (II) с гексацианоферратом (III) калия.

б) *Восстановление дихромата калия.* Поместить в пробирку 5 – 10 капель раствора соли хлорида олова (II) и 4 – 5 капель соляной кислоты. К полученному раствору постепенно, по одной капле, добавлять дихромата калия. Что наблюдается? Написать уравнение реакции между хлоридом олова (II) и дихроматом калия в кислой среде.

Опыт 5

Получение и свойства гидроксида олова (IV)

В две пробирки влить по 3 – 4 капли раствора хлорида олова (IV) и 2 н. раствора гидроксида натрия до выпадения осадка. К полученному осадку до полного растворения добавить в одну пробирку несколько капель соляной кислоты, в другую – гидроксида натрия. Написать уравнения реакций. Сделать вывод о характере хлорида олова (IV).

Работа 28 СВИНЕЦ

Задание для домашней подготовки. Повторить свойства свинца и его соединений.

Приборы и реактивы. Штатив с пробирками, стеклянная палочка, фарфоровый тигель. Оксид свинца (IV), свинец. Растворы: серной кислоты 2 н., соляной кислоты 2 н. и 4 н., азотной кислоты 2 н., гидроксида натрия 2 н. и 40%-ный, хлорида натрия 0,5 н., сульфата хрома (III) 0,5 н., хромата калия 0,5 н., сульфата железа (II) 0,5 н., иодида калия 0,5 н.

Опыт 1

Отношение свинца к кислотам

В три пробирки положить по кусочку свинца и прилить по 5 – 8 капель 2 н. растворов кислот: в первую – соляной, во вторую – серной, в третью – азотной. Что наблюдается? Нагреть пробирки. Во всех ли идет реакция? По охлаждении растворов добавить к ним по 2 – 3 капли раствора ио-

дида калия – реактива на ион свинца Pb^{2+} . Написать уравнения реакций растворения свинца в кислоте и получения иодида свинца. Почему свинец практически не растворяется в соляной и серной кислотах?

Опыт 2

Получение гидроксида свинца (II) и изучение его свойств

В две пробирки с раствором соли свинца (II) (2 – 3 капли в каждой) добавить по каплям раствор гидроксида натрия до выпадения осадка. Отметить цвет осадка. Растворить осадок, добавляя растворы: в первую пробирку – кислоты, во вторую – щелочи. Написать уравнения реакций.

Опыт 3

Амфотерные свойства гидроксида свинца (IV)

а) *Получение раствора плюмбата натрия.* В тигель поместить два микрошпателя порошка оксида свинца (IV) и 10 – 15 капель 40%-ного раствора гидроксида натрия. Тигель поставить на асбестированную сетку и нагревать 2 – 3 минуты на небольшом пламени горелки. Дать раствору остыть и осторожно пипеткой отделить в пробирку 5 – 10 капель прозрачного раствора от непрореагировавшего оксида свинца (IV). Полученный раствор плюмбата натрия использовать в следующем опыте.

Написать уравнение реакции получения плюмбата натрия Na_2PbO_3 при взаимодействии оксида свинца (IV) с гидроксидом натрия.

б) *Получение хлорида свинца (IV) и его разложение.* К полученному в предыдущем опыте раствору плюмбата натрия добавить по каплям концентрированную соляную кислоту. Отметить изменение в растворе плюмбата натрия. Написать уравнения реакций.

Опыт 4

Окислительные свойства Pb^{4+}

а) *Окисление сульфата железа (II).* В пробирку внести один микрошпатель оксида свинца (IV), 3 – 5 капель раствора серной кислоты и 5 – 6 капель сульфата железа (II). Пробирку осторожно нагреть до частичного растворения оксида или до получения белого осадка сульфата свинца (II). С помощью известных вам реакций убедиться, что окислительное число железа изменилось от +2 до +3.

б) *Окисление сульфата хрома (III) (в щелочной среде)*. В пробирку поместить один микрошпатель порошка оксида свинца (IV) и 10 капель 40%-ного раствора гидроксида натрия. Пробирку осторожно нагреть. В горячий раствор влить две капли раствора сульфата хрома (III) и снова нагреть пробирку. Написать уравнение реакции, учитывая, что хромат и сульфат свинца (II) нерастворимы в воде и растворимы в щелочах.

Работа 29

МЕДЬ

Задание для домашней подготовки. Повторить общую характеристику меди на основе строения атома и положения в периодической системе элементов, химические свойства меди, характеристику основных соединений меди. Медь как активный комплексообразователь.

Приборы и реактивы. Тигельные щипцы, медь (проволока и стружка), фарфоровая соломка, крахмальный клейстер, штатив с пробирками, горелка, лакмусовая бумага (красная и синяя). Растворы: соляной кислоты 2 н. и концентрированной, серной кислоты 2 н. и концентрированной, азотной кислоты 2 н. и концентрированной, гидроксида натрия 2 н., сульфата меди 0,5 н., иодида калия 0,5 н., сульфита натрия 0,5 н., гидроксида аммония 2 н., гексацианоферрата (II) калия 0,5 н., хлорида меди (II) 2 н., сульфата цинка 2 н., хлорида железа (III) 2 н., сульфата алюминия 2 н., карбоната натрия 0,5 н.

Опыт 1

Взаимодействие меди с кислотами

В три пробирки поместить по кусочку меди и по 5 капель 2 н. растворов кислот: в первую – соляной, во вторую – серной, в третью – азотной. Во всех ли пробирках появилось сине-голубое окрашивание, характерное для ионов меди Cu^{2+} ? Почему медь не взаимодействует с разбавленными растворами соляной и серной кислот? Написать уравнение реакции взаимодействия меди с азотной кислотой, учитывая, что азотная кислота восстанавливается преимущественно до оксида азота (II).

Слить разбавленные кислоты, ополоснуть пробирки, оставив в них кусочки меди, и влить по 5 капель концентрированных растворов тех же

кислот. Проследить при комнатной температуре, во всех ли пробирках протекает реакция, если реакция не идет, слегка нагреть их на пламени горелки. Обратит внимание на резкий запах оксида серы (IV), выделяющегося при взаимодействии меди с серной кислотой, и на бурю окраску оксида азота (IV) в пробирке с азотной кислотой. Написать уравнения протекающих реакций.

Опыт 2

Получение гидроксида меди (II) и исследование его свойств

а) *Термическая неустойчивость гидроксида меди (II)*. Получить гидроксид меди (II) взаимодействием 5 капель 0,5 н. раствора сульфата меди (II) и 3 капель 2 н. раствора гидроксида натрия. Каков цвет осадка? Пробирку слегка нагреть. Как изменился цвет осадка при превращении гидроксида в оксид меди (II)?

Написать уравнения реакций получения гидроксида меди (II) и его разложения при нагревании.

б) *Химические свойства гидроксида меди (II)*. Получить гидроксид меди (II) в двух пробирках способом, описанным в опыте 1. В одну пробирку прибавить 5 капель 2 н. раствора гидроксида натрия, а в другую – такой же объем 2 н. раствора серной кислоты. В каком случае растворился осадок гидроксида меди (II)? Написать уравнение реакции. Какой вывод можно сделать на основании наблюдений о химических свойствах гидроксида меди (II)?

Опыт 3

Обнаружение ионов Cu^{2+} в растворе

а) *Получение гексацианоферрата (II) меди $Cu_2[Fe(CN)_6]$* . В четыре пробирки внести по 5 капель 2 н. растворов солей: в первую – сульфата меди (II), во вторую – хлорида меди (II), в третью – сульфата цинка, в четвертую – хлорида железа (III). Затем в каждую пробирку добавить по 3 – 4 капли раствора гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$. Наблюдать образование осадков во всех пробирках, отметить их цвет. Результаты наблюдения занести в табл. 8, учитывая, что в растворе взаимодействуют катионы металлов и анионы $[Fe(CN)_6]^{4-}$, сделать соответствующие выводы.

Обладает ли действие $K_4[Fe(CN)_6]$ на ион Cu^{2+} специфичностью? Написать уравнения всех реакций.

Т а б л и ц а 8

Формула соли	Формула полученного осадка	Цвет осадка
CuSO_4	$\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	
CuCl_2	$\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	
ZnSO_4	$\text{Zn}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	
FeCl_3	$\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$	

б) *Получение аммиачных комплексов меди (II)*. В четыре пробирки внести по 5 капель растворов солей: в первую – сульфата меди (II), во вторую – хлорида меди (II), в третью – сульфата алюминия, в четвертую – хлорида железа (III). Затем в каждую пробирку добавить избыток раствора аммиака (5 – 6 капель концентрированного раствора). Результаты наблюдений занести в табл. 9, учитывая, что реакция взаимодействия раствора аммиака с солями меди протекает через стадию образования основных солей (голубой осадок, растворяющийся при встряхивании пробирки) до получения прозрачного раствора комплексной соли, содержащей катион $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$; при взаимодействии с солями алюминия и железа образуются гидроксиды. Написать уравнения реакций.

Сделать выводы, подчеркнув специфичность действия раствора аммиака на ионы Cu^{2+} и высокую чувствительность реакции.

Т а б л и ц а 9

Формула соли	Формула полученного соединения	Цвет полученного соединения
CuSO_4		
CuCl_2		
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$		
FeCl_3		

в) *Контрольный опыт*. Используя качественные реакции на ион Cu^{2+} (опыты 3а, 3б), обнаружить присутствие его в анализируемых растворах (растворы получить у преподавателя). Написать ионные уравнения реакций, используемых для открытия иона меди (II).

Опыт 4

Гидролиз солей меди (II)

а) *Гидролиз сульфата меди (II)*. Взять полоски синей и красной лакмусовой бумажки и нанести на них по 2 капли раствора сульфата меди (II). Определить, в каком случае изменяется цвет лакмуса.

Повторить опыт с нитратом или хлоридом меди (II). Сделать вывод относительно реакции среды в растворах средних солей меди (II). Указать причину и написать уравнения соответствующих реакций. Каким, слабым или сильным, основанием является гидроксид меди (II)?

б) *Образование карбоната гидроксида меди (II)*. Налить в пробирку 3 капли раствора сульфата меди (II) и столько же раствора карбоната натрия. Выпавший зеленый осадок $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ является продуктом совместного гидролиза соли меди и соды. Почему при взаимодействии солей меди (II) в растворах с содой не получается средний карбонат меди (II)? Почему медные предметы при длительном хранении на воздухе покрываются зеленым налетом?

Написать уравнения соответствующих реакций.

УПРАЖНЕНИЯ И ЗАДАЧИ К ТЕМАМ ОБЩЕТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА

Классы неорганических соединений

1. Дать названия следующим соединениям. Определить, к какому классу соединений они относятся. Определить валентность и степень окисления каждого элемента в соединениях:

- 1) H_2S , P_2O_5 , ZnSO_3 , $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$, MnO_3 , $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Ti}(\text{OH})_4$
- 2) NH_4SCN , Cs_2O , K_2HPO_4 , K_2O_2 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, FeOHSO_4
- 3) MgS , NaCN , $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Li_2O , KH_2PO_4 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $[\text{Cr}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$
- 4) H_2CrO_4 , K_2HAsO_3 , LiBr , V_2O_3 , PbOHNO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Ti}(\text{SO}_4)_2$
- 5) CCl_4 , MgHPO_4 , NaPO_3 , FeS_2 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, V_2O_5 , $\text{BiOH}(\text{NO}_3)_2$
- 6) Mg_3N_2 , LiCl , Mn_2O_7 , Ca_2SiO_4 , $(\text{BeOH})_2\text{CO}_3$, H_2CrO_4 , $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$
- 7) BaO_2 , H_3AsO_4 , $\text{Co}(\text{OH})_2$, NiS , TiCl_4 , NaHSiO_3 , SnOHNO_3
- 8) $\text{La}(\text{NO}_3)_3$, MnO , CrOHCl_2 , CaC_2 , HClO_4 , KMnO_4 , $\text{Fe}(\text{CN})_3$
- 9) ZrO_2 , FeCO_3 , $\text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$, Na_2S , NiOHNO_2 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Ca_3P_2
- 10) H_3AsO_3 , Fe_2O_3 , CaF_2 , NaHCO_3 , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, HClO_2 , $\text{Al}(\text{OH})_3$
- 11) SO_3 , $\text{Ni}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{HSO}_3)_2$, HNO_2 , $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$, TiCl_3 , Mg_3P_2
- 12) CuI_2 , HClO_3 , K_2SiO_3 , $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$, W_2C , $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{NO}_3$, Mn_2O_3
- 13) $\text{Be}(\text{OH})_2$, HCNS , NiCl_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$, $\text{Ca}(\text{HS})_2$, CaOHCl_2 , K_2O_2
- 14) H_2SiO_3 , Na_2CO_3 , Mo_2O_3 , SiC , $\text{Ca}(\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_7)_2$, $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Bi}(\text{OH})_3$
- 15) H_3PO_4 , Mn_2O_3 , $\text{CrOH}(\text{NO}_3)_2$, $(\text{NH}_4)\text{HSO}_3$, KI , Na_2CrO_4 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$

2. Написать эмпирические и графические формулы следующих соединений:

1) гидрид кальция, дифосфорная кислота, гидроксид бария, дихлоридгидроксид алюминия, дигидроортофосфат магния, оксид фосфора (V), цианид калия;

2) дихромат бария, оксид стронция, фосфид кальция, пероксид калия, нитратдигидроксид алюминия, дигидроортоборат натрия, гидроксид свинца (II);

3) сульфит натрия, гидроксид бария, хлористая кислота, гидрокарбонат стронция, сульфатгидроксид хрома (III), хлорид свинца (II);

4) дикарбид кальция, хлорид титана (IV), хлорная кислота, сульфид аммония, хлоргидроксид меди (II), дигидросиликат калия, оксид марганца (VI);

5) перхлорат калия, силицид магния, гидроортофосфат кадмия, мышьяковая кислота, гидроксид магния, сульфатгидроксид никеля (II), оксид серы (VI);

6) манганат калия, пероксид натрия, оксид хрома (VI), дигидроарсенит кадмия, сульфатгидроксид меди (II), хлорноватая кислота, гидроксид меди (II);

7) дифосфат кальция, гидроксид ванадия (III), бромид фосфора (V), гидросульфид кальция, хлоридгидроксид хрома (III), хлорноватистая кислота, оксид хлора (I);

8) оксид мышьяка (III), гипохлорит натрия, карбид железа, цианистоводородная кислота, гидросульфид алюминия, гидроксид кобальта (II), нитритгидроксид хрома (III);

9) метафосфат магния, дигидроортоборат калия, хлорид фосфора (V), оксид молибдена (IV), мышьяковистая кислота, нитридгидроксид хрома (III), гидроксид стронция;

10) сульфид бария, хромат калия, гидроксид титана (IV), хлорогидроксид кобальта (II), гидросульфат аммония, сероводородная кислота, карбид магния;

11) хромат серебра (I), надпероксид калия, гидроортофосфат железа (II), сульфид молибдена (IV), роданистоводородная кислота, карбид вольфрама, сульфидгидроксид кальция;

12) перманганат калия, гидрокарбонат лития, дигидрид магния, оксид марганца (VI), азотистая кислота, сульфитгидроксид титана (II), карбид кремния;

13) гидроортоарсенат меди (II), метафосфорная кислота, иодид натрия, оксид вольфрама (VI), нитритгидроксид меди (II), хлорид железа (III), арсенид меди;

14) метакремниевая кислота, борид магния, арсенат кальция, бромидгидроксид хрома (III), оксид азота (II), гидродифосфат кальция, гидроксид ванадия (IV);

15) селенид водорода, метафосфат аммония, пероксид натрия, сульфат гидроксида меди (II), оксид хрома (VI), гидрометасиликат натрия, карбид магния.

Определение эквивалентных масс

1. Вычислить эквивалентные массы следующих соединений:

- | | |
|---|--|
| 1) H_2SeO_4 , AlCl_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$ | 9) HCN , K_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ |
| 2) HNO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ni}(\text{OH})_2$ | 10) HClO , Na_2SO_3 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$ |
| 3) H_3PO_4 , K_2CO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$ | 11) HNO_2 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Co}(\text{OH})_3$ |
| 4) H_2S , K_3PO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$ | 12) H_2SiO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ |
| 5) H_2SO_3 , $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ | 13) HClO_2 , MgS , $\text{Zn}(\text{OH})_2$ |
| 6) H_3AsO_4 , $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{Bi}(\text{OH})_3$ | 14) HClO_3 , FeBr_3 , NH_4OH |
| 7) HClO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NaOH | 15) HBrO_3 , NaPO_3 , $\text{Pb}(\text{OH})_2$ |
| 8) HSCN , K_2CrO_4 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$ | |

2. Решить следующие задачи.

1. При восстановлении 2,17 г оксида марганца (IV) металлическим алюминием получилось 1,7 г оксида алюминия. Вычислить эквивалентную массу марганца.

2. При восстановлении водородом 7,2 г оксида металла образуется 1,8 г воды. Определить эквивалентную массу металла.

3. Магний массой 1,46 г и железо массой 3,4 г вытесняют из кислот одинаковые количества водорода. Найти эквивалентную массу железа.

4. При взаимодействии 0,8 г гидразина и 2,45 г серной кислоты образовалось 3,25 г соли. Вычислить эквиваленты гидразина и образовавшейся соли.

5. При нейтрализации кислоты едким натром на 1,125 г кислоты расходуется 1 г сухого едкого натра. Вычислить эквивалент кислоты.

6. Металл массой 0,432 г образует с хлором 0,574 г хлорида. Вычислить эквивалентную массу металла, приняв эквивалент хлора равным 35,5.

7. На нейтрализацию 0,943 г фосфористой кислоты израсходовано 1,288 г NaOH . Вычислить эквивалентную массу кислоты.

8. Оксид металла содержит 20,48 % кислорода, а соединение того же металла с фтором – 48,72 % фтора. Рассчитать из этих данных эквивалент фтора.

9. Вычислить эквивалент серы в соединении ее с железом, если на 0,165 г серы приходится 0,279 г железа и если степень окисления железа равна 2.

10. При восстановлении 1,1 г оксида олова водородом получено 0,28 г воды. Определить эквивалент олова.

11. Найти эквивалент металла, если известно, что при взаимодействии 8 г этого металла с водой выделилось 3,36 л водорода при нормальных условиях (н.у).

12. Сколько литров водорода при н.у. выделится при растворении в соляной кислоте 10 г металла с эквивалентом 9,0?

13. Металл массой 1,22 г вытеснил из раствора соли 5,62 г другого металла. Полученный металл был растворен в кислоте, при этом выделилось 1,12 л водорода (н.у.). Определить эквиваленты первого и второго металлов.

14. Вычислить эквивалент хлора в литрах, зная, что 0,824 г меди соединяются с 291 мл хлора, измеренного при н.у., а валентность меди равна 2.

15. Для растворения некоторого металла потребовалось 14,7 г серной кислоты, эквивалент которой равен 49. Определить объем выделившегося водорода в литрах.

Растворы

1. Рассчитать, сколько граммов вещества необходимо взять для приготовления:

- | | |
|---|---|
| 1) 120 мл 0,5 н. раствора Na_2CO_3 | 9) 400 мл 0,15 н. раствора $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ |
| 2) 80 мл 0,8 н. раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ | 10) 140 мл 0,65 М раствора NaHCO_3 |
| 3) 230 мл 0,4 н. раствора CuSO_4 | 11) 180 мл 0,7 н. раствора $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ |
| 4) 400 мл 0,2 н. раствора AlCl_3 | 12) 45 мл 30%-ного раствора Na_2SO_4 |
| 5) 150 мл 0,3 н. раствора K_3PO_4 | 13) 90 мл 0,25 н. раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ |
| 6) 160 мл 1,3 М раствора K_2SO_4 | 14) 180 мл 0,45 М раствора $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ |
| 7) 125 мл 0,8 М раствора CrCl_3 | 15) 420 мл 0,6 н. раствора ZnCl_2 |
| 8) 600 мл 10%-ного раствора CH_3COONa | |

2. Рассчитать, сколько миллилитров воды необходимо прибавить:

- 1) 120 мл 0,5 н. раствора Na_2CO_3 для получения 0,1 М раствора соли;
- 2) 80 мл 0,8 н. раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ для получения 0,1 М раствора соли;
- 3) 230 мл 0,4 М раствора CuSO_4 для получения 0,3 н. раствора соли;
- 4) 400 мл 0,2 н. раствора AlCl_3 для получения 0,05 М раствора соли;
- 5) 150 мл 0,3 н. раствора K_3PO_4 для получения 0,05 М раствора соли;
- 6) 160 мл 1,3 М раствора K_2SO_4 для получения 1,1 н. раствора соли;
- 7) 125 мл 0,8 М раствора CrCl_3 для получения 0,5 н. раствора соли;
- 8) 600 мл 10%-ного раствора CH_3COONa для получения 0,1 н. раствора соли;
- 9) 40 мл 0,1 н. раствора $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ для получения 0,01 М раствора соли;

- 10) 140 мл 0,65 М раствора NaHCO_3 для получения 0,5 н. раствора соли;
- 11) 180 мл 0,7 н. раствора $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ для получения 0,1 М раствора соли;
- 12) 45 мл 30%-ного раствора Na_2SO_4 для получения 0,2 н. раствора соли;
- 13) 90 мл 0,2 н. раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ для получения 0,01 М раствора соли;
- 14) 180 мл 0,4 М раствора $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ для получения 0,2 н. раствора соли;
- 15) 420 мл 0,6 н. раствора ZnCl_2 для получения 0,1 М раствора соли.

3. Определить новую (молярную) концентрацию при смешивании двух растворов:

- 1) 100 мл 0,3 н. раствора HCl и 150 мл 20%-ного раствора этой кислоты;
- 2) 200 мл 0,1 н. раствора H_2SO_4 и 150 мл 0,2 М раствора этой кислоты;
- 3) 150 мл 0,5 н. раствора AlCl_3 и 150 мл 0,8 М раствора этой соли;
- 4) 40 мл 20 %-ной H_2SO_4 и 120 мл 0,3 н. раствора этой кислоты;
- 5) 400 мл 0,5 н. раствора Na_2CO_3 и 150 мл 0,8 М раствора этой соли;
- 6) 125 мл 1 н. раствора HNO_3 и 200 мл 10%-ного раствора этой кислоты;
- 7) 75 мл 0,8 М раствора CrCl_3 и 400 мл 0,3 н. раствора этой соли;
- 8) 300 мл 0,3 н. раствора CuSO_4 и 250 мл 10%-ного раствора этой соли;
- 9) 140 мл 0,6 н. раствора NaNO_3 и 240 мл 0,3 М раствора этой соли;
- 10) 180 мл 0,5 М раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и 130 мл 0,4 н. раствора этой соли;
- 11) 45 мл 0,2 н. раствора Na_2SO_4 и 90 мл 10%-ного раствора этой соли;
- 12) 90 мл 0,25 н. раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ и 180 мл 0,3 М раствора этой соли;
- 13) 180 мл 0,45 М раствора $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ и 100 мл 0,5 н. раствора этой соли;
- 14) 420 мл 0,6 н. раствора ZnCl_2 и 250 мл 0,3 М раствора этой соли.

Окислительно-восстановительные реакции

1. Закончить уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций:

- | | |
|--|--|
| 1) $\text{Al} + \text{KBrO} + \text{KOH} =$ | 9) $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ |
| 2) $\text{Al} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 =$ | 10) $\text{FeCl}_2 + \text{HNO}_3(\text{разб}) + \text{HCl} =$ |
| 3) $\text{F}_2 + \text{Be} + \text{KOH} =$ | 11) $\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{HNO}_3 =$ |
| 4) $\text{NaI} + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} =$ | 12) $\text{Al} + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} =$ |
| 5) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HNO}_3 =$ | 13) $\text{KCrO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} =$ |
| 6) $\text{Be} + \text{KMnO}_4 + \text{NaOH} =$ | 14) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ |
| 7) $\text{MgI}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ | 15) $\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HNO}_3 =$ |
| 8) $\text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HNO}_3 =$ | |

2. Определить, возможны ли следующие окислительно-восстановительные реакции. Если реакция возможна, закончить уравнение:

- 1) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} =$
- 2) $\text{SnCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} =$
- 3) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaCrO}_2 + \text{NaOH} =$
- 4) $\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{HNO}_3 =$
- 5) $\text{SO}_2 + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} =$
- 6) $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} =$
- 7) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- 8) $\text{NH}_4\text{I} + \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HNO}_3 =$

- 9) $\text{Na}_2\text{S} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- 10) $\text{NaBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- 11) $\text{KI} + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- 12) $\text{HCrO}_2 + \text{KBrO}_3 + \text{HCl} =$
- 13) $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{NaBrO}_4 + \text{HNO}_3 =$
- 14) $\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{NaOH} =$
- 15) $\text{KNO}_2 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{KOH} =$

Комплексные соединения

1. Дать полную характеристику следующих комплексных соединений, а также определить валентность и координационное число комплексообразователя, все виды химической связи и тип гибридизации валентных орбиталей, а также пространственную структуру комплекса; написать уравнение диссоциации и выражение константы нестойкости комплекса, рассмотреть комплекс с позиций метода молекулярных орбиталей:

- 1) $\text{K}_2[\text{Pt}(\text{NO}_2)_2(\text{OH})_2]$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$
- 2) $\text{K}_2[\text{Pt}(\text{CNS})_2(\text{NO})_2]$; $[\text{Os}(\text{NH}_3)_4\text{Br}_2]$
- 3) $\text{K}_2[\text{Pt}(\text{NO}_2)\text{Br}_2\text{Cl}]$; $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$
- 4) $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$; $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_2]\text{Cl}_2$
- 5) $\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_6]$; $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_3\text{NO}_3]\text{NO}_3$
- 6) $(\text{NH}_4)_2[\text{Ti}(\text{OH})_4]$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4]\text{Cl}$
- 7) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})(\text{CN})_5]$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$
- 8) $\text{K}_2[\text{Pt}(\text{CNS})_2(\text{NO}_2)_2]$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$
- 9) $(\text{NH}_4)_2[\text{Pd}(\text{CN})_4]$; $[\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_2$
- 10) $\text{K}_2[\text{Pd}(\text{CNS})_4]$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}_3$
- 11) $\text{Cs}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$; $[\text{Pd}(\text{H}_2\text{O})_2\text{ClBr}]$
- 12) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_2](\text{NO}_3)_2$; $\text{Na}_2[\text{PtCl}_4]$
- 13) $\text{Na}_2[\text{PtNO}_2\text{BrCl}_2]$; $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$
- 14) $\text{Mg}[\text{Pt}(\text{NO}_2)_4]$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_2]\text{Cl}$
- 15) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $[\text{Ru}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}$

2. Решить следующие задачи:

1. Вычислить концентрацию ионов серебра в 0,1 М растворе $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, если константа нестойкости равна $5,89 \cdot 10^{-8}$. Кроме комплекса в растворе содержится аммиак, 5 г/л.

2. Константа нестойкости иона $[\text{CdI}_4]^{2-}$ равна $7,94 \cdot 10^{-7}$. Вычислить концентрацию ионов кадмия в 0,1 М растворе, содержащем еще 0,1 моль иодида калия в 1 л раствора.

3. Константа нестойкости иона $[\text{AlF}_6]^{3-}$ равна $1,45 \cdot 10^{-20}$. Какая масса алюминия в виде ионов содержится в 250 мл 0,24 н. раствора $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$, содержащем еще 2,5 г фторида калия?

4. Определить концентрацию ионов цинка в 500 мл 0,05 М растворе $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$, содержащем еще 0,05 моль KCN. Степень диссоциации KCN равна 85 %, а константа нестойкости $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$ равна $1 \cdot 10^{-16}$.

5. Константа нестойкости $[\text{HgI}_4]^{2-}$ равна $1,4 \cdot 10^{-30}$. Определить, сколько граммов ртути в виде ионов содержится в 100 мл 0,01 М растворе $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$, в котором содержится еще 5 г NaI. Выпадет ли осадок $\text{Hg}(\text{OH})_2$, если к этому раствору добавить 0,0001 моль гидроксида калия, если $\text{P}r\text{Hg}(\text{OH})_2 = 10^{-26}$?

6. Вычислить ΔG° процесса $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Ni}^{2+} + 4\text{CN}^-$, если константа нестойкости равна $1 \cdot 10^{-22}$ при 20 °С.

7. Константа нестойкости $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ при 25 °С равна $7,08 \cdot 10^{-16}$. Рассчитать ΔG° процесса $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$ и показать, какая реакция может протекать самопроизвольно в растворе.

8. Изменение энергии Гиббса для процесса $[\text{Cu}(\text{CN})_2]^- \leftrightarrow \text{Cu}^+ + 2\text{CN}^-$ при 25 °С равно 137 кДж/моль. Вычислить константу нестойкости комплекса.

9. Произойдет ли образование осадка карбоната цинка, если к 0,005 М раствору $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$, содержащему еще 0,05 моль NH_4OH , прибавить равный объем 0,001 М раствора K_2CO_3 ? K_{H} комплекса равна $1 \cdot 10^{-24}$, а $\text{P}r\text{ZnCO}_3 = 6 \cdot 10^{-11}$.

10. При какой концентрации ионов S^{2-} произойдет выпадение осадка FeS из 0,003 М растворе $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, содержащем еще 0,01 моль KCN в 2 л раствора, если $\text{P}r\text{FeS} = 3,7 \cdot 10^{-19}$, а K_{H} комплекса равна $1 \cdot 10^{-24}$?

11. Произойдет ли образование осадка CaCO_3 , если к 2 л 0,05 М раствора $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$, содержащего избыток 0,6 М KCN, добавить 1 л 0,03 М раствора K_2CO_3 ? K_{H} комплекса равна $7,66 \cdot 10^{-16}$, $\text{P}r\text{CdCO}_3 = 2,5 \cdot 10^{-14}$.

12. Какая масса NaCN должна содержаться в 1 л раствора $\text{Na}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$, чтобы прибавление 0,004 г NaOH к 2 л раствора не вызвало образование осадка $\text{Ni}(\text{OH})_2$? $\text{PPrNi}(\text{OH})_2 = 1,6 \cdot 10^{-14}$, K_{H} комплекса равна $1 \cdot 10^{-22}$.

13. Константа нестойкости $[\text{HgCl}_4]^{2-}$ равна $6,03 \cdot 10^{-16}$. Образуется ли осадок сульфида ртути (II), если к 1 л 0,005 М раствора соли $\text{K}_2[\text{HgCl}_4]$, содержащего 0,002 моль KCl, добавить 1 л 0,005 М раствора K_2S ? Образуется ли осадок гидроксида ртути (II), если к 1 л этого раствора добавить 0,02 моль KOH? $\text{PPrHgS} = 4 \cdot 10^{-53}$, $\text{PPrHg}(\text{OH})_2 = 1 \cdot 10^{-26}$.

Энергетика химических процессов

Вычислить ΔH° , ΔS° и ΔG° приведенных ниже реакций. Сделать вывод о возможности протекания приведенных реакций в указанном направлении при 25 °С. Если реакция при комнатных условиях не идет, выяснить, пойдет ли реакция при других температурах.

1. $\text{CuO}(\text{тв}) + \text{H}_2(\text{г}) = \text{Cu}(\text{тв}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$
2. $\text{FeO}(\text{тв}) + \text{H}_2(\text{г}) = \text{Fe}(\text{тв}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$
3. $\text{CuO}(\text{тв}) + \text{CO}(\text{г}) = \text{Cu}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{г})$
4. $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв}) + 2\text{Al}(\text{тв}) = 2\text{Fe}(\text{тв}) + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{тв})$
5. $2\text{NaOH}(\text{тв}) + \text{C}(\text{тв}) = 2\text{Na}(\text{тв}) + \text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$
6. $2\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{тв}) + 2\text{Fe}(\text{тв}) = 4\text{Na}(\text{тв}) + \text{FeO}(\text{тв}) + 2\text{CO}_2(\text{г})$
7. $4\text{FeS}(\text{тв}) + 7\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв}) + 4\text{SO}_2(\text{г})$
8. $2\text{PbS}(\text{тв}) + \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв}) + 3\text{C}(\text{тв}) = 2\text{Pb}(\text{тв}) + 2\text{FeS}(\text{тв}) + 3\text{CO}(\text{г})$
9. $4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$
10. $\text{PbS}(\text{тв}) + 4\text{O}_3(\text{г}) = \text{PbSO}_4(\text{тв}) + 4\text{O}_2(\text{г})$
11. $2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + \text{SO}_2(\text{г}) = 3\text{S}(\text{тв}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$
12. $4\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{тв}) + \text{O}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = 4\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{тв})$
13. $2\text{ZnS}(\text{тв}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{ZnO}(\text{тв}) + 2\text{SO}_2(\text{г})$
14. $\text{SnO}_2(\text{тв}) + \text{CO}(\text{г}) = \text{SnO}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{г})$
15. $\text{PbS}(\text{тв}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{PbO}(\text{тв}) + 2\text{SO}_2(\text{г})$

Скорость химических реакций

1. Во сколько раз изменится скорость реакции, если концентрацию второго вещества уменьшить в два раза?

- 1) $\text{O}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$
- 2) $2\text{NO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{NOCl}(\text{г})$
- 3) $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + \text{Br}_2(\text{г}) = \text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2(\text{г})$

2. Рассчитать, во сколько раз изменится скорость реакции, если увеличить концентрации обоих веществ в два раза:

- 1) $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г})$
- 2) $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$
- 3) $2\text{NO}(\text{г}) + \text{Br}_2(\text{г}) = 2\text{NOBr}(\text{г})$
- 4) $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = \text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2(\text{г})$

3. Определить, изменится ли скорость реакции, если в следующих системах концентрацию первого вещества увеличить в два раза, а второго – уменьшить в два раза:

- | | |
|---|---|
| 1) $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г})$ | 5) $2\text{NO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{NOCl}(\text{г})$ |
| 2) $\text{O}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ | 6) $2\text{F}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{F}_2\text{O}(\text{г})$ |
| 3) $\text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = \text{COCl}_2(\text{г})$ | 7) $\text{Cl}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) = 2\text{HCl}(\text{г})$ |
| 4) $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$ | 8) $\text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) = \text{C}_2\text{H}_4(\text{г})$ |

4. В определенный момент времени концентрация первого вещества стала 0,05 моль/л, второго – 0,025 моль/л, продукта реакции 0,01 моль/л. Найти концентрации участвующих в реакции веществ в момент, когда концентрация первого вещества уменьшится на 0,012 моль/л для следующих гомогенных реакций:

- | | |
|---|---|
| 1) $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ | 5) $\text{O}_2 + 2\text{CO} = 2\text{CO}_2$ |
| 2) $2\text{F}_2 + \text{O}_2 = 2\text{F}_2\text{O}$ | 6) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ |
| 3) $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{H}_2 = \text{C}_2\text{H}_4$ | 7) $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{Br}_2 = \text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$ |
| 4) $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ | 8) $\text{CO} + \text{Br}_2 = \text{COBr}_2$ |

5. Определить, во сколько раз изменится скорость нижеприведенных в общем виде гомогенных реакций, если одновременно увеличивать давление в два раза и повысить температуру на 30 °С.

- | | |
|--|--|
| 1) $\text{A} + 2\text{B} = \text{AB}_2$; $\gamma = 2,5$ | 5) $2\text{A} + \text{B} = \text{A}_2\text{B}$; $\gamma = 2,7$ |
| 2) $3\text{A} + \text{B} = \text{A}_3\text{B}$; $\gamma = 2$ | 6) $2\text{A} + 3\text{B} = \text{A}_2\text{B}_3$; $\gamma = 3,5$ |
| 3) $\text{A} + 3\text{B} = \text{AB}_3$; $\gamma = 3$ | 7) $2\text{A} + 2\text{B} = \text{A}_2\text{B}_2$; $\gamma = 2,4$ |
| 4) $3\text{A} + 2\text{B} = \text{A}_3\text{B}_2$; $\gamma = 3,2$ | |

Химическое равновесие

Определить, в какую сторону сместится равновесие в следующих системах: а) при повышении давления; б) повышении температуры; в) одновременном повышении давления в два раза и повышении температуры на 30 °С (значение γ принять равным 2):

- 1) $\text{COCl}_2 \leftrightarrow \text{CO} + \text{Cl}_2$; $\Delta\text{H}_{\text{х.р}} = +112,9 \text{ кДж}$

- 2) $2\text{CO} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{C}$; $\Delta H_{\text{X.P}} = -168,1$ кДж
- 3) $2\text{SO}_3 \leftrightarrow 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$; $\Delta H_{\text{X.P}} = +192,3$ кДж
- 4) $2\text{HBr} \leftrightarrow \text{H}_2 + \text{Br}_2$; $\Delta H_{\text{X.P}} = +71,1$ кДж
- 5) $\text{N}_2 + 3\text{NH}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$; $\Delta H_{\text{X.P}} = -91,96$ кДж
- 6) $\text{PCl}_5 \leftrightarrow \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$; $\Delta H_{\text{X.P}} = +129,6$ кДж
- 7) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$; $\Delta H_{\text{X.P}} = +179,7$ кДж
- 8) $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$; $\Delta H_{\text{X.P}} = -41,8$ кДж
- 9) $\text{H}_2 + \text{F}_2 \leftrightarrow 2\text{HF}$; $\Delta H_{\text{X.P}} = -535$ кДж
- 10) $2\text{HCl} \leftrightarrow \text{H}_2 + \text{Cl}_2$; $\Delta H_{\text{X.P}} = +183,9$ кДж
- 11) $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{PCl}_5$; $\Delta H_{\text{X.P}} = -129,6$ кДж
- 12) $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$; $\Delta H_{\text{X.P}} = +50,16$ кДж
- 13) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$; $\Delta H_{\text{X.P}} = -192,3$ кДж
- 14) $\text{CO}_2 + \text{C} \leftrightarrow 2\text{CO}$; $\Delta H_{\text{X.P}} = +168,1$ кДж
- 15) $2\text{NH}_3 \leftrightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$; $\Delta H_{\text{X.P}} = +91,96$ кДж

Определение pH растворов

1. Рассчитать концентрацию анионов при указанном значении pH в 0,01 М растворе следующих кислот:

- | | |
|----------------------------|--------------------------------|
| 1) борной, pH = 3,5 | 9) сернистой, pH = 6,2 |
| 2) двухромовой, pH = 4,25 | 10) селеновой, pH = 5,9 |
| 3) марганцовой, pH = 7,55 | 11) сероводородной, pH = 5,8 |
| 4) мышьяковой, pH = 5,2 | 12) селенистой, pH = 5,2 |
| 5) мышьяковистой, pH = 5,4 | 13) ортофосфорной, pH = 9,0 |
| 6) хромовой, pH = 10,5 | 14) дифосфорной, pH = 8,0 |
| 7) угольной, pH = 7,9 | 15) селеноводородной, pH = 6,0 |
| 8) тиосерной, pH = 7,8 | |

2. Рассчитать концентрацию недиссоциированных молекул при указанном значении pH в 0,05 М растворе следующих кислот:

- | | |
|----------------------------|-----------------------------------|
| 1) азотной, pH = 0,5 | 9) мышьяковистой, pH = 4,2 |
| 2) борной, pH = 1,5 | 10) плавиковой, pH = 4,3 |
| 3) двухромовой, pH = 2,6 | 11) сероводородной, pH = 5,3 |
| 4) хромовой, pH = 8,9 | 12) сернистой, pH = 5,6 |
| 5) ортофосфорной, pH = 7,6 | 13) селенистой, pH = 4,9 |
| 6) тиосерной, pH = 6,6 | 14) роданистоводородной, pH = 4,6 |
| 7) марганцовой, pH = 4,2 | 15) угольной, pH = 6,9 |
| 8) мышьяковой, pH = 3,9 | |

Гидролиз солей

Написать в молекулярной и краткой ионной форме уравнения гидролиза нижеприведенных солей. Если гидролиз идет по стадиям, написать уравнения гидролиза по стадиям. Указать условия, при которых происходит каждая стадия. Указать, как изменяется рН среды:

- 1) хлорид алюминия, ацетат натрия, сульфид алюминия;
- 2) нитрат кобальта (II), карбонат натрия, ортофосфат аммония;
- 3) нитрат никеля (II), сульфид натрия, карбонат аммония;
- 4) хлорид меди (II), ортофосфат натрия, ацетат железа (II);
- 5) сульфат аммония, борат натрия, ацетат железа (III);
- 6) нитрат железа (III), цианид натрия, ацетат никеля (II);
- 7) нитрат свинца (II), силикат натрия, ацетат марганца (II);
- 8) хлорид хрома (III), ацетат калия, сульфид аммония;
- 9) сульфат хрома (III), карбонат калия, ацетат цинка;
- 10) сульфат железа (III), сульфид калия, ацетат серебра;
- 11) сульфат цинка, ортофосфат калия, ацетат свинца (II);
- 12) нитрат меди (II), борат калия, ацетат меди (II);
- 13) хлорид железа (III), силикат калия, сульфит аммония;
- 14) нитрат алюминия, цианид калия, ацетат железа (II);
- 15) сульфат меди (II), ацетат кальция, ортофосфат аммония.

Смещение равновесия в растворах электролитов

1. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде между приведенными ниже веществами. Указать, образование какого соединения обуславливает протекание указанных ионных реакций:

- 1) нитратом серебра и бромидом калия;
- 2) нитратом серебра и соляной кислотой;
- 3) ортофосфатом калия и хлоридом алюминия;
- 4) сульфатом натрия и нитратом бария;
- 5) карбонатом натрия и хлоридом кальция;
- 6) нитратом меди (II) и карбонатом калия;
- 7) нитратом железа (III) и ортофосфатом натрия;
- 8) фторидом натрия и нитратом кальция;
- 9) нитратом магния и хлоридом натрия;

- 10) нитратом цинка и сульфатом натрия;
- 11) хлоридом стронция и нитратом цинка;
- 12) сульфитом натрия и ортофосфатом калия;
- 13) гидросульфатом аммония и гидроксидом кальция;
- 14) ортофосфорной кислотой и гидроксидом кальция;
- 15) нитратом кобальта (II) и гидроксидом натрия.

2. Написать ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих между растворами следующих соединений:

- 1) карбоната натрия и хлорида железа (III);
- 2) хлорида хрома (III) и карбоната калия;
- 3) сульфида натрия и сульфата хрома (III);
- 4) хлорида алюминия и теллурида натрия;
- 5) хлорида марганца (II) и сульфида калия;
- 6) карбоната калия и хлорида олова (II);
- 7) нитрата меди (II) и сульфата аммония;
- 8) ортофосфата калия и хлорида хрома (III);
- 9) нитрата серебра и карбоната натрия;
- 10) алюмината калия и хлорида аммония;
- 11) нитрата цинка и цинката калия;
- 12) сульфата алюминия и метаалюмината калия;
- 13) хлорида хрома (III) и метахромита натрия;
- 14) сульфата меди (II) и хромата калия;
- 15) хлорида алюминия и теллурита натрия.

Произведение растворимости

1. Определить, выпадет ли осадок при сливании:

- 1) равных объемов 10^{-6} М нитрата серебра и 10^{-6} н. бромида калия;
- 2) 0,5 л 10^{-6} М нитрата серебра и 1 л 10^{-5} М бромида калия;
- 3) равных объемов 10^{-4} М нитрата серебра и 10^{-4} М хромата калия;
- 4) 0,5 л 10^{-5} М нитрата серебра и 1 л 10^{-5} М роданида натрия;
- 5) равных объемов 10^{-4} М нитрата серебра и 10^{-4} М оксалата калия;
- 6) 0,5 л 10^{-3} М нитрата серебра и 1,5 л 10^{-3} оксалата калия;
- 7) равных объемов 10^{-3} М хлорида кальция и 10^{-3} М серной кислоты;
- 8) 100 мл 10^{-3} М нитрата кальция и 40 мл 10^{-1} М серной кислоты;
- 9) 20 мл 10^{-4} М нитрата висмута (III) и 40 мл 10^{-4} М иодида натрия;

- 10) 5 мл 10^{-2} М хлорида бария и 5 мл 10^{-8} М фторида кальция;
- 11) 10 мл 10^{-4} М хлорида бария и 100 мл 10^{-4} М хромата калия;
- 12) 1 л 10^{-2} М нитрата серебра и 5 л 10^{-2} М дихромата калия;
- 13) 5 мл 10^{-2} М хлорида бария и 5 мл 10^{-2} М фторида калия;
- 14) равных объемов 10^{-4} М хлорида кальция и 10^{-4} М оксалата калия;
- 15) равных объемов 10^{-5} М хлорида бария и 10^{-5} М хромата натрия.

2. Во сколько раз уменьшится концентрация анионов малорастворимой соли, если добавить к насыщенному раствору:

- 1) иодида висмута (III) 0,3 моль/л нитрата висмута (III);
- 2) хромата бария 0,8 моль/л нитрата бария;
- 3) манганата бария 0,6 моль/л хлорида бария;
- 4) сульфита кальция 0,5 моль/л хлорида кальция;
- 5) бромида меди (I) 0,2 моль/л перхлората меди (I);
- 6) сульфата стронция 0,6 моль/л хлорида стронция;
- 7) хромата кальция 0,2 эквивалента нитрата кальция;
- 8) сульфата бария 0,1 эквивалента перхлората бария;
- 9) фторида кальция 0,2 эквивалента хлорида кальция;
- 10) хлорида меди (I) 0,1 моль/л нитрата меди (I);
- 11) иодида меди (I) 0,2 моль/л перхлората меди (I);
- 12) роданида меди (I) 0,2 моль/л перхлората меди (I);
- 13) хромата меди (II) 0,6 эквивалента сульфата меди (II);
- 14) роданида серебра 0,2 эквивалента нитрата серебра;
- 15) фторида магния 0,1 моль/л хлорида магния?

Гальванические элементы

Рассчитать ЭДС следующих гальванических элементов:

- 1) Pt, H_2 / 0,1 н. NH_4OH || 0,01 н. $AuNO_3$ / Au
- 2) Pt, H_2 / 0,01 н. HNO_2 || 0,001 н. $AgNO_3$ / Ag
- 3) Pt, H_2 / 0,001 н. CH_3COOH || 0,1 н. $Pb(NO_3)_2$ / Pb
- 4) Pt, H_2 / раствор с pH = 11 || 0,5 н. $CdCl_2$ / Cd
- 5) Pt, H_2 / 4 мг/мл NaOH || 0,04 н. $Pb(NO_3)_2$ / Pb
- 6) Pt, H_2 / 0,1 н. CH_3COOH || 0,2 н. $FeCl_2$ / Fe
- 7) Pt, H_2 / 0,01 М HCl || 0,02 н. $CdSO_4$ / Cd
- 8) Pt, H_2 / 0,1 н. HI || 0,002 н. $Sn(NO_3)_2$ / Sn
- 9) Pt, H_2 / H_2O || 0,01 н. $Ni(NO_3)_2$ / Ni

- 10) Pt, H₂ / 0,01 н. H₂SO₄ || 0,02 н. CuCl₂ / Cu
- 11) Pt, H₂ / 40 мг/мл NaOH || 0,4 н. ZnSO₄ / Zn
- 12) Pt, H₂ / 0,001 н. NH₄OH || 0,01 н. AlCl₃ / Al
- 13) Pt, H₂ / 0,01 н. KOH || 0,03 н. MnSO₄ / Mn
- 14) Pt, H₂ / 0,1 н. HBr || 0,005 н. Cr₂(SO₄)₃ / Cr
- 15) Pt, H₂ / 0,01 н. HNO₃ || 10%-ный раствор CuSO₄ / Cu

Коэффициент активности взять из справочных таблиц при расчетных значениях ионной силы электролитов; значения степени диссоциации рассчитывать по закону разбавления Оствальда.

Коррозия металлов

Составить электрохимические схемы коррозионных микрогальванических элементов для приведенных ниже конструкционных узлов. Написать уравнения реакций, протекающих на анодных и катодных участках, если данный узел помещен в среду: а) кислую; б) нейтральную; в) щелочную.

Рассчитать значение ЭДС коррозионных элементов, а также значение энергии Гиббса.

Сделать вывод о том, в какой среде процесс коррозии наиболее интенсивен.

1. Медная пластина, покрытая никелем, целостность покрытия нарушена.
2. Контакт двух металлов: марганец и алюминий.
3. Луженая жесть, имеющая царапины.
4. Соединенные медная и железная пластины.
5. Оцинкованная жесть, имеющая царапины.
6. Соединенные вместе две проволоочки: никелевая и цинковая.
7. Оцинкованная медь, имеющая царапины.
8. Никелированные хромовые пластины, имеющие царапины.
9. Чугунные заготовки.
10. Медные пластины, покрытые кобальтом, плотность которого нарушена.
11. Железные заготовки, имеющие пористые кадмиевые покрытия.
12. Контакт двух пластин: никелевой и алюминиевой.
13. Серебряная проволоочка, соединенная с железной пластиной.
14. Хромированная медная пластина, имеющая царапины.
15. Алюминиевая пластина соединена с никелевым стержнем.

Электролиз

1. Написать уравнения реакций, протекающих на электродах, при электролизе водных растворов следующих соединений:

- | | |
|--------------------------------------|--------------------------------|
| 1) AlCl_3 | 9) Na_2CrO_4 |
| 2) $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$ | 10) Na_2SiO_3 |
| 3) NaNO_3 | 11) CoSO_4 |
| 4) KClO_4 | 12) NiCl_2 |
| 5) Na_2CO_3 | 13) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ |
| 6) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ | 14) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ |
| 7) CrCl_3 | 15) AuCl_3 |
| 8) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ | |

2. Определить, какова была концентрация водного раствора соли, если в течение двух часов при силе тока 20 А выделился весь металл в следующих количествах растворов:

- | | |
|--------------------------------------|---|
| 1) 200 мл CuSO_4 | 9) 250 мл CuSO_4 |
| 2) 150 мл ZnCl_2 | 10) 170 мл $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ |
| 3) 300 мл AgNO_3 | 11) 230 мл SnSO_4 |
| 4) 180 мл FeCl_2 | 12) 190 мл $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ |
| 5) 240 мл CoSO_4 | 13) 235 мл $\text{Hg}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ |
| 6) 320 мл NiCl_2 | 14) 140 мл $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ |
| 7) 285 мл ZnSO_4 | 15) 170 мл NiSO_4 |
| 8) 120 мл $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ | |

ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ЛАБОРАТОРИИ

Перед началом работы в химической лаборатории все студенты должны пройти инструктаж по технике безопасности и поставить свою подпись в соответствующем журнале.

Каждый студент должен помнить следующее:

1. Рабочее место необходимо содержать в образцовом порядке, не загромождать его ненужными в данный момент вещами (портфелями, головными уборами и т.д.). На лабораторном столе должны быть (кроме необходимых реактивов) только лабораторный журнал, учебник, справочные и учебные пособия, лабораторный практикум, лекционная тетрадь, пишущий инструмент и калькулятор.

2. При пользовании реактивами соблюдать особую аккуратность:

а) все пробирки и склянки с растворами, банки с сухими веществами держать закрытыми, открывать их только по необходимости;

б) закрывая пробирки и склянки, не путать пробки, помня о том, что в противном случае реактивы загрязняются и становятся непригодными для дальнейшего использования;

в) излишек взятого реактива не высыпать и не выливать обратно в сосуд, из которого он был взят, так как этим можно испортить весь реактив. Излишки отдать лаборанту или высыпать (вылить) в специальные емкости;

г) реактивы общего пользования не уносить на рабочие столы, соблюдать порядок в расстановке как реактивов общего пользования, так и реактивов на рабочих столах индивидуального пользования;

д) опыты, которые по методическому описанию должны проводиться только в вытяжном шкафу, нельзя выполнять на рабочих столах, а проводить только в вытяжных шкафах при включенной тяге;

е) категорически запрещается пробовать реактивы на вкус, поскольку многие из них в той или иной степени ядовиты;

ж) растворы кислот, щелочей, солей нельзя выливать в раковину, их сливают в специальные емкости, находящиеся в установленных местах.

3. Во избежание несчастных случаев строго соблюдать меры предосторожности:

а) работать с малыми количествами веществ, не превышая те их количества, которые указаны в описании опытов;

б) при нагревании не наклонять пробирки и колбы отверстием к себе или работающему рядом;

в) испытывать газы на запах нужно осторожно: отверстие пробирки следует держать на полувытянутой руке ниже уровня носа, а правой рукой направлять к себе поток газа от отверстия пробирки;

г) не зажигать газ, не убедившись предварительно в том, что он не содержит примесей воздуха, поскольку смесь всякого горючего газа с воздухом взрывается;

д) при разбавлении концентрированных кислот, особенно серной, необходимо вливать кислоту в воду, а не наоборот;

е) категорически запрещается принимать пищу на рабочем месте.

4. Горячие и особенно раскаленные предметы нельзя ставить непосредственно на стол, так как при этом он портится, а к предметам прилипает краска. Горячие предметы ставить только на асбестированную сетку.

5. В лаборатории соблюдать тишину.

6. Все опыты стараться выполнять индивидуально, все наблюдаемое и полученные результаты записывать в рабочую лабораторную тетрадь.

7. Первая помощь при ожогах и отравлениях:

а) при термических ожогах необходимо быстро сделать примочки раствором марганцовки и покрыть обожженное место мазью от ожогов, например сульфидиновой эмульсией;

б) при ожогах кислотами обожженное место сначала промыть водой, затем раствором пищевой соды (гидрокарбоната натрия);

в) при ожогах щелочами обожженное место промыть водой, а затем борной (или 1%-ной уксусной) кислотой;

г) при ожогах жидким бромом быстро промыть обожженное место спиртом и смазать мазью от ожога;

д) при попадании в глаз кислоты необходимо промыть его водой, а затем 1%-ным раствором пищевой соды (при попадании щелочи – 2%-ным раствором борной кислоты);

е) в случае вдыхания хлора или паров брома следует подышать над спиртом, а затем выйти на свежий воздух;

ж) при всех случаях ожогов и отравлений, а также механических ранений после оказания первой помощи немедленно обратиться к врачу.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица П1

Давление паров воды при температурах от 0 до 100 °С, мм рт. ст.

$t, ^\circ\text{C}$	p	$t, ^\circ\text{C}$	p	$t, ^\circ\text{C}$	p
0	4,578	18	15,48	40	55,32
1	4,926	19	16,48	45	71,88
3	5,685	20	17,54	50	92,51
5	6,543	21	18,65	55	118,0
7	7,513	22	19,83	60	149,4
9	8,609	23	21,07	65	187,5
10	9,209	24	22,38	70	233,7
11	9,84	25	23,76	75	289,1
12	10,52	26	25,21	80	355,1
13	11,23	27	26,74	85	433,6
14	11,99	28	28,35	90	525,76
15	12,79	29	30,04	95	633,90
16	13,63	30	31,82	100	760,00
17	14,53	35	42,18		

Таблица П2

Плотность водных растворов некоторых щелочей при 20 °С, г/см³

Процент	KOH	NaOH	NH ₄ OH	Процент	KOH	NaOH	NH ₄ OH
4	1,035	1,043	0,981	28	1,267	1,306	0,898
6	1,053	1,065	0,973	30	1,288	1,329	0,892
8	1,072	1,087	0,965	32	1,309	1,349	–
10	1,090	1,109	0,958	34	1,330	1,370	–
12	1,109	1,131	0,950	36	1,359	1,390	–
14	1,128	1,153	0,943	38	1,373	1,410	–
16	1,147	1,175	0,935	40	1,396	1,430	–
18	1,167	1,197	0,930	42	1,418	1,449	–
20	1,186	1,219	0,923	44	1,441	1,469	–
22	1,206	1,241	0,916	46	1,464	1,487	–
24	1,226	1,263	0,910	48	1,487	1,507	–
26	1,247	1,385	0,904	50	1,510	1,525	–

Плотность водных растворов некоторых кислот при 20°C, г/см³

Процент	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	Процент	H ₂ SO ₄	HNO ₃
4	1,025	1,020	1,018	54	1,435	1,334
6	1,038	1,031	1,028	56	1,456	1,345
8	1,052	1,043	1,038	58	1,477	1,356
10	1,066	1,054	1,047	60	1,498	1,367
12	1,080	1,066	1,057	62	1,520	1,377
14	1,095	1,078	1,068	64	1,542	1,387
16	1,109	1,090	1,078	66	1,565	1,396
18	1,124	1,103	1,088	68	1,587	1,405
20	1,139	1,115	1,098	70	1,611	1,413
22	1,155	1,128	1,108	72	1,634	1,422
24	1,170	1,140	1,119	74	1,657	1,430
26	1,186	1,153	1,129	76	1,681	1,438
28	1,202	1,167	1,139	78	1,704	1,445
30	1,219	1,180	1,149	80	1,727	1,452
32	1,235	1,193	1,159	82	1,749	1,459
34	1,252	1,207	1,169	84	1,769	1,466
36	1,268	1,221	1,179	86	1,787	1,472
38	1,286	1,234	1,189	88	1,802	1,477
40	1,303	1,246	1,198	90	1,814	1,483
42	1,321	1,259	-	92	1,824	1,487
44	1,338	1,272	-	94	1,831	1,491
46	1,357	1,285	-	96	1,836	1,495
48	1,376	1,298	-	98	1,837	1,501
50	1,395	1,310	-	100	1,831	1,513
52	1,415	1,322	-			

Растворимость солей и оснований в воде

Кислотный остаток и гидроксил	K I	Na I	Ba II	Ca II	Mg II	Al III	Cr III	Fe II	Fe III	Mn II	Zn II	Ag I	Hg II	Pb II	Sn II	Cu II
ОН (I)	P	P	P	M	M	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H
Cl (I)	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P
S (II)	P	P	P	M	P	-	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H
SO ₃ (II)	P	P	H	H	H	-	-	H	-	H	H	H	H	H	-	H
SO ₄ (II)	P	P	H	M	P	P	P	P	P	P	P	M	P	H	P	P
PO ₄ (III)	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO ₃ (II)	P	P	H	H	H	-	-	H	H	H	H	H	H	H	-	H
SiO ₃ (II)	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-	H	-	H
NO ₃ (I)	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P
H ₃ C ₂ O ₂ (I)	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P

Примечание. В верхней строке приведены химические знаки металлов. Римские цифры означают валентность. P – растворимое в воде соединение; H – нерастворимое и M – малорастворимое.

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов

Электролит	Формула	K
К и с л о т а		
Азотистая	HNO ₃	4·10 ⁻⁴
Циановодородная (синильная)	HCN	7,2·10 ⁻¹²
Муравьиная	HCOOH	1,77·10 ⁻⁴
Уксусная	CH ₃ COOH	1,87·10 ⁻⁵
Сернистая	H ₂ SO ₃	K ₁ =1,30·10 ⁻² K ₂ =5·10 ⁻⁵
Сероводородная	H ₂ S	K ₁ =5,7·10 ⁻⁸ K ₂ =1,2·10 ⁻¹⁵
Угльная	H ₂ CO ₃	K ₁ =4,31·10 ⁻⁷ K ₂ =5,61·10 ⁻¹¹
Борная ортокислота	H ₃ BO ₃	K ₁ =5,7·10 ⁻¹⁰
Фосфорная ортокислота	H ₃ PO ₄	K ₁ =7,51·10 ⁻³ K ₂ =6,23·10 ⁻⁸ K ₃ =2,2·10 ⁻¹³
О с н о в а н и е		
Гидроокись аммония	NH ₄ OH	1,78·10 ⁻⁵

Растворимость и произведение растворимости малорастворимых веществ (при $t = 25\text{ }^{\circ}\text{C}$, если не указана другая температура)

Формула вещества	Произведение концентраций ионов	Числовые величины	
		Произведение растворимости	Растворимость, моль/л
AgCl	$[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$	$1,56 \cdot 10^{-10}$	$1,2 \cdot 10^{-5}$
PbCl ₂	$[\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2$	$2,4 \cdot 10^{-4}$	$3,9 \cdot 10^{-2}$
AgBr	$[\text{Ag}^+][\text{Br}^-]$	$7,7 \cdot 10^{-13}$	$8,8 \cdot 10^{-7}$
PbBr ₂	$[\text{Pb}^{2+}][\text{Br}^-]^2$	$7,4 \cdot 10^{-5}$	$2,6 \cdot 10^{-2}$
AgI	$[\text{Ag}^+][\text{I}^-]$	$1,5 \cdot 10^{-16}$	$1,2 \cdot 10^{-8}$
PbI ₂	$[\text{Pb}^{2+}][\text{I}^-]^2$	$8,7 \cdot 10^{-9}$	$1,3 \cdot 10^{-3}$
CdS	$[\text{Cd}^{2+}][\text{S}^{2-}]$	$3,6 \cdot 10^{-29}$ (18°)	$6,0 \cdot 10^{-15}$
CuS	$[\text{Cu}^{2+}][\text{S}^{2-}]$	$3,2 \cdot 10^{-38}$	$1,8 \cdot 10^{-19}$
Cu ₂ S	$[\text{Cu}^+]^2[\text{S}^{2-}]$	$2,6 \cdot 10^{-49}$	$4,1 \cdot 10^{-17}$
FeS	$[\text{Fe}^{2+}][\text{S}^{2-}]$	$3,8 \cdot 10^{-20}$	$2,0 \cdot 10^{-10}$
MnS	$[\text{Mn}^{2+}][\text{S}^{2-}]$	$1,4 \cdot 10^{-15}$ (18°)	$3,1 \cdot 10^{-8}$
PbS	$[\text{Pb}^{2+}][\text{S}^{2-}]$	$6,8 \cdot 10^{-29}$	$8,2 \cdot 10^{-15}$
Sb ₂ S ₃	$[\text{Sb}^{3+}]^2[\text{S}^{2-}]^3$	$3,0 \cdot 10^{-27}$	$2,0 \cdot 10^{-6}$
ZnS	$[\text{Zn}^{2+}][\text{S}^{2-}]$	$7,9 \cdot 10^{-26}$ (20°)	$2,8 \cdot 10^{-13}$
Ag ₂ SO ₄	$[\text{Ag}^+]^2[\text{SO}_4^{2-}]$	$7,7 \cdot 10^{-5}$	$2,6 \cdot 10^{-2}$
BaSO ₄	$[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$	$1,08 \cdot 10^{-10}$	$1,0 \cdot 10^{-5}$
CaSO ₄ · 2H ₂ O	$[\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$	$6,1 \cdot 10^{-5}$	$7,8 \cdot 10^{-3}$
PbSO ₄	$[\text{Pb}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$	$2,2 \cdot 10^{-8}$	$1,5 \cdot 10^{-4}$
SrSO ₄	$[\text{Sr}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$	$2,8 \cdot 10^{-7}$	$5,3 \cdot 10^{-4}$
BaCO ₃	$[\text{Ba}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$	$8,1 \cdot 10^{-9}$	$9,0 \cdot 10^{-5}$
CaCO ₃	$[\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$	$1,7 \cdot 10^{-8}$ ($4,8 \cdot 10^{-9}$)	$6,9 \cdot 10^{-5}$
MgCO ₃	$[\text{Mg}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$	$1,0 \cdot 10^{-5}$	$3,2 \cdot 10^{-3}$
PbCO ₃	$[\text{Pb}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$	$1,5 \cdot 10^{-13}$	$3,9 \cdot 10^{-7}$
ZnCO ₃	$[\text{Zn}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$	$2,7 \cdot 10^{-8}$	$2,7 \cdot 10^{-4}$
BaCrO ₄	$[\text{Ba}^{2+}][\text{CrO}_4^{2-}]$	$2,4 \cdot 10^{-10}$	$1,5 \cdot 10^{-5}$
CaCrO ₄	$[\text{Ca}^{2+}][\text{CrO}_4^{2-}]$	$2,3 \cdot 10^{-2}$ (18°)	$1,5 \cdot 10^{-1}$
PbCrO ₄	$[\text{Pb}^{2+}][\text{CrO}_4^{2-}]$	$1,77 \cdot 10^{-14}$ (18°)	$1,3 \cdot 10^{-7}$
Al(OH) ₃	$[\text{Al}^{3+}][\text{OH}^-]^3$	$1,9 \cdot 10^{-33}$	$2,9 \cdot 10^{-9}$
Cd(OH) ₂	$[\text{Cd}^{2+}][\text{OH}^-]^2$	$2,4 \cdot 10^{-13}$ (18°)	$3,9 \cdot 10^{-5}$
Cr(OH) ₃	$[\text{Cr}^{3+}][\text{OH}^-]^3$	$5,4 \cdot 10^{-31}$ (17°)	$1,2 \cdot 10^{-8}$
Cu(OH) ₂	$[\text{Cu}^{2+}][\text{OH}^-]^2$	$5,6 \cdot 10^{-20}$	$2,4 \cdot 10^{-7}$
Fe(OH) ₂	$[\text{Fe}^{2+}][\text{OH}^-]^2$	$1,64 \cdot 10^{-14}$ (18°)	$1,6 \cdot 10^{-5}$
Fe(OH) ₃	$[\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^-]^3$	$1,1 \cdot 10^{-36}$ (18°)	$4,5 \cdot 10^{-10}$
Mg(OH) ₂	$[\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2$	$1,2 \cdot 10^{-11}$ (18°)	$2,0 \cdot 10^{-4}$
Mn(OH) ₂	$[\text{Mn}^{2+}][\text{OH}^-]^2$	$4 \cdot 10^{-14}$ (18°)	$2,1 \cdot 10^{-5}$
Ni(OH) ₂	$[\text{Ni}^{2+}][\text{OH}^-]^2$	$8,7 \cdot 10^{-19}$ (17°)	$6,0 \cdot 10^{-7}$
Pb(OH) ₂	$[\text{Pb}^{2+}][\text{OH}^-]^2$	$6,8 \cdot 10^{-17}$ (18°)	$5,5 \cdot 10^{-5}$
Zn(OH) ₂	$[\text{Zn}^{2+}][\text{OH}^-]^2$	$1 \cdot 10^{-17}$	$3,2 \cdot 10^{-9}$
Ag ₃ PO ₄	$[\text{Ag}^+]^3[\text{PO}_4^{3-}]$	$1,8 \cdot 10^{-18}$ (20°)	$1,6 \cdot 10^{-5}$

Коэффициенты активности ионов

Ион	Коэффициент активности при ионной силе (моль/кг) раствора							
	0,001	0,002	0,005	0,01	0,02	0,05	0,1	0,2
H ⁺	0,975	0,967	0,950	0,923	0,914	0,880	0,860	0,830
Li ⁺	0,975	0,965	0,948	0,929	0,907	0,870	0,865	0,800
Rb ⁺ , Cs ⁺ , NH ₄ ⁺ , Ag ⁺	0,975	0,964	0,945	0,924	0,898	0,850	0,800	0,750
K ⁺ , Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻ , CN ⁻ , NO ₃ ⁻	0,975	0,964	0,945	0,925	0,899	0,850	0,805	0,755
OH ⁻ , F ⁻ , CNS ⁻ , MnO ₄ ⁻	0,975	0,964	0,946	0,926	0,900	0,855	0,810	0,760
Na ⁺ , H ₂ PO ₄ ⁻ , HSO ₃ ⁻	0,975	0,964	0,947	0,790	0,920	0,860	0,820	0,875
SO ₄ ²⁻ , CrO ₄ ²⁻ , HPO ₄ ²⁻	0,903	0,967	0,803	0,740	0,660	0,545	0,445	0,355
Pb ²⁺ , CO ₃ ²⁻ , SO ₃ ²⁻ , MnO ₄ ²⁻	0,903	0,868	0,805	0,742	0,665	0,550	0,455	0,370
Sr ²⁺ , Ba ²⁺ , Cd ²⁺ , S ²⁻ , Hg ²⁺	0,903	0,868	0,805	0,744	0,670	0,555	0,465	0,380
Zn ²⁺ , Sn ²⁺ , Mn ²⁺ , Fe ²⁺ Ni ²⁺ , Ca ²⁺ , Cu ²⁺	0,905	0,870	0,809	0,749	0,675	0,570	0,485	0,405
Mg ²⁺ , Be ²⁺	0,906	0,870	0,813	0,755	0,690	0,595	0,520	0,450
PO ₄ ³⁻ , [Fe(CN) ₆] ³⁻	0,796	0,725	0,612	0,505	0,395	0,250	0,160	0,095
Al ³⁺ , Fe ³⁺ , Cr ³⁺ , Sc ³⁺ , In ³⁺ , La ³⁺	0,802	0,738	0,632	0,540	0,445	0,325	0,245	0,180
[Fe(CN) ₆] ⁴⁻	0,668	0,570	0,425	-	0,200	0,100	0,048	-

Константы нестойкости комплексных ионов

Электролитическая диссоциация комплексных ионов	Константа нестойкости	Электролитическая диссоциация комплексных ионов	Константа нестойкости
[Ag(CN) ₂] ⁻ ↔ Ag ⁺ + CN ⁻	1,0·10 ⁻²¹	[HgI] ²⁻ ↔ Hg ⁺⁺ + 4I ⁻	5·10 ⁻³¹
[Ag(NH ₃) ₂] ⁺ ↔ Ag ⁺ + 2NH ₃	6,8·10 ⁻⁸	[Fe(CN) ₆] ⁴⁻ ↔ Fe ⁺⁺ + 6CN ⁻	1·10 ⁻²⁷
[Cd(NH ₃) ₄] ²⁺ ↔ Cd ⁺⁺ + 4NH ₃	2,5·10 ⁻⁷	[Fe(CN) ₆] ₃ ↔ Fe ⁺⁺⁺ + 6CN ⁻	1·10 ^{-4,07 - 28,08}
[Cd(CN) ₄] ²⁻ ↔ Cd ⁺⁺ + 4CN ⁻	1,4·10 ⁻¹⁷	[Fe(SCN)] ²⁺ ↔ Fe ⁺⁺⁺ + SCN ⁻	5·10 ⁻³
[Cu(CN) ₄] ³⁻ ↔ Cu ⁺ + 4CN ⁻	5,0·10 ⁻²⁸	[Co(NH ₃) ₆] ²⁺ ↔ Co ⁺⁺ + 6NH ₃	8·10 ⁻⁶
[HgBr ₄] ²⁻ ↔ Hg ⁺⁺ + 4Br ⁻	2,0·10 ⁻²²	[Co(NH ₃) ₆] ³⁺ ↔ Co ⁺⁺⁺ + 6NH ₃	6·10 ⁻³⁶
[Hg(CN) ₄] ²⁻ ↔ Hg ⁺⁺ + 4(CN) ⁻	4,0·10 ⁻⁴¹	[Zn(NH ₃) ₄] ²⁺ ↔ Zn ⁺⁺ + 4NH ₃	4·10 ⁻¹⁰
[Hg(SCN) ₄] ²⁻ ↔ Hg ⁺⁺ + 4SCN ⁻	1,0·10 ⁻²²	[Ni(NH ₃) ₆] ²⁺ ↔ Ni ⁺⁺ + 6NH ₃	2·10 ⁻⁹
[HgCl ₄] ²⁻ ↔ Hg ⁺⁺ + 4Cl ⁻	6,0·10 ⁻¹⁷	[Ni(CN) ₄] ²⁻ ↔ Ni ⁺⁺ + 4CN ⁻	3·10 ⁻¹⁶

Таблица П9

Стандартные электродные потенциалы металлов

Металл	Электродный процесс	$E_0, \text{В}$	Металл	Электродный процесс	$E_0, \text{В}$
Ba	$\text{Ba} \leftrightarrow \text{Ba}^{2+} + 2 \bar{e}$	-2,90	Mg	$\text{Mg} \leftrightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \bar{e}$	-2,37
Ca	$\text{Ca} \leftrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \bar{e}$	-2,87	Ti	$\text{Ti} \leftrightarrow \text{Ti}^{2+} + 2 \bar{e}$	-1,75
Na	$\text{Na} \leftrightarrow \text{Na}^+ + \bar{e}$	-2,714	Be	$\text{Be} \leftrightarrow \text{Be}^{2+} + 2 \bar{e}$	-1,70
Al	$\text{Al} \leftrightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \bar{e}$	-1,67	Ni	$\text{Ni} \leftrightarrow \text{Ni}^{2+} + 2 \bar{e}$	-0,250
Zr	$\text{Zr} \leftrightarrow \text{Zr}^{4+} + 4 \bar{e}$	-1,53	Mo	$\text{Mo} \leftrightarrow \text{Mo}^{3+} + 3 \bar{e}$	-0,2
Ti	$\text{Ti} \leftrightarrow \text{Ti}^{3+} + 3 \bar{e}$	-1,21	Sn	$\text{Sn} \leftrightarrow \text{Sn}^{2+} + 2 \bar{e}$	-0,136
V	$\text{V} \leftrightarrow \text{V}^{2+} + 2 \bar{e}$	-1,18	Pb	$\text{Pb} \leftrightarrow \text{Pb}^{2+} + 2 \bar{e}$	-0,126
Mn	$\text{Mn} \leftrightarrow \text{Mn}^{2+} + 2 \bar{e}$	-1,18	Fe	$\text{Fe} \leftrightarrow \text{Fe}^{3+} + 3 \bar{e}$	-0,036
V	$\text{V} \leftrightarrow \text{V}^{3+} + 3 \bar{e}$	-0,876	H_2	$\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{H}^+ + 2 \bar{e}$	0,000
Zn	$\text{Zn} \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \bar{e}$	-0,762	Cu	$\text{Cu} \leftrightarrow \text{Cu}^+ + \bar{e}$	+0,34
Cr	$\text{Cr} \leftrightarrow \text{Cr}^{3+} + 3 \bar{e}$	-0,71	2Hg	$2\text{Hg} \leftrightarrow \text{Hg}_2^{2+} + 2 \bar{e}$	+0,789
Fe	$\text{Fe} \leftrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \bar{e}$	-0,440	Ag	$\text{Ag} \leftrightarrow \text{Ag}^+ + \bar{e}$	+0,799
Cd	$\text{Cd} \leftrightarrow \text{Cd}^{2+} + 2 \bar{e}$	-0,402	Pt	$\text{Pt} \leftrightarrow \text{Pt}^{2+} + 2 \bar{e}$	+1,19
Co	$\text{Co} \leftrightarrow \text{Co}^{2+} + 2 \bar{e}$	-0,277	Au	$\text{Au} \leftrightarrow \text{Au}^+ + \bar{e}$	+1,68

Таблица П10

Электроотрицательность элементов (по Полингу)

Период	Группа																
	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B			I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A
1	H 2,1																
2	Li 1,0	Be 1,5										B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	
3	Na 0,9	Mg 1,2										Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,8	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
5	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
6	Cs 0,7	Ba 0,9	La [•] 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2
7	Fr 0,7	Ra 0,9	Ac ^{••} 1,1														

• – лантаноиды: 1,1 – 1,3; •• – актиноиды : 1,2 – 1,5.

**Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы
по отношению к стандартному водородному электроду
при температуре 25 °С**

Восстанов- ленная форма	Окисленная форма	Электродный процесс	E ₀ , В
Al+4OH ⁻	[Al(OH) ₄] ⁻	Al+4OH ⁻ ↔Al(OH) ₄ ⁻ + 3 ē	-2,35
Cr+3OH ⁻	Cr(OH) ₃	Cr+3OH ⁻ ↔Cr(OH) ₃ + 3 ē	-1,3
S+6OH ⁻	SO ₃ ²⁻ + 3H ₂ O	S+6OH ⁻ ↔SO ₃ ²⁻ +3H ₂ O + 4 ē	-0,90
NO ₂ +2OH ⁻	NO ₃ ⁻ + H ₂ O	NO ₂ +2OH ⁻ ↔NO ₃ ⁻ +H ₂ O+ ē	-0,85
H ₂ +2OH ⁻	2H ₂ O	H ₂ +2OH ⁻ ↔2H ₂ O+ ē	-0,828
Fe(OH) ₂ +OH ⁻	Fe(OH) ₃	Fe(OH) ₂ +OH ⁻ ↔Fe(OH) ₃ + ē	-0,56
S ²⁻	S	S ²⁻ ↔S ⁰ + 2 ē	-0,48
Cr ²⁺	Cr ³⁺	Cr ²⁺ ↔Cr ³⁺ + ē	-0,41
Fe ²⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺ ↔Fe ³⁺ + ē	-0,04
H ₂ S	S+2H ⁺	H ₂ S↔S+2H ⁺ + 2 ē	+0,14
Sn ²⁺	Sn ⁴⁺	Sn ²⁺ ↔Sn ⁴⁺ + 2 ē	+0,15
Cu ⁺	Cu ²⁺	Cu ⁺ ↔Cu ²⁺ + ē	+0,167
Co(OH) ₂ +OH ⁻	Co(OH) ₃	Co(OH) ₂ +OH ⁻ ↔Co(OH) ₃ + ē	+0,20
H ₂ SO ₃ +H ₂ O	SO ₄ ²⁻ + 4H ⁺	H ₂ SO ₃ +H ₂ O↔SO ₄ ²⁻ + 3H ⁺ + 2 ē	+0,20
2Hg+Cl ⁻	Hg ₂ Cl ₂	2Hg+2Cl ⁻ ↔Hg ₂ Cl ₂ + ē	+0,27
Br ₂ +4OH ⁻	2BrO ⁻ + 2H ₂ O	Br ₂ +OH ⁻ ↔2BrO ⁻ + H ₂ O + 2 ē	+0,49
2I ⁻	I ₂	2I ⁻ ↔I ₂ + ē	+0,534
MnO ₄ ²⁻	MnO ₄ ⁻	MnO ₄ ²⁻ ↔MnO ₄ ⁻ + ē	+0,54
MnO ₂ +4OH ⁻	MnO ₄ ⁻ + 2H ₂ O	MnO ₂ +4OH ⁻ ↔MnO ₄ ⁻ + 2H ₂ O+3 ē	+0,57
Pb+H ₂ O	PbO ₂ + 4H ⁺	Pb+2H ₂ O↔PbO ₂ + H ⁺ + 4 ē	+0,67
H ₂ O ₂	O ₂ + 2H ⁺	H ₂ O ₂ ↔O ₂ + 2H ⁺ + 2 ē	+0,68
NO ₂ +H ₂ O	NO ₃ ⁻ + 2H ⁺	NO ₂ +H ₂ O↔NO ₃ ⁻ + 2H ⁺ + ē	+0,81
NH ₄ ⁺ +3H ₂ O	NO ₃ ⁻ +10H ⁺	NH ₄ ⁺ +3H ₂ O↔NO ₃ ⁻ +10H ⁺ + 8 ē	+0,87
NO+2H ₂ O	NO ₃ ⁻ +4H ⁺	NO+2H ₂ O↔NO ₃ ⁻ +4H ⁺ + 3 ē	+0,96
2Br ⁻	Br ₂	2Br ⁻ ↔Br ₂ + 2 ē	+1,07
2H ₂ O	O ₂ +4H ⁺	2H ₂ O↔O ₂ +4H ⁺ + 4 ē	+1,229
2Cl ⁻	Cl ₂	2Cl ⁻ ↔Cl ₂ + 2 ē	+1,358
2Cr ³⁺ +7H ₂ O	Cr ₂ O ₇ ²⁻ +14H ⁺	2Cr ³⁺ +7H ₂ O↔Cr ₂ O ₇ ²⁻ +14H ⁺ + 6 ē	+1,36
Pb ²⁺ +2H ₂ O	PbO ₂ +4H ⁺	Pb ²⁺ +2H ₂ O↔PbO ₂ +4H ⁺ + 2 ē	+1,46
Mn ²⁺ +4H ₂ O	MnO ₄ ⁻ +8H ⁺	Mn ²⁺ +4H ₂ O↔MnO ₄ ⁻ +8H ⁺ + 3 ē	+1,52
MnO ₂ +2H ₂ O	MnO ₄ ⁻ +4H ⁺	MnO ₂ +2H ₂ O↔MnO ₄ ⁻ +4H ⁺ +5 ē	+1,67
PbSO ₄ +2H ₂ O	PbO ₂ +4H ⁺ +SO ₄ ²⁻	PbSO ₄ +H ₂ O↔PbO ₂ +4H ⁺ +SO ₄ ²⁻ +2 ē	+1,69
2H ₂ O	H ² O ² +2H ⁺	2H ₂ O↔H ₂ O ₂ +2H ⁺ + 2 ē	+1,77
Co ²⁺	Co ³⁺	Co ²⁺ ↔Co ³⁺ + ē	+1,84
2SO ₄ ²⁻	S ₂ O ₈ ²⁻	2SO ₄ ²⁻ ↔S ₂ O ₈ ²⁻ + 2 ē	+2,05
2F ⁻	F ₂	2F ⁻ ↔F ₂ + 2 ē	+2,85

Т а б л и ц а П12

Электродные потенциалы металлов в различных средах при очень малой концентрации собственных ионов в растворе, 10^{-6} моль-ион/л

Металл	Кислая среда (pH = 0)		Нейтральная среда (pH = 7)		Щелочная среда (pH = 14)	
	Система	Потенциал, В	Система	Потенциал, В	Система	Потенциал, В
Al	Al/Al ³⁺	-1,782	Al/Al(OH) ₃	-1,932	Al/AlO ₂	-2,50
Bi	Bi/Bi ³⁺	+0,096	Bi/Bi ⁺	-0,075	Bi/Bi ₂ O ₃	-0,45
Fe	Fe/Fe ²⁺	-0,617	Fe/Fe ²⁺	-0,617	Fe/Fe(OH) ₂	-0,874
Cd	Cd/Cd ²⁺	-0,580	Cd/Cd ²⁺	-0,580	Cd/HCdO ₂ ⁻	-0,834
Co	Co/Co ²⁺	-0,454	Co/Co ²⁺	-0,454	Co/HCoO ₂ ⁻	-0,758
Mg	Mg/Mg ²⁺	-2,540	Mg/Mg ²⁺	-2,540	Mg/Mg(OH) ₂	-2,69
Mn	Mn/Mn ²⁺	-1,256	Mn/Mn ²⁺	-1,356	Mn/HMnO ₂ ⁻	-1,58
Cu	Cu/Cu ²⁺	+0,160	Cu/Cu(OH) ₂	+0,195	Cu/CuO ₂ ²⁻	-0,317
Ni	Ni/Ni ²⁺	-0,457	Ni/Ni ²⁺	-0,427	Ni/HNiO ₂ ⁻	-0,769
Sn	Sn/Sn ²⁺	-0,313	Sn/Sn(OH) ₂	-0,505	Sn/HSnO ₂ ⁻	-1,075
Pb	Pb/Pb ²⁺	-0,303	Pb/Pb ²⁺	-0,303	Pb/HPbO ₂ ⁻	-0,715
Ti	Ti/Ti ²⁺	-1,807	Ti/Ti ²⁺	-1,807	Ti/TiO	-2,133
Cr	Cr/Cr ²⁺	-1,090	Cr/Cr(OH) ₂	-1,068	Cr/Cr(OH) ₃	-1,481
Zn	Zn/Zn ²⁺	-0,840	Zn/Zn ²⁺	-0,940	Zn/ZnO ₂ ⁻	-1,391
Ag	Ag/Ag ⁺	+0,444	Ag/Ag ⁺	+0,444	Ag/AgO ⁻	-0,222
Hg	Hg/Hg ²⁺	+0,806	Hg/Hg(OH) ₂	+0,443	Hg/Hg(OH) ₂	+0,030
Pt	Pt/Pt(OH) ₂	+0,980	Pt/Pt(OH) ₂	+0,566	Pt/Pt(OH) ₂	+0,153
Au	Au/Au ⁺	+1,337	Au/Au(OH) ₃	+1,043	Au/HAuO ₃ ²⁻	+0,562
H ₂	H ₂ /2H ⁺	-0,059	H ₂ /2H ⁺	-0,765	H ₂ /2H ⁺	-0,413

Т а б л и ц а П13

Электродный потенциал иона NO₃⁻

Металл	Кислота	Процесс восстановления иона NO ₃ ⁻	Потенциал восстановления иона NO ₃ ⁻ , В
Активный (E < -0,5)	Разбавленная	2NO ₃ ⁻ + 10H ⁺ + 8 e ⁻ → → N ₂ O + 5H ₂ O	+1,116
Средней активности (-0,5 < E < 0)	То же	2NO ₃ ⁻ + 12H ⁺ + 10 e ⁻ → → N ₂ + 6H ₂ O	+1,246
Неактивный (E > 0)	»	NO ₃ ⁻ + 4H ⁺ + 3 e ⁻ → → NO + 2H ₂ O	+0,96
Неактивный и активный (0 < E > 0)	Концентрированная	NO ₃ ⁻ + 2H ⁺ + e ⁻ → → NO ₂ + H ₂ O	+0,81
Активный (E < -0,5)	Очень разбавленная	NO ₃ ⁻ + 10H ⁺ + 8 e ⁻ → → NH ₄ ⁺ + 3H ₂ O	+0,87

**Плотности растворов сульфата натрия
и сульфата алюминия**

Массовая доля, %	Плотность раствора, г/мл		Массовая доля, %	Плотность раствора, г/мл	
	Na ₂ SO ₄	Al ₂ (SO ₄) ₃		Na ₂ SO ₄	Al ₂ (SO ₄) ₃
5	1,044	1,050	10	1,091	1,105
6	1,053	1,061	11	1,101	1,117
7	1,063	1,072	12	1,111	1,129
8	1,072	1,083	13	1,121	1,140
9	1,082	1,094	14	1,141	1,152

РЕКОМЕНДАТЕЛЬНЫЙ БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. *Ахметов, Н. С.* Общая и неорганическая химия : учеб. для вузов / Н. С. Ахметов. – М. : Высш. шк., 2002. – 743 с. – ISBN 5-06-003363-5.
2. *Угай, Я. А.* Общая и неорганическая химия : учеб. для вузов / Я. А. Угай. – М. : Высш. шк., 2002. – 527 с. – ISBN 5-06-004140-9.
3. *Степин, Б. Д.* Неорганическая химия / Б. Д. Степин, А. А. Цветков. – М. : Высш. шк., 1994. – 608 с.
4. *Суворов, А. В.* Общая химия : учеб. для вузов / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. – СПб. : Химиздат, 2000. – 624 с. – ISBN 5-7245-1018-9.
5. Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие / под ред. Н. В. Коровина. – М. : Высш. шк., 2003. – 255 с. – ISBN 5-06-004140-9.
6. *Ахметов, Н. С.* Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии / Н. С. Ахметов, М. К. Азизова, Л. И. Бадыгин. – М. : Высш. шк., 1988. – 303 с.
7. *Орлин, Н. А.* Общая и неорганическая химия : учеб. пособие. В 3 ч. Ч.1 / Н. А. Орлин, В. А. Кузурман ; Владим. гос. ун-т. Владимир, 2002. – 95 с. – ISBN 5-89368-361-7.
8. *Лидин, Р. А.* Справочник по неорганической химии / Р. А. Лидин, Л. А. Андреева, В. С. Молочко. – М. : Химия, 1987. – 319 с.
9. *Рабинович, В. А.* Краткий химический справочник / В. А. Рабинович, З. Я. Хавина. – СПб. : Химия, 1994. – 432 с.
10. *Орлин, Н. А.* Общая и неорганическая химия : учеб. пособие. В 3 ч. Ч. 2 / Н. А. Орлин, В. А. Кузурман ; Владим. гос. ун-т. Владимир, 2003. – 108 с. – ISBN 5-89368-432-X.
11. *Лурье, Ю. Ю.* Справочник по аналитической химии / Ю. Ю. Лурье. – М. : Химия, 1967. – 390 с.
12. *Орлин, Н. А.* Общая и неорганическая химия : учеб. пособие. В 3 ч. Ч. 3 / Н. А. Орлин, В. А. Кузурман ; Владим. гос. ун-т. Владимир, 2005. – 80 с. – ISBN 5-89368-587-3.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие.....	3
<i>Работа 1. Получение неорганических соединений и свойства их основных классов</i>	4
<i>Работа 2. Определение эквивалентных масс простых и сложных веществ</i>	10
<i>Работа 3. Получение растворов различной концентрации</i>	13
<i>Работа 4. Окислительно-восстановительные реакции</i>	14
<i>Работа 5. Комплексные соединения. Получение и свойства</i>	18
<i>Работа 6. Основы химической термодинамики. Энергетические эффекты в химических реакциях</i>	22
<i>Работа 7. Скорость химических реакций</i>	24
<i>Работа 8. Химическое равновесие и его смещение</i>	26
<i>Работа 9. Определение pH растворов</i>	28
<i>Работа 10. Гидролиз солей</i>	31
<i>Работа 11. Направление обменных ионных процессов</i>	34
<i>Работа 12. Производство растворимости</i>	36
<i>Работа 13. Гальванические элементы</i>	38
<i>Работа 14. Электрохимическая коррозия</i>	40
<i>Работа 15. Электролиз</i>	43
<i>Работа 16. Галогены</i>	44
<i>Работа 17. Сера</i>	49
<i>Работа 18. Азот</i>	53
<i>Работа 19. Углерод и кремний</i>	56
<i>Работа 20. Бор</i>	61
<i>Работа 21. Марганец</i>	63
<i>Работа 22. Хром</i>	66
<i>Работа 23. Железо</i>	68
<i>Работа 24. Кобальт и никель</i>	71
<i>Работа 25. Цинк, кадмий</i>	73
<i>Работа 26. Алюминий</i>	75
<i>Работа 27. Олово</i>	76
<i>Работа 28. Свинец</i>	78
<i>Работа 29. Медь</i>	80
Упражнения и задачи к темам общетеоретической части курса.....	84
Техника безопасности при работе в лаборатории.....	99
Приложение.....	101
Рекомендательный библиографический список.....	110
	111

Учебное издание

ОРЛИН Николай Александрович
КУЗУРМАН Валентина Алексеевна

ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Подписано в печать 29.01.07.
Формат 60x84/16. Усл. печ. л. 6,51. Тираж 200 экз.

Заказ

Издательство

Владимирского государственного университета.
600000, Владимир, ул. Горького, 87.