

И.А. КУРЗИНА, Т.С. ШЕПЕЛЕНКО, Г.В. ЛЯМИНА,
И.А. БОЖКО, Е.А. ВАЙТУЛЕВИЧ

ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Учебное пособие



Томск 2006

Федеральное агентство по образованию
Томский государственный архитектурно-строительный университет

И.А. Курзина, Т.С. ШЕПЕЛЕНКО, Г.В. ЛЯМИНА, И.А. БОЖКО, Е.А. ВАЙТУЛЕВИЧ

**ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ
ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

Учебное пособие

Издательство Томского государственного
архитектурно-строительного университета

Томск 2006

УДК 546 (076.5)
Л 12

Лабораторный практикум по общей и неорганической химии [Текст] : учебное пособие / И.А. Курзина, Т.С. Шепеленко, Г.В. Лямина [и др.] ; под. ред. И.А. Курзиной. Томск : Изд-во Том. гос. архит.-строит. ун-та, 2006. – 101 с. – ISBN 5–93057–172–4

В учебном пособии приводятся теоретические сведения по основным разделам курса общей и неорганической химии (классы неорганических соединений, основные законы и понятия химии, энергетические эффекты химических реакций, химическая кинетика, растворы, электрохимия, основные свойства некоторых элементов I – VII групп периодической системы Д.И. Менделеева). В экспериментальной части описаны методики выполнения семнадцати лабораторных работ. Пособие позволит студентам эффективнее готовиться к практическим занятиям и экономить время при оформлении отчетов по лабораторным работам. Учебное пособие предназначено для всех специальностей всех форм обучения.

Илл. 14, табл. 49, библиогр. 9 названий

Печатается по решению редакционно-издательского совета ТГАСУ.

Рецензенты:

Доцент кафедры аналитической химии ХФ ТГУ, к.х.н. **В.В. Шелковников**

Доцент кафедры общей химии ТПУ, к.х.н. **Г.А. Воронова**

Доцент кафедры химии ТГАСУ, к.б.н. **Т.М. Южакова**

ISBN 5–93057–172–4

© Коллектив авторов, 2006
©Томский государственный
архитектурно-строительный
университет, 2006

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение	4
Правила работы в химической лаборатории	5
Лабораторная работа № 1. Классы неорганических соединений.....	6
Лабораторная работа № 2. Определение молекулярной массы кислорода.....	11
Лабораторная работа № 3. Определение теплового эффекта химической реакции.....	16
Лабораторная работа № 4. Кинетика химических реакций	21
Лабораторная работа № 5. Определение концентрации раствора . Жесткость воды...	27
Лабораторная работа № 6. Реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей.....	32
Лабораторная работа № 7. Электрохимические процессы	39
Лабораторная работа № 8. Химические свойства металлов. Коррозия	46
Лабораторная работа № 9. Алюминий и его свойства	53
Лабораторная работа № 10. Кремний. Гидравлические вяжущие.....	57
Лабораторная работа № 11. Соединения азота и фосфора	62
Лабораторная работа № 12. Сера и ее свойства.....	69
Лабораторная работа № 13. Элементы подгруппы хрома	75
Лабораторная работа № 14. Галогены	79
Лабораторная работа № 15. Элементы подгруппы марганца.....	84
Лабораторная работа № 16. Подгруппа семейства железа	88
Заключение	92
Список рекомендуемой литературы	93
Приложение 1. Список важнейших кислот.....	94
Приложение 2. Характеристика кислотно-основных индикаторов.....	94
Приложение 3. Важнейшие физико-химические величины.....	95
Приложение 4. Важнейшие физико-химические константы	95
Приложение 5. Соотношение между единицами измерений.....	96
Приложение 6. Приставки кратных и дольных единиц.....	96
Приложение 7. Криоскопические и эбуллиоскопические константы некоторых растворов.....	96
Приложение 8. Степень электролитической диссоциации (α) важнейших электролитов в 0,1 н растворах при 25 °С	97
Приложение 9. Константы диссоциации некоторых электролитов в водных растворах при 25 °С	97
Приложение 10. Таблица растворимости неорганических соединений при комнатной температуре.....	98
Приложение 11. Электрохимический ряд напряжений и стандартные электродные потенциалы при 25 °С	99
Приложение 12. Процессы, протекающие при электролизе водных растворов солей.....	99
Приложение 13. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева	100

ВВЕДЕНИЕ

Химия относится к естественным наукам, которые изучают окружающий нас материальный мир. Материальные объекты, составляющие предмет изучения химии, – это химические элементы и их разнообразные соединения. Все объекты материального мира находятся в непрерывном движении (изменении). Существуют различные формы движения материи, в том числе химическая форма движения, которая также является предметом изучения химии. К химической форме движения материи относятся разнообразные химические реакции (превращения веществ). Итак, *химия – это наука о свойствах химических элементов и их соединений и о закономерностях превращений веществ.*

Важнейшим прикладным аспектом современной химии является целенаправленный синтез соединений, обладающих необходимыми и заранее предсказанными свойствами, для последующего их применения в различных областях науки и техники, в частности для получения уникальных материалов. Необходимо отметить, что химия как наука прошла до наших дней короткий путь – приблизительно начиная с 60-х годов XIX века. За период, длившийся полтора века, разработана периодическая классификация химических элементов и учение о периодичности, созданы теория строения атома, теория химической связи и строения химических соединений, появились такие важные для описания химических процессов дисциплины, как химическая термодинамика и химическая кинетика, возникли квантовая химия, радиохимия, ядерная физика. Химические исследования расширились так, что отдельные ветви химии – *неорганическая химия, органическая химия, аналитическая химия, физическая химия, химия полимеров, биохимия, агрохимия* и др. – стали самостоятельными независимыми науками.

Данное учебно-методическое пособие включает два основных раздела современной химии: «Общая химия» и «Неорганическая химия». Теоретические основы для понимания многообразной и сложной картины химических явлений закладывает общая химия. Неорганическая химия вводит в конкретный мир веществ, образуемых химическими элементами. Авторы стремились в возможно более краткой форме осветить основные вопросы курса общей химии. Значительное внимание уделено теоретическим разделам общей химии: основные законы и понятия химии, химическая термодинамика, химическая кинетика, свойства растворов, электрохимия. В разделе «Неорганическая химия» рассмотрены основные свойства элементов I – VII групп периодической системы Д.И. Менделеева. В приложениях даны основные физико-химические свойства неорганических веществ. Данное учебно-методическое пособие призвано помочь студентам в освоении основных положений химии, приобретении навыков решения типовых задач и проведении экспериментов в химической лаборатории.

При проведении лабораторных работ очень важно соблюдать технику безопасности. Работу с данным учебно-методическим пособием следует начинать со знакомства с основными правилами работы в химической лаборатории.

ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

Требования безопасности перед началом работы:

1. Перед выполнением лабораторной работы необходимо ознакомиться с физико-техническими свойствами применяемых и образующихся в процессе химической реакции веществ, а также с инструкциями и правилами по обращению с ними.

2. Содержать рабочее место в чистоте и порядке. На рабочем столе должны находиться только необходимые приборы и рабочая тетрадь.

Требования безопасности во время работы:

1. Приступать к выполнению опыта следует лишь тогда, когда отчетливо уяснены цель и задачи его, когда обдуманы отдельные этапы выполнения опыта.

2. Работы с ядовитыми, летучими и едкими веществами необходимо производить только в вытяжном шкафу.

3. При всех работах соблюдать максимальную осторожность, помня, что неаккуратность и невнимательность могут повлечь несчастный случай.

4. Не следует наклоняться над сосудом с кипящей жидкостью. Нагреваемую пробирку необходимо держать отверстием от себя, так как может произойти выброс жидкости. Прогревать содержимое по всей пробирке, а не только снизу.

5. После использования реактива его необходимо сразу ставить на место, чтобы не создавать беспорядка на рабочем месте и не перепутать реактивы при расстановке их в конце занятий.

6. При разбавлении концентрированной серной кислоты необходимо кислоту вливать малыми порциями в воду, а не наоборот.

7. Воспрещается работать с огнеопасными веществами вблизи включенных электроприборов и горящих спиртовок или горелок.

8. Нюхать вещество следует, направляя пары к себе движением руки, а не вдыхая их полной грудью.

9. Нельзя употреблять для опытов вещество из банок, упаковок и капельниц без этикеток или с неразборчивыми надписями.

10. При попадании на кожу кислоты или щелочи необходимо промыть обожженное место большим количеством воды, а затем – при ожогах кислотой – 3%-ым раствором соды, а при ожогах щелочами – 1%-ым раствором борной кислоты.

11. При попадании реактива в глаза следует промыть их струей воды, а при отравлении газами обеспечить пострадавшему приток свежего воздуха.

12. Во избежание отравлений категорически запрещается хранить и принимать пищу, курить в рабочих комнатах химических лабораторий.

Требования безопасности по окончании работы:

Необходимо убирать со стола и пола все пролитое, разбитое и рассыпанное. После выполнения эксперимента, рабочее место необходимо привести в порядок. Гранулы и кусочки металла не бросать в раковину, а складывать в специальный сосуд и сдавать лаборанту. Никаких веществ из лаборатории нельзя брать домой. После окончания работы нужно обязательно вымыть руки. *Обо всех нарушениях правил техники безопасности и непредвиденных ситуациях немедленно сообщать преподавателю!*

С правилами техники безопасности ознакомился и обязуюсь выполнять

Подпись студента:

Инструктаж провел, знания правил техники безопасности проверил

Подпись преподавателя:

Лабораторная работа № 1

КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы: изучить классы неорганических соединений, способы их получения и химические свойства.

Теоретическая часть

Все химические вещества делят на две группы: простые и сложные. *Простые вещества* состоят из атомов одного элемента (Cl_2 , O_2 , C и др.). В состав *сложных* входят два или более элемента (K_2SO_4 , NaOH , HNO_3 и др.). Важнейшими классами неорганических соединений являются оксиды, гидроксиды и соли (рисунок).

Оксидами называются соединения, состоящие из двух элементов, один из которых кислород. По функциональным признакам оксиды подразделяются на солеобразующие и не-солеобразующие (безразличные). *Несолеобразующими* называются оксиды, которые не образуют гидратных соединений и солей (CO , NO , N_2O). *Солеобразующие оксиды* по химическим свойствам подразделяют на *основные*, *кислотные* и *амфотерные* (рисунок). Химические свойства оксидов представлены в табл. 1.

Основные оксиды образуют металлы с низкой степенью окисления (+1, +2), например Na_2O ; MgO ; CuO .

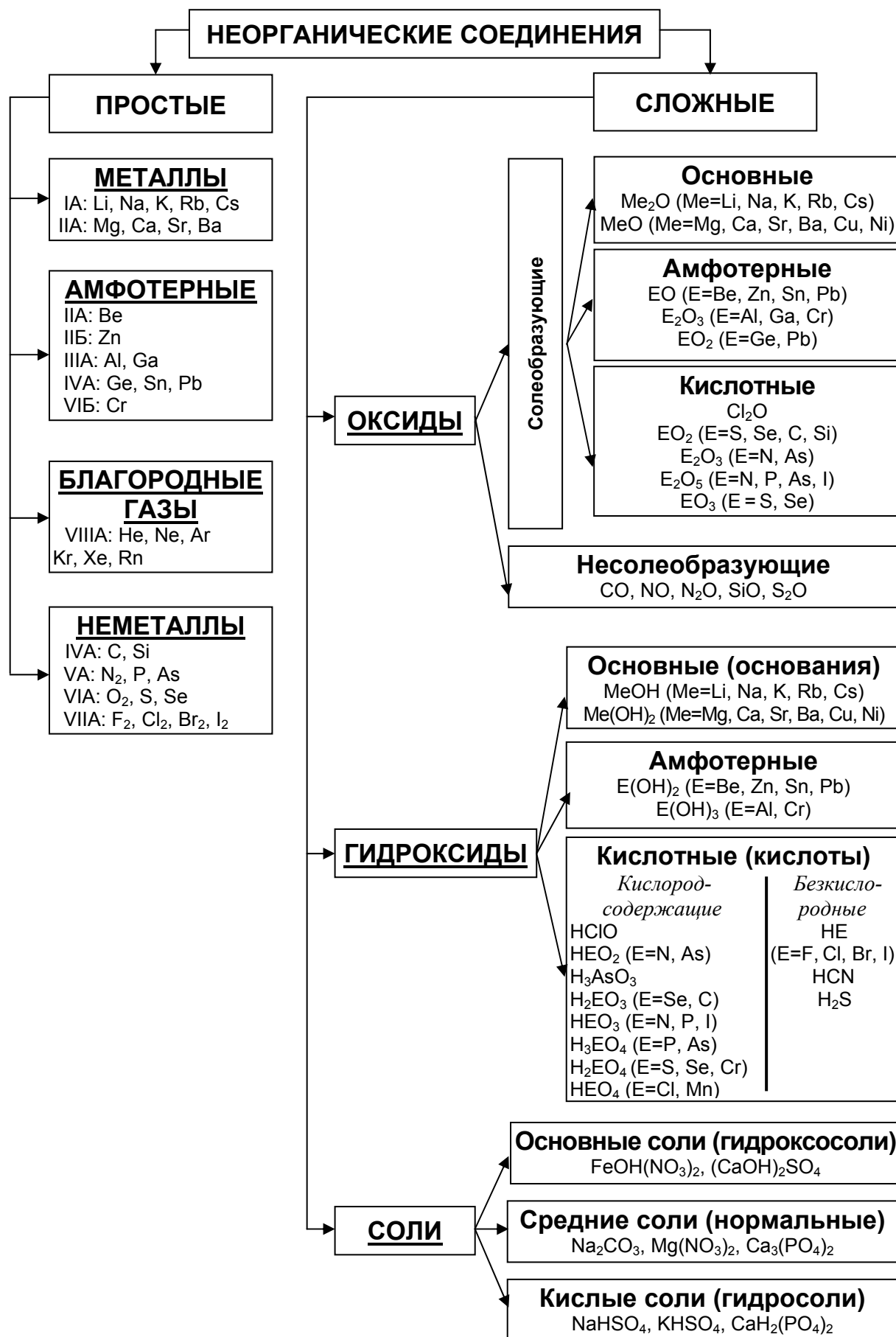
Кислотные оксиды образуют все неметаллы (кроме F) и металлы с высокой степенью окисления (+5, +6, +7), например SO_3 ; P_2O_5 ; Mn_2O_7 ; CrO_3 .

Амфотерные оксиды образуют некоторые металлы в степени окисления +2 (Be, Zn, Sn, Pb) и почти все металлы в степени окисления +3 и +4 (Al, Ga, Sc, Ge, Sn, Pb, Cr, Mn).

Таблица 1

Химические свойства оксидов

Основные оксиды	Кислотные оксиды
1. <i>Основной оксид</i> + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ <i>Основание</i> $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$	1. <i>Кислотный оксид</i> + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ <i>Кислота</i> $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
2. <i>Осн. оксид</i> + <i>Кисл. оксид</i> \rightarrow <i>Соль</i> $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$	2. <i>Кисл. оксид</i> + <i>Основной оксид</i> \rightarrow <i>Соль</i> $\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$
3. <i>Осн. оксид</i> + <i>Кислота</i> \rightarrow <i>Соль</i> + H_2O $\text{CaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	3. <i>Кисл. оксид</i> + <i>Основание</i> \rightarrow <i>Соль</i> + H_2O $\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Амфотерные оксиды	
1. <i>Амфотерный оксид</i> + $\text{H}_2\text{O} \nrightarrow$	
2. <i>Амф. оксид</i> + <i>Кисл. оксид</i> \rightarrow <i>Соль</i> $\text{ZnO} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$	2. <i>Амф. оксид</i> + <i>Основной оксид</i> \rightarrow <i>Соль</i> $\text{ZnO}_2 + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2$ (в расплаве)
3. <i>Амф. оксид</i> + <i>Кислота</i> \rightarrow <i>Соль</i> + H_2O $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	3. <i>Амф. оксид</i> + <i>Основание</i> \rightarrow <i>Соль</i> + H_2O $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (в расплаве) $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} \xrightarrow{+\text{H}_2\text{O}} \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ (в растворе)



Классификация неорганических соединений

Гидроксидами называют химические соединения оксидов с водой. По химическим свойствам различают основные гидроксиды, кислотные гидроксиды и амфотерные гидроксиды (см. рисунок). Основные химические свойства гидроксидов приведены в табл. 2.

Основными гидроксидами или *основаниями* называют вещества, которые при электролитической диссоциации в водных растворах образуют отрицательно заряженные гидроксид-ионы (ОН⁻) и других отрицательных ионов не образуют. Хорошо растворимые в воде гидроксиды щелочных металлов, кроме LiOH, получили название *щелочей*. Названия основных гидроксидов образуются из слова «гидроксид» и названия элемента в родительном падеже, после которого, в случае необходимости, римскими цифрами в скобках указывается степень окисленности элемента. Например, Fe(OH)₂ – гидроксид железа (II).

Кислотными гидроксидами или *кислотами* называют вещества, которые при диссоциации в водных растворах образуют положительно заряженные ионы водорода (H⁺) и других положительных ионов не образуют. Названия кислотных гидроксидов (кислот) образуются по правилам, установленным для кислот (см. прил. 1)

Амфотерные гидроксиды или *амфолиты* образованы элементами с амфотерными свойствами. Амфотерные гидроксиды называют подобно основным гидроксидам, например, Al(OH)₃ – гидроксид алюминия. Амфолиты проявляют как кислотные, так и основные свойства (табл. 2).

Таблица 2

Химические свойства гидроксидов

Основания	Кислоты
1. Основание $\xrightarrow{t^{\circ}C}$ Основной оксид + H ₂ O $Ba(OH)_2 \xrightarrow{t^{\circ}C} BaO + H_2O$	1. –
2. Основание + Кисл. оксид → Соль + H ₂ O $Ba(OH)_2 + CO_2 \rightarrow BaCO_3 + H_2O$	2. Кислота + Осн. оксид → Соль + H ₂ O $H_2SO_4 + Na_2O \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$
3. Основание + Кислота → Соль + H ₂ O $Ba(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2H_2O$	
Амфотерные гидроксиды	
1. Амф. гидроксид + Кисл. оксид → Соль + H ₂ O $Zn(OH)_2 + N_2O_5 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + H_2O$	1. Амф. гидроксид + Осн. оксид → Соль + H ₂ O $Zn(OH)_2 + Na_2O \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$ (в расплаве)
2. Амф. гидроксид + Кислота → Соль + H ₂ O $Zn(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2O$	2. Амф. гидроксид + Основание → Соль + H ₂ O $Zn(OH)_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$ (в расплаве) $Zn(OH)_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$ (в растворе)

Соли – это вещества, молекулы которых состоят из катионов металла и кислотного остатка. Их можно рассматривать как продукты частичного или полного замещения водорода в кислоте на металл или гидроксидных групп в основании на кислотные остатки.

Различают средние, кислые и основные соли (см. рисунок). *Средние* или *нормальные соли* – продукты полного замещения атомов водорода в кислотах на металл или гидроксидных групп в основаниях на кислотный остаток. *Кислые соли* – продукты неполного замещения атомов водорода в молекулах кислот ионами металлов. *Основные соли* – продукты неполного замещения гидроксидных групп в основаниях на кислотные остатки.

Названия средних солей составляют из названия аниона кислоты в именительном падеже (прил. 1) и названия катиона в родительном падеже, например CuSO_4 – сульфат меди. Название кислых солей образуют так же, как и средних, но при этом добавляют приставку *гидро-*, указывающую на наличие незамещенных атомов водорода, число которых обозначают греческими числительными, например, $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – дигидрофосфат бария. Названия основных солей также образуют подобно названиям средних солей, но при этом добавляют приставку *гидроксо-*, указывающую на наличие незамещенных гидроксогрупп, например, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – дигидроксонитрат алюминия.

Основная соль:	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaOHCl} + \text{H}_2\text{O}$	гидроксо хлорид меди
Средняя соль:	$2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	сульфат натрия
Кислая соль:	$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	гидро сульфат натрия

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Установление характера оксидов

Опыт 1.1. Взаимодействие оксида кальция с водой (А), соляной кислотой (Б), едким натром (В). Среду полученного раствора в опыте (А) проверить с помощью индикатора (прил. 2).

Наблюдения: А. _____

Б. _____

В. _____

Уравнения реакций:

А. _____

Б. _____

В. _____

Опыт 1.2. Взаимодействие оксида бора с водой (А), соляной кислотой (Б), едким натром (В). Опыт (А) проводить при нагревании. Среду полученного раствора в опыте (А) проверить с помощью индикатора (прил. 2).

Наблюдения: А. _____

Б. _____

В. _____

Уравнения реакций:

А. _____

Б. _____

В. _____

Вывод: _____

Опыт 2. Получение и свойства гидроксида алюминия

Опыт 2.1. Взаимодействие хлорида алюминия с недостатком гидроксида натрия

Наблюдения: _____

Уравнение реакции: _____

Опыт 2.2. Взаимодействие гидроксида алюминия с избытком гидроксида натрия

Наблюдения: _____

Уравнение реакции: _____

Опыт 2.3. Взаимодействие гидроксида алюминия с соляной кислотой

Наблюдения: _____

Уравнение реакции: _____

Вывод: _____

Опыт 3. Получение гидроксида и оксида меди

Опыт 3.1. Взаимодействие сульфата меди и едкого натра

Наблюдения: _____

Уравнение реакции: _____

Опыт 3.2. Разложение гидроксида меди нагреванием

Наблюдения: _____

Уравнение реакции: _____

Вывод: _____

Общий вывод: _____

Исправления и дополнения: _____

Зачтено _____

дата

Подпись преподавателя _____

Лабораторная работа № 2

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЕКУЛЯРНОЙ МАССЫ КИСЛОРОДА

Цель работы: познакомиться с одним из методов определения молекулярной массы газа; рассчитать молекулярную массу кислорода.

Теоретическая часть

Атомно-молекулярное учение

Химия – наука о веществах, их свойствах, строении и взаимных превращениях. Теоретической основой химии является *атомно-молекулярное учение*. Основные положения данного учения разработал русский ученый М.В. Ломоносов:

1. Все вещества состоят из молекул. *Молекула* – наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами.

2. Молекулы состоят из атомов. *Атом* – наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства. Различным элементам соответствуют различные атомы.

3. Молекулы и атомы находятся в непрерывном движении, их скорость возрастает с увеличением температуры.

4. Между молекулами в веществе существуют силы взаимного притяжения и отталкивания.

5. Атомы и молекулы имеют массу и размеры.

Массы атомов химических элементов чрезвычайно малы (например, абсолютная масса атома кислорода $m_a(\text{O}) = 2,667 \cdot 10^{-26}$ кг). Пользоваться такими значениями в химических расчетах очень неудобно, поэтому на практике вместо абсолютных масс атомов используются относительные атомные массы. В 1961 г. была принята единая шкала относительных атомных масс, в основе которой лежит атомная единица массы. *Атомная единица массы* (а. е. м.) равна 1/12 массы атома углерода – ^{12}C :

$$1 \text{ а. е. м.} = m_a(^{12}\text{C}) \cdot \frac{1}{12} = 1,993 \cdot 10^{-26} \cdot \frac{1}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

Относительная атомная масса (A_r) – безразмерная величина, равная отношению средней массы атома элемента (естественного изотопа) к атомной единице массы (прил. 3).

Относительная молекулярная масса (M_r) *вещества* – безразмерная величина, равная отношению массы его молекулы к атомной единице массы. Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных атомных масс всех элементов (Σ) с учетом индексов:

$$M_r = \Sigma A_r(\text{Э}). \quad (1)$$

Количество вещества. Молярная масса

Основной физической величиной помимо массы является количество вещества. *Количество вещества* (n) – величина, прямо пропорциональная числу структурных единиц (атомов, молекул, ионов и др.) в системе. Единицей измерения количества вещества является моль. *Моль* – количество вещества, содержащего столько молекул, атомов, ионов или других структурных единиц, сколько содержится атомов в 12 г изотопа углерода ^{12}C .

Молярная масса (M) – это масса 1 моля вещества (прил. 3). Молярная масса вещества равна отношению массы вещества к соответствующему количеству вещества (n):

$$M = \frac{m}{n}. \quad (2)$$

Единицей измерения молярной массы является г/моль или кг/моль. Молярная масса любого вещества M всегда численно равна его относительной молекулярной массе M_r , а для одноатомного простого вещества – его относительной атомной массе A_r .

Существует ряд методов определения молекулярной массы газов при определенных внешних параметрах: давлении (P), объеме (V) и температуре (T) (прил. 3).

1. По закону Авогадро и следствиям из него.

Закон Авогадро: В равных объемах различных газов при одинаковых внешних условиях (температуре и давлении) содержится одно и то же число молекул.

Следствие 1. Один моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц данного вещества (постоянная Авогадро $N_a = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹) (прил. 4).

Следствие 2. При нормальных условиях (н.у. $P = 10^5$ Па, $T = 273$ К) (прил. 4) один моль любого газа занимает объем 22,4 л. Эта величина получила название *молярный объем* (V_M). Поэтому, зная массу m (г) какого-либо объема газа при н. у. V_0 (л), можно рассчитать его молекулярную массу:

$$M = \frac{m \cdot 22,4}{V_0}. \quad (3)$$

Следствие 3. Массы равных объемов двух газов, взятых при одинаковом давлении и температуре, относятся друг к другу, как их молярные массы:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}. \quad (4)$$

Отношение массы определенного объема первого газа к массе такого же объема второго газа (взятого при тех же условиях) называется относительной плотностью первого газа по второму (D). Тогда

$$D = \frac{M_1}{M_2}. \quad (5)$$

Обычно плотность газа определяют по отношению к водороду (D_{H_2}) или воздуху ($D_{возд}$). Тогда

$$M_1 = D_{H_2} \cdot M(H_2) = D_{H_2} \cdot 2 \quad \text{или} \quad M_1 = D_{возд} \cdot M(возд) = D_{H_2} \cdot 29. \quad (6)$$

2. По уравнению Клапейрона – Менделеева. Если условия, в которых находится газ, отличаются от нормальных, то молекулярную массу газа можно определить по уравнению Клапейрона – Менделеева:

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \quad \text{– уравнение Клапейрона – Менделеева;} \quad (7)$$

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V}. \quad (8)$$

Таблица 1

Единицы измерения величин в уравнении Клапейрона – Менделеева

Обозначение	Название величины	Единицы измерения (прил. 5)	
		СИ	CDSE
m	масса	кг	г
M	молярная масса	кг/моль	г/моль
P	давление	Па	мм рт. ст.
V	объем	м ³	мл
T	температура	К	К
R	универсальная газовая постоянная	$8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$	$62400 \frac{\text{мм рт. ст.} \cdot \text{мл}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$

Химический эквивалент. Эквивалентная молярная масса

Эквивалентом химического вещества называется такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает его в химических реакциях. Фактор эквивалентности (f) вещества (X) – число, равное той доли частицы X , которая является эквивалентом вещества в данной реакции.

Эквивалентная молярная масса вещества ($M_{\text{Э}}$, г/моль·эquiv) – масса одного моля эквивалента. Эквивалентная молярная масса вещества равна произведению фактора эквивалентности (f) данного вещества на его молярную массу (M):

$$M_{\text{Э}} = f \cdot M. \quad (9)$$

Для расчета факторов эквивалентности и эквивалентных молярных масс химических веществ используются формулы, представленные в табл. 2.

Таблица 2

Формулы для расчета фактора эквивалентности и эквивалентной молярной массы химических веществ

Фактор эквивалентности, f	Эквивалентная молярная масса, $M_{\text{Э}}$	Примеры
<i>Химический элемент, Э</i>		
$f(\text{Э}) = \frac{1}{\text{В}}$ В – валентность элемента	$M_{\text{Э}} = \frac{M(\text{Э})}{\text{В}}$	$M_{\text{Э}}(\text{Ca}) = 40/2 = 20$ г/моль·эquiv.
<i>Простое вещество, X_n</i>		
$f(X_n) = \frac{1}{\text{В} \cdot n}$ n – количество атомов в молекуле X_n	$M_{\text{Э}}(X_n) = \frac{M(X_n)}{\text{В} \cdot n}$	$M_{\text{Э}}(\text{H}_2) = 2/1 \cdot 2 = 1$ г/моль·эquiv. $M_{\text{Э}}(\text{O}_2) = 32/2 \cdot 2 = 8$ г/моль·эquiv.
<i>Оксид, $\text{Э}_n\text{O}_m$</i>		
$f(\text{Э}_n\text{O}_m) = \frac{1}{\text{В}(\text{Э}) \cdot n(\text{Э})}$	$M_{\text{Э}}(\text{Э}_n\text{O}_m) = \frac{M(\text{Э}_n\text{O}_m)}{\text{В}(\text{Э}) \cdot n(\text{Э})}$	$M_{\text{Э}}(\text{P}_2\text{O}_5) = 142/5 \cdot 2 = 14,2$ г/моль·эquiv.
<i>Кислота</i>		
$f(\text{кислоты}) = \frac{1}{\text{кол-во H}^+}$	$M_{\text{Э}} = \frac{M(\text{кислоты})}{\text{кол-во H}^+}$	$M_{\text{Э}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98/3 = 32,7$ г/моль·эquiv.
<i>Основание</i>		
$f(\text{основания}) = \frac{1}{\text{кол-во OH}^-}$	$M_{\text{Э}} = \frac{M(\text{основания})}{\text{кол-во OH}^-}$	$M_{\text{Э}}(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 90/2 = 45$ г/моль·эquiv.
<i>Соль</i>		
$f(\text{соли}) = \frac{1}{\text{кол-во Me} \cdot \text{В}(\text{Me})}$	$M_{\text{Э}} = \frac{M(\text{соли})}{\text{В}(\text{Me}) \cdot \text{кол-во Me}}$	$M_{\text{Э}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342/3 \cdot 2 = 57$ г/моль·эquiv.

Эквивалентное количество вещества ($n_{\text{Э}}$, моль·эquiv) равно отношению массы данного вещества к его эквивалентной молярной массе:

$$n_{\text{Э}} = \frac{m}{M_{\text{Э}}}. \quad (10)$$

Эквивалентный молярный объем (V_3) газообразного вещества при н.у. равен произведению фактора эквивалентности (f) на молярный объем V_M ($V_M = 22,4$ л) (прил. 4):

$$V_3 = f \cdot V_M. \quad (11)$$

Например, эквивалентный молярный объем для водорода H_2 :

$$V_3 = 22,4/2 \cdot 1 = 11,2 \text{ л,}$$

а для кислорода O_2 :

$$V_3 = 22,4/2 \cdot 2 = 5,6 \text{ л.}$$

В основе всех методов определения эквивалентных молярных масс лежит закон эквивалентов, который гласит: *вещества взаимодействуют друг с другом в количествах, пропорциональных их эквивалентным молярным массам*

$$\frac{m(1)}{m(2)} = \frac{M_3(1)}{M_3(2)}. \quad (12)$$

В тех случаях, когда эквивалентная молярная масса определяется по объему выделившегося или поглощенного газа (H_2 или O_2), удобно пользоваться величиной эквивалентного объема V_3 . Формула закона эквивалента тогда имеет вид:

$$\frac{m(1)}{V(2)} = \frac{M_3(1)}{V_3(2)}. \quad (13)$$

Порядок выполнения работы

1. По схеме собираем прибор, который позволяет измерить объем кислорода, полученного в результате разложения перманганата калия, в соответствии с уравнением



2. Зарисовываем схему прибора с обозначением ее деталей.



Схема прибора по измерению объема кислорода, выделившегося при разложении перманганата калия:

- 1 – штатив Бунзена;
- 2 – горелка;
- 3 – пробирка с $KMnO_4$;
- 4 – газоотводная трубка;
- 5 – мерный цилиндр;
- 6 – кристаллизатор

3. Осторожно, на небольшом пламени горелки нагреваем пробирку с $KMnO_4$, собирая газ в цилиндр до отметки 30–40 мл. Затем нагрев прекращаем.

4. После прекращения нагрева вынимаем из-под цилиндра конец газоотводной трубки и измеряем объем выделившегося кислорода $V(O_2)$ по градуировочной шкале цилиндра. С помощью линейки измеряем расстояние от уровня воды в кристаллизаторе до уровня воды в цилиндре.

5. Пробирку охлаждаем в течение 10 минут.

6. Взвешиваем охлажденную пробирку с оставшимся веществом.

7. По термометру, барометру и стандартной таблице определяем температуру (t , °C), атмосферное давление (P) и давление водяных паров (h) в лаборатории и записываем их в таблицу экспериментальных данных (табл. 3).

Экспериментальные данные

№ _{п/п}	Название величины	Единицы измерения	Обозначение величины	Формула для расчета	Числовое значение
1	Масса пробирки с КМnO ₄ до разложения	г	m_1	–	
2	Масса пробирки с КМnO ₄ после разложения	г	m_2	–	
3	Масса выделившегося кислорода	г	m	$m = m_1 - m_2$	
4	Температура в лаборатории	°С	t	–	
5	Температура	К	T	$T = 273 + t$	
6	Температура при н.у.	К	T_0	–	
7	Высота столба воды	мм	H	–	
8	Давление по барометру	мм рт. ст.	$P_{\text{атм}}$	–	
9	Давление водяных паров	мм рт. ст.	h	Справ. данные	
10	Давление столба воды	мм рт. ст.	$P_{\text{В}}$	$P_{\text{В}} = H/13,6$	
11	Давление кислорода	мм рт. ст.	P	$P = P_{\text{атм}} - (h + P_{\text{В}})$	
12	Давление газа при н.у.	мм рт. ст.	P_0	–	
13	Объем выделившегося кислорода	мл	$V(\text{O}_2)$	–	
14	Объем выделившегося кислорода, приведенный к н.у.	мл	$V_0(\text{O}_2)$	$V_0 = \frac{V(\text{O}_2) \cdot P \cdot T_0}{P_0 \cdot T}$	

Расчет молекулярной массы кислорода

1. Определив массу выделившегося газа m и вычислив его объем при н.у. $V_0(\text{O}_2)$, находим по закону Авогадро [следствие 2, формула (3)] молекулярную массу кислорода.

$$M_{\text{эксп}(1)}(\text{O}_2) = \frac{m \cdot 22400}{V_0(\text{O}_2)} = \frac{\quad}{\quad} =$$

2. Находим молекулярную массу кислорода с помощью уравнения Клапейрона – Менделеева по формуле (8):

$$M_{\text{эксп}(2)}(\text{O}_2) = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{\quad}{\quad} =$$

3. Находим среднее значение молекулярной массы

$$M_{\text{эксп}}^{\text{сред}} = \frac{M_{\text{эксп}(1)} + M_{\text{эксп}(2)}}{2} = \frac{\quad}{\quad} =$$

Вывод: _____

Дополнения и исправления: _____

Зачтено _____
дата

Подпись преподавателя _____

Лабораторная работа № 3

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОВОГО ЭФФЕКТА ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Цель работы: расчетно-экспериментальным методом определить тепловой эффект химической реакции гидратации соли (сульфата меди).

Теоретическая часть

В результате химической реакции происходит выделение или поглощение энергии. Обычно эта энергия выделяется или поглощается в виде теплоты. Раздел химической термодинамики, посвященный изучению тепловых эффектов химических реакций, называется *термохимией*.

Количество энергии, выделяемое или поглощаемое системой в ходе реакции (при $T = \text{const}$ и $P = \text{const}$), отнесенное к количеству молей вещества, указанное в уравнении реакции, называется *тепловым эффектом реакции* (Q , кДж).

Уравнение химической реакции, в котором приведено значение теплового эффекта этой реакции (Q) и указаны агрегатные состояния реагентов и продуктов, называется *термохимическим*.

Химические реакции, протекающие с выделением теплоты в окружающую среду, называются *экзотермическими* ($Q > 0$). Химические реакции, протекающие с поглощением теплоты из окружающей среды, называются *эндотермическими* ($Q < 0$).

В термодинамике изменение энергетического состояния системы описывается величиной энтальпии H (прил. 3), изменение которой равно $\Delta H = H_{\text{кон}} - H_{\text{исх}}$, где $H_{\text{кон}}$ – конечное, а $H_{\text{исх}}$ – исходное энергетическое состояние системы. Положительное значение $\Delta H > 0$ получается в том случае, когда $H_{\text{кон}} > H_{\text{исх}}$, т.е. когда система поглощает энергию в ходе процесса (эндотермический процесс). В случае, когда система выделяет энергию (экзотермический процесс), т.е. когда $H_{\text{кон}} < H_{\text{исх}}$, ΔH имеет отрицательное значение ($\Delta H < 0$). Соответственно:

$$\Delta H = - Q. \quad (1)$$

Стандартной теплотой (энтальпией) образования сложного вещества ($\Delta_f H_{298}^0$, кДж/моль) (прил. 3, 6) называется количество энергии (теплоты), выделяемое или поглощаемое при образовании одного моля сложного вещества из простых при стандартных условиях ($T = 298 \text{ K}$ и $P = 10^5 \text{ Па}$) (прил. 3, 4). Значения стандартных энтальпий образования веществ приведены в справочниках. Стандартные энтальпии образования простых веществ (O_2 , C , Na , Cl_2 и др.), устойчивых при стандартных условиях, условно приняты равными нулю.

Теплота растворения $\Delta H_{\text{раств}}$ – количество теплоты, выделяемое или поглощаемое при растворении 1 моля вещества в определенном большом объеме растворителя.

Теплота гидратации $\Delta H_{\text{гидр}}$ – количество теплоты, которое выделяет система, присоединяя к 1 молю безводной соли соответствующее количество воды.

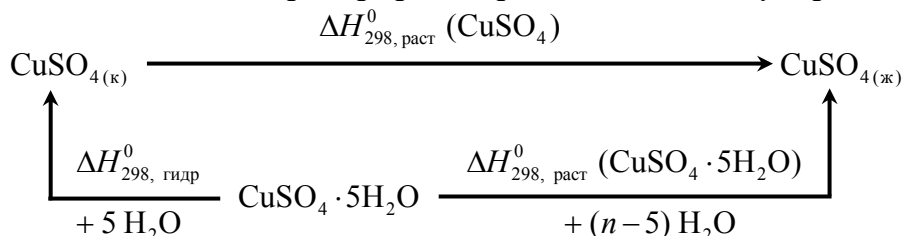
Одним из важнейших законов термохимии является **закон Гесса**: *тепловой эффект химической реакции не зависит от того, протекает ли реакция в одну или несколько стадий, а определяется только начальным и конечным состоянием реагирующих веществ*. Закон Гесса лежит в основе термохимических расчетов химических реакций.

Следствие 1 из закона Гесса: сумма энтальпий двух или более промежуточных стадий при переходе от исходного состояния к конечному состоянию равна энтальпии реакции, которая непосредственно ведет от исходного к конечному состоянию системы.

В качестве примера рассмотрим процесс растворения в воде безводного сульфата меди

(CuSO_4) и гидратированного сульфата меди ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$). Безводный сульфат меди растворяется с выделением теплоты (реакция экзотермическая, $\Delta H_{298, \text{раст}}^0(\text{CuSO}_4) < 0$). Растворение гидратированного сульфата меди протекает с поглощением теплоты (реакция эндотермическая $\Delta H_{298, \text{раст}}^0(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) > 0$). Процесс растворения безводного сульфата меди может протекать по двум маршрутам согласно схеме:

Схема закона Гесса на примере растворения безводного сульфата меди



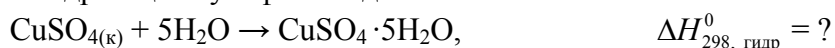
I маршрут – одна суммарная стадия:

растворение сульфата меди



II маршрут – две последовательно протекающие стадии:

– гидратация сульфата меди



– растворение гидратированного сульфата меди



Энтальпию (теплоту) гидратации безводной соли ($\Delta H_{298, \text{гидр}}^0$) можно определить из данных по энтальпиям (теплотам) растворения безводной соли $\Delta H_{298, \text{раст}}^0(\text{CuSO}_4)$ и ее кристаллогидрата $\Delta H_{298, \text{раст}}^0(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})$, пользуясь первым следствием из закона Гесса. Так как начальное и конечное состояния в обоих случаях одинаковы, можно записать:

$$\Delta H_{298, \text{раст}}^0(\text{CuSO}_4) = \Delta H_{298, \text{гидр}}^0 + \Delta H_{298, \text{раст}}^0(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}).$$

Отсюда энтальпия гидратации сульфата меди равна:

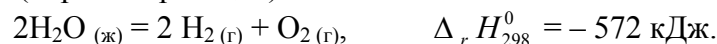
$$\Delta H_{298, \text{гидр}}^0 = \Delta H_{298, \text{раст}}^0(\text{CuSO}_4) - \Delta H_{298, \text{раст}}^0(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}),$$

$$\Delta H_{298, \text{гидр}}^0 = -66,11 - 11,51 = -77,62 \text{ кДж.}$$

Следствие 2 из закона Гесса (закон Лавуазье-Лапласа): тепловые эффекты прямой и обратной реакции (изменение энтальпий) численно равны, но противоположны по знаку. Например, горение водорода в кислороде с образованием воды протекает по уравнению (прямая реакция):



Разложение воды (обратная реакция):



Из вышеприведенного примера видно, что при образовании воды выделяется столько же теплоты, сколько поглощается при ее распаде на исходные вещества.

Следствие 3 из закона Гесса: тепловой эффект реакции (изменение энтальпии) равен разности между суммой энтальпий образования продуктов реакции и суммой энтальпий образования исходных веществ с учетом стехиометрических количеств всех веществ и их агрегатных состояний.

$$\Delta_r H_{298}^0 = \sum [n \cdot \Delta_f H_{298}^0(\text{прод})] - \sum [n \cdot \Delta_f H_{298}^0(\text{исх. в.-в})]. \quad (2)$$

Таким образом, тепловой эффект любой реакции может быть рассчитан по энтальпиям образования исходных веществ и продуктов реакции на основе закона Гесса. Экспериментально тепловые эффекты реакций измеряют методами калориметрии при постоянном объеме или давлении.

Порядок выполнения работы

Для определения теплоты реакций, протекающих в растворах, можно использовать упрощенный калориметр. Зарисовываем схему калориметра с обозначение его деталей (рис. 1).



Рис. 1. Схема калориметра:

- 1 – наружный стакан;
- 2 – внутренний стакан;
- 3 – прокладка;
- 4 – крышка;
- 5 – термометр;
- 6 – мешалка

Опыт 1. Определение энтальпии (теплого эффекта) растворения соли CuSO_4

Во внутренний стакан калориметра наливаем 25 мл дистиллированной воды, измеряем температуру воды с точностью до $0,1^\circ\text{C}$. Взвешиваем 1 г безводной соли. Быстро и аккуратно вносим навеску соли в калориметрический сосуд с водой через сухую воронку. Непрерывно перемешивая раствор мешалкой, измеряем температуру через каждые 10 секунд до плавного изменения температуры и ее постоянства. Показания вносим в табл. 1.

Таблица 1

$\tau, \text{с}$	τ_0	5	10	15	20	25	30	35	40	50
$t, ^\circ\text{C}$										

Строим график «Температура – время» (рис. 2), отметив по оси ординат температуру, а на оси абсцисс – время.

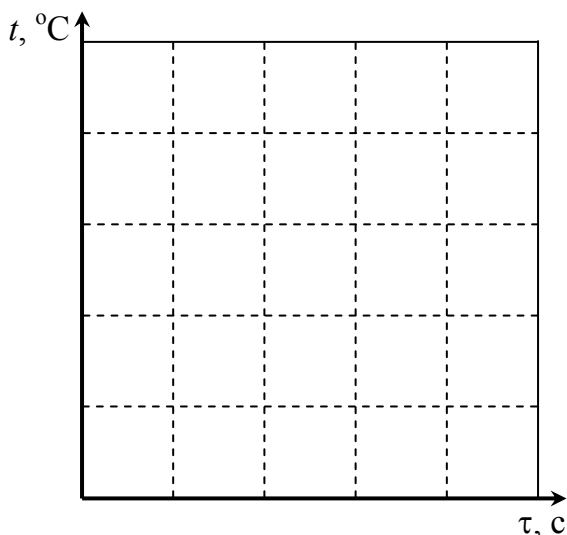


Рис. 2. _____

(название рисунка)

Определяем тепловой эффект растворения безводного сульфата меди в пересчете на 1 моль соли по формуле:

$$Q = \frac{(m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{соли}}) \cdot \Delta t \cdot M \cdot 4,184}{m_{\text{соли}} \cdot 1000} = \underline{\hspace{10cm}} =$$

где $m_{\text{H}_2\text{O}}$ – масса воды, $m_{\text{H}_2\text{O}} = \underline{\hspace{5cm}}$;
 $m_{\text{соли}}$ – масса CuSO_4 , $m_{\text{соли}} = \underline{\hspace{5cm}}$;
 M – молярная масса CuSO_4 , $M = \underline{\hspace{5cm}}$;
 $\Delta t = t_{\text{к}} - t_{\text{н}}$, $t_{\text{к}}$ – конечная температура, $t_{\text{н}}$ – начальная температура
 $\Delta t = \underline{\hspace{5cm}}$;
 4,184 Дж/г·град – удельная теплоемкость воды.

$$\Delta H_{298, \text{раст}}^0 (\text{CuSO}_4) = -Q = \underline{\hspace{10cm}}.$$

Опыт 2. Определение энтальпии (теплового эффекта) растворения кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Опыт 2 проводим аналогично опыту 1, освободив калориметр
 Показания термометра вносим в табл. 2.

Таблица 2

$\tau, \text{с}$	τ_0	5	10	15	20	25	30	35	40	50
$t, ^\circ\text{C}$										

Строим график «Температура – время» (рис. 3), отметив по оси ординат температуру, а на оси абсцисс – время.

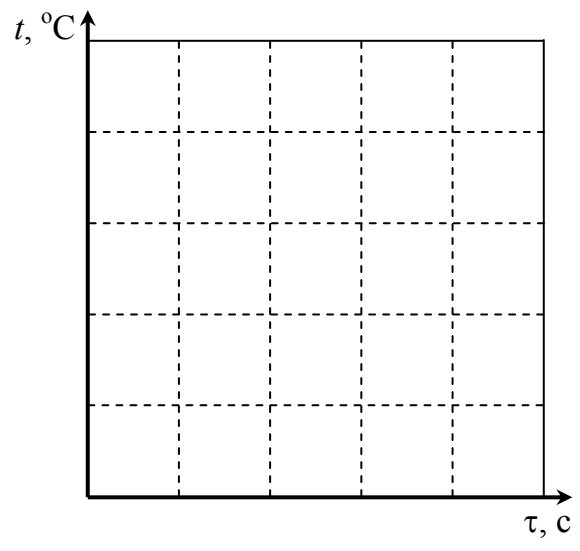


Рис. 3 _____

(название рисунка)

Определяем тепловой эффект растворения кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ в пересчете на 1 моль соли по уравнению

$$Q = \frac{(m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{соли}}) \cdot \Delta t \cdot M \cdot 4,184}{m_{\text{соли}} \cdot 1000} = \underline{\hspace{10em}} =$$

где $m_{\text{H}_2\text{O}}$ – масса воды, $m_{\text{H}_2\text{O}} = \underline{\hspace{10em}}$;

$m_{\text{соли}}$ – масса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $m_{\text{соли}} = \underline{\hspace{10em}}$;

M – молярная масса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $M = \underline{\hspace{10em}}$;

$\Delta t = t_{\text{к}} - t_{\text{н}}$, $t_{\text{к}}$ – конечная температура, $t_{\text{н}}$ – начальная температура

$\Delta t = \underline{\hspace{10em}}$;

4,184 Дж/г · град – удельная теплоемкость воды.

$$\Delta H_{298, \text{раст}}^0 (\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = -Q = \underline{\hspace{10em}}.$$

Расчет теплоты гидратации сульфата меди

По найденным теплотам растворения безводной соли и кристаллогидрата вычисляем теплоту гидратации сульфата меди (экспериментальные значения):

$$\Delta H_{298, \text{гидр}}^0 (\text{эксп}) = \Delta H_{298, \text{раст}}^0 (\text{CuSO}_4) - \Delta H_{298, \text{раст}}^0 (\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \underline{\hspace{10em}} =$$

Сравниваем полученную опытную величину теплоты гидратации с табличной

$\Delta H_{\text{гидр}} (\text{теор}) = \underline{\hspace{10em}}$ и вычисляем относительную ошибку опыта:

$$\Pi = \left| \frac{\Delta H_{298, \text{гидр}}^0 (\text{теор}) - \Delta H_{298, \text{гидр}}^0 (\text{эксп})}{\Delta H_{298, \text{гидр}}^0 (\text{теор})} \right| \cdot 100 \% = \underline{\hspace{10em}} \cdot 100 \% =$$

Вывод: _____

Исправления и дополнения: _____

Зачтено _____

дата

Подпись преподавателя _____

Лабораторная работа № 4

КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Цель работы: на практике познакомиться с закономерностями изменения скоростей химических реакций в зависимости от основных факторов (концентрация, температура).

Теоретическая часть

Раздел химии, изучающий скорость химических реакций, называется *химической кинетикой*. Скорость химической реакции (v) – число элементарных актов реакции, происходящих в единицу времени, в единице объема (для гомогенных реакций) или на единице поверхности раздела фаз (для гетерогенных реакций). Мерой скорости химической реакции является количество вещества, вступившего в реакцию или образовавшегося в результате реакции.

Для гомогенной реакции:
$$v = \frac{\Delta n}{V \cdot \Delta \tau} = \frac{\Delta C}{\Delta \tau} \quad (1)$$

Для гетерогенной:
$$v = \frac{\Delta n}{S \cdot \Delta \tau} \quad (2)$$

где n – количество вещества, моль; C – молярная концентрация реагирующих веществ ($C = \frac{n}{V}$), моль/л; V – объем, м³; τ – время, с; S – поверхность, м² (прил. 3, 4).

Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ, концентрации реагирующих веществ, температуры, присутствия катализатора и для гетерогенных реакций – от величины поверхности твердого вещества (степени дисперсности вещества).

1. Зависимость скорости от концентрации реагирующих веществ выражается *законом действия масс (ЗДМ, закон Гульдберга и Вааге)*: скорость простых реакций (реакции, протекающие в одну стадию) прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, соответствующих стехиометрическим коэффициентам. Например, для обратимой реакции



ЗДМ имеет вид:

$$v_{пр} = k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b \text{ – для прямой реакции;}$$

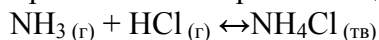
$$v_{обр} = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d \text{ – для обратной реакции,}$$

где $[A]$, $[B]$, $[C]$, $[D]$ – молярные концентрации веществ, моль/л;

a , b , c , d – стехиометрические коэффициенты;

k_1 , k_2 – константы скорости (скорости реакций при концентрациях веществ = 1).

Концентрации твердых веществ принято считать равными единице. Например, для реакции



$$v_{пр} = k_1 \cdot [NH_3] \cdot [HCl],$$

$$v_{обр} = k_2.$$

2. Зависимость скорости от температуры. При увеличении температуры скорость химической реакции увеличивается. Приблизительно эта зависимость может быть определена с помощью *правила Вант-Гоффа*: при повышении температуры на каждые 10 градусов скорость химической реакции увеличивается в 2–4 раза:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{(T_2 - T_1)}{10}}, \text{ или } v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}, \quad (3)$$

где v_1 – скорость реакции при T_1 ; v_2 – скорость реакции при T_2 ; γ – температурный коэффициент, который меняется от 2 до 4; T_1 и T_2 – температуры ($T_2 > T_1$), $\Delta T = T_2 - T_1$.

Более точно влияние температуры на скорость химической реакции можно определить с помощью уравнения Аррениуса:

$$v \sim k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{R \cdot T}}, \quad (4)$$

где v – скорость химической реакции; k – константа скорости (скорость при концентрациях реагентов, равных 1); A – предэкспоненциальный множитель; e – экспонента, R – газовая постоянная (8,31 Дж/моль·К); T – температура, К; E_a – энергия активации, кДж/моль.

Предэкспоненциальный множитель (A) в уравнении Аррениуса

Значение предэкспоненциального множителя определяется природой реагентов, вступающих в реакцию.

$$A = z \cdot P, \quad (5)$$

где z – коэффициент, равный числу соударений молекул в 1 секунду для данной реакции; P – стерический фактор, определяющий вероятность взаимодействия данных молекул.

Энергия активации (E_a)

Величина энергии активации в уравнении Аррениуса имеет точное значение для каждой химической реакции и определяется природой реагирующих веществ. Энергия активации – избыточная энергия, которой должны обладать молекулы для того, чтобы их столкновение могло привести к образованию нового вещества. Молекулы, обладающие такой энергией, называются *активными молекулами*. Физический смысл энергии активации химической реакции можно продемонстрировать графиком изменения потенциальной энергии в ходе химической реакции (рис. 1).

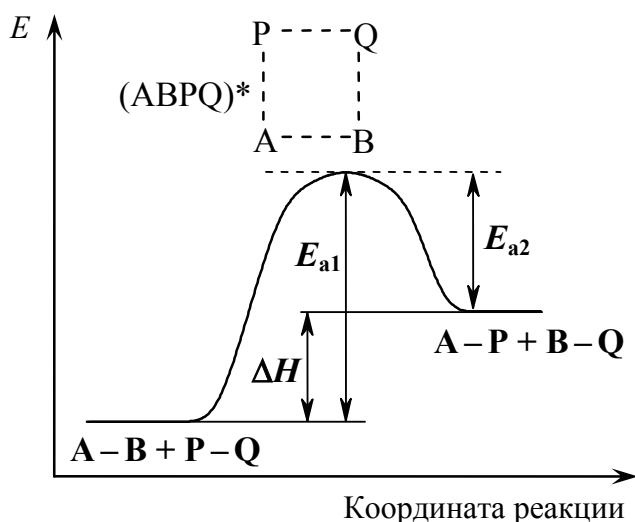


Рис. 1. Изменение потенциальной энергии между реакционными центрами в реакции:

- AB и PQ – исходные вещества;
- AP и BQ – продукты реакции;
- APQB – переходное состояние;
- E_{a1} – энергия активации первой реакции (прямой реакции);
- E_{a2} – энергия активации второй реакции (обратная реакция);
- ΔH – тепловой эффект реакции

Для того чтобы произошла реакция, необходимо сначала преодолеть отталкивание электронных оболочек молекул, разорвать или ослабить связи между атомами исходных веществ. На это надо затратить определенную энергию. Если энергия сталкивающихся молекул достаточна, то столкновение может привести к перестройке атомов и к образованию молекулы нового вещества. При разрыве или ослаблении связей между атомами в молекулах исходные вещества переходят в неустойчивое промежуточное состояние, характеризующееся большим запасом энергии. Это состояние называется *активированным комплексом* или *переходным состоянием*. Именно для его образования и необходима энергия активации (E_a) (рис. 1). Неустойчивый активированный комплекс существует короткое время. Он распадается с образованием продуктов реакции или исходных веществ, при этом энергия выделяется. Переходное состояние возникает в ходе как прямой, так и обратной реакции. Энергетически оно отличается от исходных веществ на величину энергии актива-

ции прямой реакции, а от конечных – на энергию активации обратной реакции. Эти соотношения показаны на рис. 1. Видно, что разность энергий активации прямой и обратной реакции равна тепловому эффекту реакции.

В зависимости от величины энергии активации выделяют реакции:

быстрые	$E_a < 40$ кДж/моль
реакции со средней скоростью	$E_a =$ от 40 до 120 кДж/моль
медленные	$E_a > 120$ кДж/моль

С ростом температуры наблюдается увеличение энергии системы, и соответственно увеличивается доля молекул, энергия которых равна или превышает энергию активации данной химической реакции, что приводит к росту ее скорости.

Определение энергии активации и предэкспоненциального множителя.

Энергию активации можно определить по экспериментальным данным, используя уравнение Аррениуса (2) в логарифмическом виде:

$$\ln v = \ln A - \frac{E_a}{R \cdot T}. \quad (6)$$

По экспериментальным данным строится график зависимости $\ln v$ от $1/T$ (рис. 2). Предэкспоненциальный множитель определяется по отрезку b , отсекаемому экспериментальной прямой на оси ординат:

$$b = \ln A, \text{ или } A = e^b. \quad (7)$$

Энергия активации определяется по тангенсу угла наклона прямой:

$$-\frac{E_a}{R} = \operatorname{tg}(\varphi) \text{ или } \frac{E_a}{R} = \operatorname{tg}(\gamma) = \frac{b}{a}, \text{ соответственно } E_a = R \cdot \frac{b}{a}, \quad (8)$$

где b – отрезок, отсекаемый экспериментальной прямой на оси ординат; a – отрезок, отсекаемый экспериментальной прямой на оси абсцисс (рис. 2).

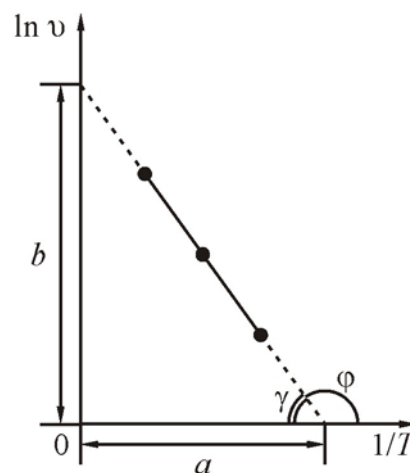


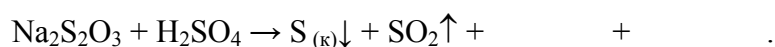
Рис. 2. График зависимости скорости реакции от температуры

3. Зависимость скорости реакции от катализатора. Катализатор – вещество, ускоряющее химическую реакцию, но не входящее в состав конечного продукта реакции. В присутствии катализатора реакция протекает по нескольким стадиям, отличающимся от исходного маршрута, которые характеризуются меньшими значениями энергий активации. Введение катализатора позволяет уменьшить значение энергии активации и тем самым увеличить скорость реакции.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации

В трех пробирках приготовили три раствора тиосульфата натрия различной концентрации в соответствии с табл. 1. В каждую пробирку последовательно добавляем по одной капле серной кислоты и определяем время течения реакции τ (до появления заметной опалесценции (помутнения) раствора). При этом протекает следующая реакция:



Определив относительную скорость реакции (v) $1/\tau$, заносим результаты измерения в табл. 1.

Таблица 1

№ пробирки	Число капель			Общее количество капель	Время реакции τ , с	Скорость реакции $v = 1/\tau$, с ⁻¹
	Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ O	H ₂ SO ₄			
1	4	8	1	13		
2	8	4	1	13		
3	12	0	1	13		

По результатам эксперимента строим график (рис. 3) в координатах: скорость реакции – концентрация тиосульфата натрия.

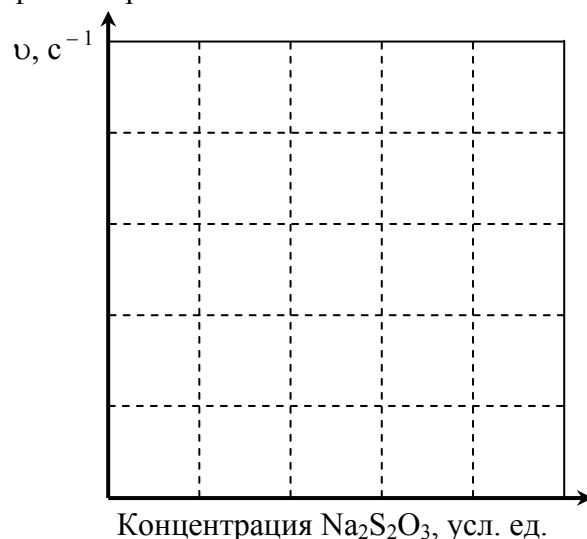


Рис. 3. _____
(название рисунка)

Вывод:

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

С использованием термостата повторяем опыт 1 (см. табл. 1, пробирка 1) при температуре на 10 и 20 °С выше первоначальной. Результаты заносим в табл. 2.

Таблица 2

№ пробирки	Температура опыта t , °С	Температура опыта T , К	$1/T$, К ⁻¹	Время течения реакции τ , с	Скорость реакции $v = 1/\tau$	$\ln v$
1						
2						
3						

По результатам эксперимента строим график (рис. 4) в координатах: скорость реакции – температура.

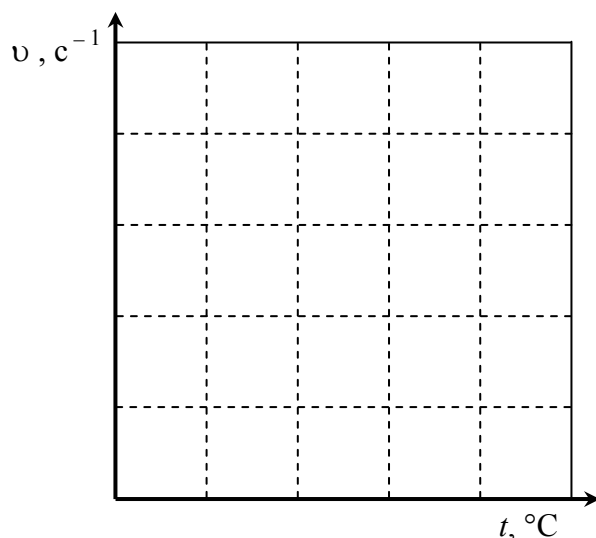


Рис. 4. _____
(название рисунка)

Определение температурного коэффициента

Рассчитываем средний температурный коэффициент реакции по уравнению Вант-Гоффа (1), используя значения двух соседних опытов. Так как $\Delta T = 10$, температурный коэффициент равен отношению скоростей.

$$\gamma_1 = \frac{v_2}{v_1} = \text{_____} =$$

$$\gamma_2 = \frac{v_3}{v_2} = \text{_____} =$$

$$\gamma_{\text{ср}} = \frac{\gamma_1 + \gamma_2}{2} = \text{_____} =$$

Определение энергии активации и предэкспоненциального множителя

Определяем энергию активации и предэкспоненциальный множитель реакции, построив график зависимости логарифма скорости реакции от обратной температуры (рис. 5).

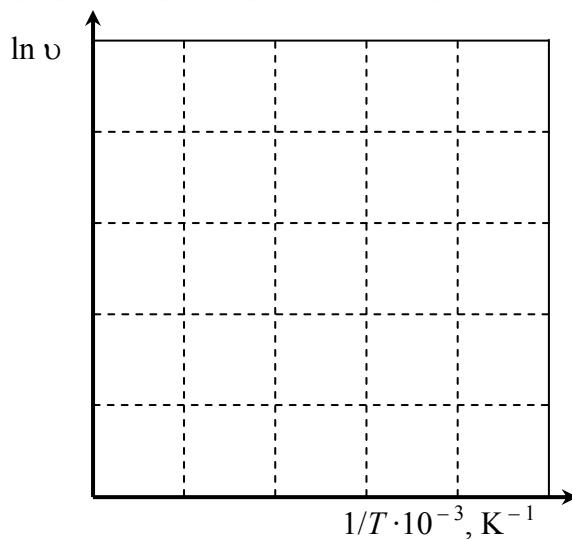


Рис. 5. _____
(название рисунка)

Энергию активации определяем двумя методами:

1. По формуле (8): $E_a = R \cdot \frac{b}{a} = \text{-----} =$

где b – отрезок прямой на оси ординат;
 a – отрезок прямой на оси абсцисс.

2. Используя экспериментальные значения двух соседних точек:

$$E_{a1} = \frac{R \cdot T_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1} \cdot \ln \left(\frac{\tau_1}{\tau_2} \right) = \text{-----} =$$

$$E_{a2} = \frac{R \cdot T_3 \cdot T_2}{T_3 - T_2} \cdot \ln \left(\frac{\tau_2}{\tau_3} \right) = \text{-----} =$$

где T_1, T_2, τ_1, τ_2 – значения двух пар соседних точек,

Находим среднее значение:

$$E_a = \frac{E_{a1} + E_{a2}}{2} = \text{-----} =$$

Предэкспоненциальный множитель определяем по формуле (7):

$\ln A = b; A = e^b =$

Вывод: _____

Общий вывод: _____

Исправления и дополнения: _____

Зачтено _____
 дата

Подпись преподавателя _____

Лабораторная работа № 5

ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРА. ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ

Цель работы: освоить на практике один из наиболее распространенных методов определения концентрации растворов – метод титрования. Экспериментально определить временную, общую и постоянную жесткость водопроводной воды.

Теоретическая часть

Раствор – гомогенная система, имеющая переменный состав и состоящая из двух или более компонентов. Раствор состоит из *растворителя* и *растворенного вещества*. *Растворитель* – вещество, агрегатное состояние которого принимает раствор. *Растворение* – процесс образования раствора.

При большом количестве растворенного вещества между его молекулами может осуществляться взаимодействие, при малом количестве – нет. Такие растворы называются *идеальными*. Разбавленные растворы близки по свойствам к идеальным растворам.

Концентрация – величина, выражающая относительное содержание данного компонента в системе (смеси, растворе).

Таблица 1

Способы выражения концентраций растворов

Название	Определение	Обозначение и единицы измерения	Формула
Массовая концентрация	Число граммов (единиц массы) вещества, содержащихся в 100 г (единиц массы) раствора	ω , % –	
Молярная концентрация	Число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора	C_M , моль/л (М)	
Молярная концентрация эквивалента (нормальность)	Число эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора	C_N , моль экв./л (Н)	
Моляльная концентрация (моляльность)	Число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 кг растворителя	C_m , моль/кг	
Титр	Число граммов растворенного вещества в 1 мл (см ³) раствора	T , г/мл	
Молярная доля	Число молей растворенного вещества, отнесенное к общему числу молей (растворитель + растворенное вещество)	N –	

Способы определения концентрации растворов

Самыми распространенными и доступными методами определения концентрации растворенного вещества являются гравиметрия и титриметрия.

Гравиметрия – весовой метод. Он заключается в превращении определяемой составной части в малорастворимое соединение. Осадок этого соединения выделяют, высушивают, прокаливают и взвешивают. По его массе рассчитывают содержание определяемой состав-

ной части. Этот метод можно использовать, если концентрации веществ не менее 0,01 %.

Титриметрия – количественный метод анализа, основанный на измерении объема. *Титрование* – процесс, в котором количество нужного вещества определяют по количеству израсходованного стандартного реагента, который вступает в реакцию с определяемым веществом. Титрование проводят, осторожно добавляя реагент известной концентрации, пока реакция с определяемым веществом не закончится, а затем измеряют объем стандартного реагента. Раствор реагента с точно известной концентрацией называют *стандартным раствором*.

Таким образом, титрование – добавление стандартного раствора в количестве, химически эквивалентном количеству реагирующего с ним вещества. Это условие достигается в *точке эквивалентности*.

Точку эквивалентности зафиксировать нельзя, так как раствор остается прозрачным. Поэтому в исследуемый раствор дополнительно вводят химическое соединение, способное менять окраску в точке эквивалентности. Такое вещество называется индикатором, основные индикаторы приведены в прил. 2.

Объемы растворов реагирующих веществ и их концентрации (молярные концентрации эквивалентов) связаны соотношением:

$$C_{н1} \cdot V_1 = C_{н2} \cdot V_2, \quad (1)$$

где $C_{н1}$ и $C_{н2}$ – молярные концентрации эквивалента растворов с известной и неизвестной концентрацией, соответственно; V_1 и V_2 – объемы прореагировавших растворов. Из выражения (1) получим формулу (2), позволяющую рассчитать неизвестную концентрацию $C_{н2}$ по известным $C_{н1}$, V_1 и V_2 :

$$C_{н2} = \frac{C_{н1} \cdot V_1}{V_2}. \quad (2)$$

Рассмотрим процесс *кислотно-основного* титрования на примере (рис. 1). Допустим, требуется определить концентрацию азотной кислоты (HNO_3). В качестве стандартного реагента возьмем гидроксид калия с известной концентрацией.

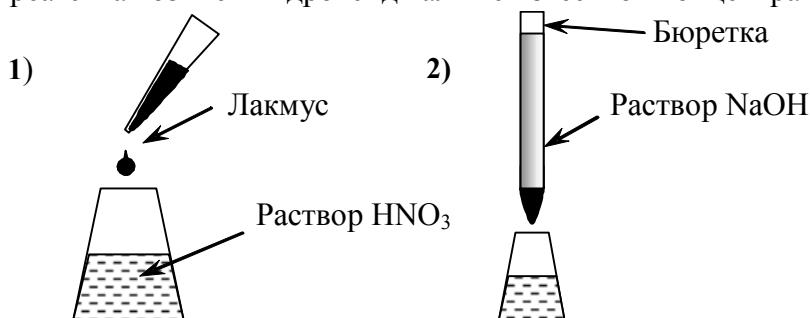


Рис. 1. Титрование

Нальем определенный объем кислоты в колбу и добавим несколько капель индикатора (лакмус). Раствор окрасится в красный цвет (прил. 2), так как среда кислая и $\text{pH} < 7$. Добавляя по каплям из бюретки раствор щелочи в колбу, будем следить за изменением окраски раствора, вследствие протекания реакции:



Точка эквивалентности будет достигнута тогда, когда вся азотная кислота израсходуется на образование нитрата натрия. При этом pH раствора будет увеличиваться и в точке эквивалентности станет равным 7, так как в процессе проведения реакции концентрация свободных ионов водорода будет уменьшаться, и в конце среда станет нейтральной. При достижении точки эквивалентности лакмус окрасит раствор в фиолетовый цвет. Далее необходимо измерить объем раствора щелочи, израсходованный на титрование, и рассчитать концентрацию кислоты по формуле (2).

Жесткость воды

Ввиду широкой распространенности кальция, соли его почти всегда содержатся в природной воде. Природная вода, содержащая в растворе большое количество солей кальция и магния, называется *жесткой водой* в противоположность *мягкой воде*, содержащей мало таких солей или вообще не содержащей их.

Суммарное содержание солей магния и кальция в воде называется *общей жесткостью*. Она подразделяется на *карбонатную жесткость*, обусловленную присутствием карбонатов кальция и магния, и *некарбонатную*, обусловленную присутствием солей сильных кислот (сульфатов и хлоридов) кальция и магния. При длительном кипячении воды, обладающей карбонатной жесткостью, в ней появляется осадок, состоящий главным образом из CaCO_3 , и выделяется CO_2 . Оба этих вещества образуются вследствие разложения гидрокарбоната кальция:



Поэтому карбонатную жесткость называют еще *временной жесткостью*. Количественно временную жесткость характеризуют содержанием карбонатов, удаляющихся из воды при ее кипячении в течение часа. Жесткость, остающаяся после такого кипячения, называется *постоянной жесткостью*.

Жесткость воды выражают суммой миллимоль-эквивалентов ионов кальция и магния, содержащихся в одном литре воды. *Один миллимоль-эквивалент жесткости отвечает содержанию 20,04 мг/л Ca^{2+} или 12,6 мг/л Mg^{2+} .*

По значению жесткости воду условно делят:

на очень мягкую	до 1 ммоль·экв./л
на мягкую	1–4 ммоль·экв./л
на средней жесткости	4–8 ммоль·экв./л
на жесткую	8–12 ммоль·экв./л
на очень жесткую	более 12 ммоль·экв./л

Жесткость воды может быть рассчитана по формуле:

$$\text{Ж} = \frac{m_{\text{в}}}{M_{\text{э}}(\text{В}) \cdot V}, \quad (3)$$

где $m_{\text{в}}$ – масса растворенного вещества, г; $M_{\text{э}}(\text{В})$ – эквивалентная молярная масса вещества, г/моль; V – объем воды, л.

Присутствие в воде значительного количества солей кальция и магния делает воду непригодной для многих технических целей. Так, при продолжительном питании паровых котлов жесткой водой их стенки постепенно покрываются плотной коркой накипи. Такая корка уже при толщине в 1 мм сильно понижает передачу теплоты стенкам котла и следовательно, ведет к увеличению расхода топлива. Кроме того, она может служить причиной образования вздутий и трещин как в кипяточных трубах, так и на стенках самого котла. Жесткой водой нельзя пользоваться при проведении некоторых технологических процессов, например при крашении.

Жесткая вода не дает пены с мылом, так как содержащиеся в мыле растворимые натриевые соли органических кислот – пальмитиновой и стеариновой – переходят в нерастворимые кальциевые соли тех же кислот.

Процесс удаления из воды солей кальция и магния называется *водоумягчением*. Для водоумягчения применяют методы *осаждения* и *ионного обмена*. Путем осаждения катионы кальция и магния переводят в малорастворимые соединения, выпадающие в осадок. Это достигается либо *кипячением* воды, либо химическим путем – введением в воду соответствующих реагентов. При кипячении гидрокарбонаты кальция и магния превращаются в CaCO_3 (см. выше) и $\text{Mg}(\text{OH})_2$:



в результате чего устраняется только карбонатная жесткость.

При химическом методе осаждения чаще всего в качестве осадителя пользуются известью или содой. При этом в осадок (также в виде CaCO_3 и $\text{Mg}(\text{OH})_2$) переводятся все соли кальция и магния. *Напишите соответствующие уравнения реакций самостоятельно.*

Для устранения жесткости методом ионного обмена или катионирования воду пропускают через слой катионита или анионита. *Катиониты* и *аниониты* – это твердые материалы, способные к обмену ионов и нерастворимые в воде.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Определение концентрации щелочи методом титрования

Промытую дистиллированной водой, закрепленную на штативе бюретку заполняют раствором хлороводородной кислоты выше нулевого значения. Выпуская немного кислоты из бюретки, наполняют раствором нижнюю ее часть, доводят до нулевого или другого целочисленного значения уровень жидкости в бюретке. Используя мерный цилиндр или мерную пипетку, наливают в коническую колбу 10 мл щелочи неизвестной концентрации. Туда же добавляют 2 капли фенолфталеина. Медленно, при постоянном перемешивании приливают раствор кислоты в щелочь, ожидая момента, когда от одной капли кислоты титруемый раствор обесцветится.

Уравнение протекающей реакции _____

Объем кислоты, израсходованный до цветового перехода $\text{pH} = 8,3$ (исчезновение малиновой окраски фенолфталеина), с точностью до 0,05 мл записываем в табл. 2. Повторяем титрование 3 раза и определяем средний объем раствора HCl .

Таблица 2

№ опыта	Объем $V(\text{HCl})$ 0,1 н р-ра, мл	Средний объем $V_{\text{cp}}(\text{HCl})$, мл
1		
2		
3		

Находим молярную концентрацию эквивалента щелочи по уравнению (2)

$$C_{\text{н}}(\text{NaOH}) = \frac{C_{\text{н}}(\text{HCl}) \cdot V_{\text{cp}}(\text{HCl})}{V(\text{NaOH})} = \frac{\quad}{\quad} =$$

Зная молярную концентрацию эквивалента, находим титр раствора

$$T(\text{NaOH}) = \frac{M_{\text{э}}(\text{NaOH}) \cdot C_{\text{н}}(\text{NaOH})}{1000} = \frac{\quad}{\quad} =$$

где $M_{\text{э}}$ – эквивалентная молярная масса щелочи, $M_{\text{э}} =$ _____

Вывод: _____

Опыт 2. Определение жесткости воды

Опыт 2.1. Определение временной жесткости

Готовим бюретку для титрования, заполняя ее 0,05 н раствором HCl до нулевого уровня. В коническую колбу для титрования мерной пипеткой переносим 100 мл исследуемой воды. Добавляем 3 капли индикатора метилового оранжевого (прил. 2). Проводим титрование до исчезновения желтой и появления розовой окраски раствора.

Уравнение протекающей реакции _____

Пошедший на титрование объем HCl заносим в табл. 3. Повторяем титрование три раза и определяем средний объем раствора HCl.

Таблица 3

№ опыта	Объем V (HCl) 0,1 н р-ра, мл	Средний объем V_{cp} (HCl), мл
1		
2		
3		

По формулам (1) и (2) находим нормальную концентрацию солей:

$$C_n(\text{Me}(\text{HCO}_3)_2) = \frac{C_n(\text{HCl}) \cdot V_{cp}(\text{HCl})}{V(\text{H}_2\text{O})} = \text{_____} = \text{_____} \text{ моль-экв/л.}$$

Находим временную жесткость воды: $J_{\text{врем}} = C_n(\text{Me}(\text{HCO}_3)_2) \cdot 1000 = \text{_____}$ ммоль-экв/л.

Опыт 2.2. Определение общей жесткости

Готовим бюретку для титрования, заполняя ее 0,05 н раствором трилона-Б до нулевого уровня. В коническую колбу для титрования мерной пипеткой переносим 50 мл исследуемой воды. Вносим в колбу несколько крупинок индикатора – эриохрома черного. Появляется вишневое окрашивание. Для создания постоянных условий титрования добавляем 5 мл аммиачного буферного раствора (pH = 9–10). Проводим титрование до исчезновения вишневой и появления фиолетовой окраски раствора.

Пошедший на титрование объем трилона-Б заносим в табл. 4. Повторяем титрование три раза и определяем средний объем 0,05 н раствора трилона-Б.

Таблица 4

№ опыта	Объем V (трилона-Б), мл	Средний объем V_{cp} (трилона-Б), мл
1		
2		
3		

По формуле (2) рассчитываем концентрацию солей жесткости:

$$C_n(\text{солей}) = \frac{C_n(\text{трилона-Б}) \cdot V_{cp}(\text{трилона-Б})}{V(\text{H}_2\text{O})} = \text{_____} = \text{_____} \text{ моль-экв/л.}$$

Находим общую жесткость пробы воды: $J_{\text{общ}} = C_n(\text{солей}) \cdot 1000 = \text{_____}$ ммоль-экв/л.

Зная общую и временную жесткость, определяем постоянную жесткость воды:

$$J_{\text{пост}} = J_{\text{общ}} - J_{\text{врем}} = \text{_____} \text{ ммоль-экв/л.}$$

Вывод: _____

Исправления и дополнения: _____

Зачтено _____

дата

Подпись преподавателя _____

Лабораторная работа № 6

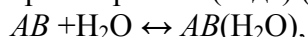
РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Цель работы: познакомиться с реакциями в растворах электролитов и выразить их молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями. Практическое знакомство с реакциями гидролиза.

Теоретическая часть

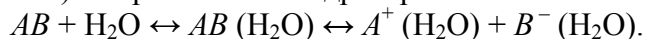
Важной характеристикой жидких растворов является *проводимость* (проводят ли электрический ток, содержат ли компоненты, которые способны переносить электричество). С позиции проводимости растворы можно разделить на электролиты и неэлектролиты.

Неэлектролиты – вещества, растворы которых не проводят электрический ток и растворимое вещество находится в виде молекул, т.е. не распадается на ионы. В растворе молекулы неэлектролита окружены молекулами растворителя (вода) (прил. 7), образуя гидраты:

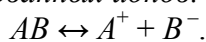


где AB – молекула вещества неэлектролита, $AB(H_2O)$ – гидрат.

Электролиты – вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток и растворенное вещество преимущественно находится в виде ионов, окруженных молекулами воды (гидратированные ионы). Распад электролита на ионы под влиянием полярных молекул растворителя (воды) называется *электролитической диссоциацией*. Например, молекула электролита AB при взаимодействии с молекулами воды образует гидрат $AB(H_2O)$, который диссоциирует (распадается) с образованием гидратированных ионов $A^+(H_2O)$ и $B^-(H_2O)$:



Обычно уравнения диссоциации в растворах электролитов записываются в упрощенной форме без учета гидратов и гидратированных ионов:



Количественной характеристикой процесса электролитической диссоциации является степень электролитической диссоциации. *Степень электролитической диссоциации* (α) показывает отношение числа молекул, диссоциирующих (распавшихся) на ионы, к общему числу молекул в растворе (прил. 8).

$$\alpha = \frac{N_{\text{дис}}}{N_{\text{общ}}} \quad \text{или} \quad \alpha = \frac{N_{\text{дис}}}{N_{\text{общ}}} \cdot 100\% . \quad (1)$$

Степень диссоциации – безразмерная величина, ее выражают в долях единицы или в процентах. По величине степени диссоциации (α) электролиты подразделяются на слабые, средние и сильные (табл. 1).

Таблица 1

Классификация электролитов ($C_n = 0,1$ моль·экв/л)

Слабые электролиты	Средние электролиты	Сильные электролиты
$0 < \alpha < 3 \%$	$3 \% < \alpha < 30 \%$	$\alpha > 30 \%$
<p>Основания: нерастворимые в воде и NH_4OH; H_2O.</p> <p>Кислоты: CH_3COOH, H_2CO_3, H_2S, HCN, H_2SiO_3, H_3BO_3</p>	<p>Кислоты: H_2SO_3, HF, HNO_2, H_3PO_4</p>	<p>Основания: $LiOH$, KOH, $NaOH$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$; большинство растворимых солей.</p> <p>Кислоты: HNO_3, HCl, HBr, HI, H_2SO_4, $HClO_4$</p>

Сильные электролиты – это вещества, которые при растворении в воде практически полностью распадаются на ионы. В растворе сильного электролита растворенное вещество

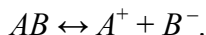
находится в основном в виде ионов (катионов и анионов); недиссоциированные молекулы практически отсутствуют.

Слабые электролиты – вещества, частично диссоциирующие на ионы. Растворы слабых электролитов наряду с ионами содержат недиссоциированные молекулы.

Степень диссоциации зависит от природы растворенного вещества, природы растворителя, от температуры, от концентрации раствора. С повышением температуры степень диссоциации увеличивается, так как процесс распада молекул происходит с поглощением энергии.

В растворах сильных электролитов диссоциация необратима.

В растворах слабых электролитов диссоциация обратима, и существует равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами:



Равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами описывается соответствующей константой, называемой константой диссоциации. *Константа диссоциации* (K_d) – отношение произведения равновесных концентраций ионов в степени соответствующих стехиометрических коэффициентов к концентрации недиссоциированных молекул.

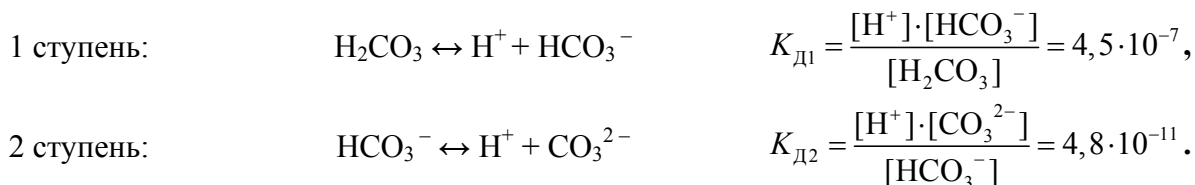
$$K_d = \frac{[A^+] \cdot [B^-]}{[AB]}, \quad (2)$$

где $[A^+]$, $[B^-]$, $[AB]$ – равновесные молярные концентрации ионов и недиссоциированных частиц.

Значения констант диссоциации слабых электролитов определены экспериментально и приведены в справочниках (прил. 9). Для сильных электролитов константы отсутствуют, т. к. их диссоциация необратима. Например, диссоциация уксусной кислоты и константа диссоциации выражаются уравнениями:



Если молекула слабого электролита состоит более чем из двух ионов, то его диссоциация идет по ступеням, и каждая ступень характеризуется своей константой диссоциации (K_d). Например, диссоциация H_2CO_3 может протекать в 2 степени:



Исходя из значений константы диссоциации, можно оценивать и сравнивать силу электролитов: чем меньше K_d , тем слабее электролит, и наоборот. Из вышеприведенного примера можно сделать вывод, что угольная кислота является более сильным электролитом по первой ступени диссоциации, чем по второй.

Для разбавленных растворов слабых электролитов между константой диссоциации, концентрацией раствора и степенью диссоциации существует связь, которая выражается *законом разбавления Оствальда*:

$$K_d = \frac{C_M \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}. \quad (3)$$

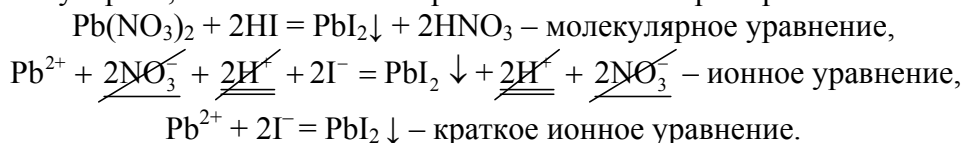
Поскольку степень диссоциации молекул в растворах слабых электролитов очень мала $\alpha \ll 1$, то $(1 - \alpha) \approx 1$. Следовательно, закон разбавления Оствальда для слабых электролитов принимает вид:

$$K_d \approx \alpha^2 \cdot C_M \text{ или } \alpha \approx \sqrt{\frac{K_d}{C_M}}. \quad (4)$$

Закон разбавления Оствальда гласит: *степень диссоциации возрастает с уменьшением концентрации раствора (т.е. при его разбавлении).*

В разбавленных растворах электролитов (кислот, оснований, солей) химические реакции протекают между ионами образующихся в результате диссоциации электролитов, и поэтому они называются *реакциями ионного обмена*. Ионно-обменные реакции протекают практически необратимо, если образуются твердые малорастворимые вещества (они выпадают в осадок) (прил. 10), легколетучие вещества (они выделяются в виде газа) или растворимые вещества – слабые электролиты (в том числе вода).

Ионные реакции записывают системой уравнений, которая включает в себя три формы записи – молекулярная, полная ионная и краткая ионная. Например:



Ионное произведение воды

Вода – очень слабый электролит, поэтому на ионы диссоциирует в незначительной степени:



Для данного равновесия на основе закона действия масс можно записать константу равновесия – *константу диссоциации воды* (K_d):

$$K_d = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}, \text{ или } K_d \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-].$$

Обозначая $K_d \cdot [\text{H}_2\text{O}]$ через $K_{\text{H}_2\text{O}}$, получим:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-].$$

$K_{\text{H}_2\text{O}}$ – называют *ионным произведением воды*. При 25 °С $K_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \cdot 10^{-14}$, тогда

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}. \quad (5)$$

Полученное уравнение показывает, что для воды и разбавленных водных растворов при неизменной температуре произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов есть величина постоянная. В чистой воде при 25 °С $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{1 \cdot 10^{-14}} = 10^{-7}$ моль/л.

Раствор, в котором концентрация ионов водорода равна концентрации гидроксид-ионов, называют *нейтральным*. Если концентрация $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, то такой раствор называют *кислым*. Если концентрация $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$, то раствор называют *щелочным*.

Кислотность или щелочность раствора выражают другим, более удобным способом: вместо концентраций ионов водорода $[\text{H}^+]$ используют его десятичный логарифм, взятый с обратным знаком. Эта величина называется *водородным показателем* и обозначается pH:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]. \quad (6)$$

Например, если концентрация ионов водорода $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-3}$, то $\text{pH} = -\lg [10^{-3}] = 3$.

Наглядно взаимосвязь между $[\text{H}^+]$, pH и реакцией раствора можно выразить схемой:



Гидролиз

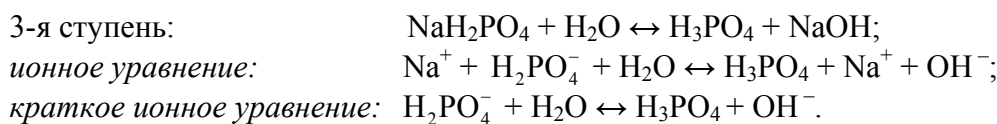
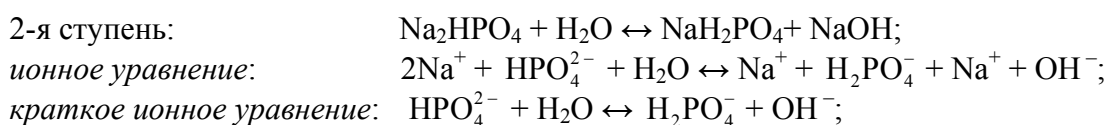
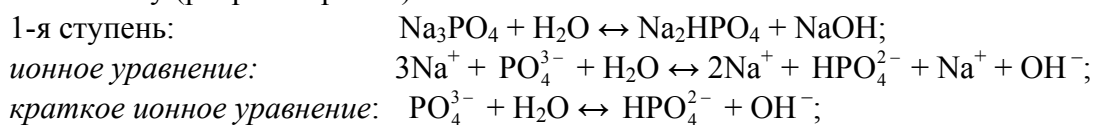
Гидролизом соли называется процесс взаимодействия ионов соли с ионами воды с изменением pH среды. Обязательным условием гидролиза является образование малодиссоциированного вещества (слабого электролита).

Качественно реакцию среды определяют с помощью индикаторов (прил. 2). *Для многозарядных ионов гидролиз протекает ступенчато.*

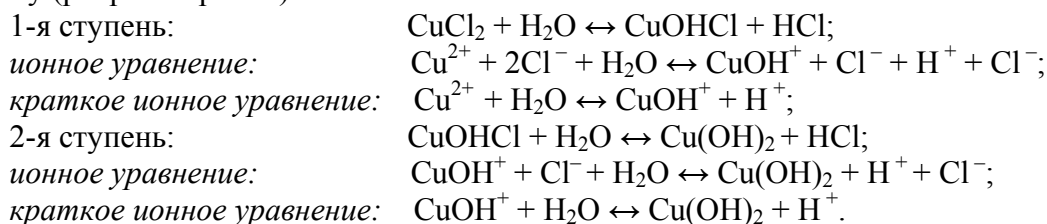
Различают несколько типов гидролиза:

1. Соль, образованная ионами сильного основания и сильной кислоты, гидролизу не подвергается. Растворы таких солей имеют нейтральную среду pH = 7.

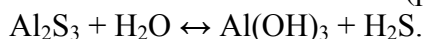
2. Соль, образованная ионами сильного основания и слабой (средней) кислоты, гидролизуется по аниону (pH раствора > 7)



3. Соль, образованная ионами слабого основания и сильной кислоты, гидролизуется по катиону (pH раствора < 7)



4. Соль, образованная ионами слабого основания и слабой кислоты, гидролизуется полностью до образования слабой кислоты и слабого основания (pH раствора \cong 7).



При комнатной температуре соли гидролизуются, как правило, только по 1 ступени, за исключением солей, образованных катионом слабого основания и анионом слабой кислоты.

Количественно реакция гидролиза характеризуется степенью гидролиза β и константой гидролиза K_r . *Степень гидролиза* представляет отношение концентрации гидролизованых молекул к общей концентрации вещества. Степень гидролиза зависит от температуры и концентрации веществ. Константа равновесия реакции гидролиза называется *константой гидролиза*.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Сравнение химической активности сильных и слабых электролитов

В одну пробирку (А) наливаем несколько капель 0,1 н раствора уксусной кислоты, в другую (Б) – столько же 0,1 н раствора соляной кислоты. В каждую пробирку опускаем по кусочку цинка.

Наблюдения: А. _____

Б. _____

Уравнения реакций:

А	Молекулярное уравнение: Ионное уравнение: Краткое ионное уравнение:
Б	Молекулярное уравнение: Ионное уравнение: Краткое ионное уравнение:

Вывод: _____

Опыт 2. Направление обменных ионных процессов в растворах электролитов

Опыт 2.1. Образование малорастворимых веществ

2.1.1. В пробирку поместили по 3–4 капли растворов FeCl_3 и NaOH .

Наблюдения: _____

2.1.2. В пробирку поместили по 3–4 капли растворов BaCl_2 и H_2SO_4 .

Наблюдения: _____

2.1.3. В пробирку поместили по 3–4 капли растворов HCl и Na_2SiO_3 .

Наблюдения: _____

Уравнения реакций:

2.1.1	Молекулярное уравнение: Ионное уравнение: Краткое ионное уравнение:
2.1.2	Молекулярное уравнение: Ионное уравнение: Краткое ионное уравнение:
2.1.3	Молекулярное уравнение: Ионное уравнение: Краткое ионное уравнение:

Опыт 2.2. Образование летучих продуктов

В пробирку поместили 3–4 капли H_2SO_4 и Na_2CO_3 .

Наблюдения: _____

Опыт 2.3. Реакции нейтрализации

В две пробирки наливаем по 5–7 капель 3 н раствора щелочи и добавляем по 1–3 капли фенолфталеина. В одну пробирку (А) добавляем по каплям 2 н раствор соляной кислоты, в другую (Б) – 2 н раствор уксусной кислоты.

Наблюдения: _____

Уравнения реакций:

2.2	Молекулярное уравнение: Ионное уравнение: Краткое ионное уравнение:
2.3	(А) Молекулярное уравнение: Ионное уравнение: Краткое ионное уравнение:
	(Б) Молекулярное уравнение: Ионное уравнение: Краткое ионное уравнение:

Вывод: _____

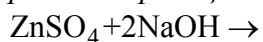
Опыт 3. Амфотерные электролиты

В две пробирки приливаем по 2–3 капли раствора сульфата цинка и по каплям прибавляем гидроксид натрия до образования осадка. В одну (А) пробирку добавляем 2 н раствор HCl, в другую (Б) 10 % раствор NaOH в избытке.

Наблюдения: А. _____

Б. _____

Уравнения реакций:



А. _____

Б. _____

Вывод: _____

Опыт 4. Реакция среды в растворах гидролизующихся солей

В три пробирки налили по 5–6 капель растворов следующих солей: K_2SO_4 , Na_2CO_3 , FeCl_3 . К первым двум добавили 2–3 капли индикатора фенолфталеина, а в третью пробирку – такое же количество метилоранжа.

Результаты наблюдений и уравнения гидролиза солей заносим в таблицу

Формула соли	Тип и окраска индикатора	Реакция среды	pH	Молекулярные, ионные и краткие ионные уравнения реакций гидролиза солей
K_2SO_4				
Na_2CO_3				
$FeCl_3$				

Вывод: _____

Опыт 5. Влияние температуры на процесс гидролиза

В 2 пробирки наливаем 5–6 капель раствора $FeCl_3$ и добавляем 2–3 капли индикатора метилового оранжевого. Первую пробирку нагреваем.

Наблюдения: _____

Уравнение реакций: записываем уравнение гидролиза по второй и третьей ступени:

2 ступень	Молекулярное уравнение: Ионное уравнение: Краткое ионное уравнение:
3 ступень	Молекулярное уравнение: Ионное уравнение: Краткое ионное уравнение:

Вывод: _____

Общий вывод: _____

Исправления и дополнения: _____

Зачтено _____

дата

Подпись преподавателя _____

Лабораторная работа № 7

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

Цель работы: познакомиться с процессами, протекающими при работе гальванического элемента и при электролизе ряда солей.

Теоретическая часть

Окислительно-восстановительные реакции

Степень окисления – условный электрический заряд, который получил бы данный атом, если бы электроны, связывающие его с другими атомами, были бы полностью отданы более электроотрицательному атому.

1. Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю, поскольку электроотрицательность атомов одинаковых элементов в простом веществе одинакова, и в случае образования молекул простых веществ электронные пары расположены симметрично относительно ядер атомов. Например: O_2^0 , Zn^0 .

2. Степень окисления щелочных металлов в химических соединениях всегда равна (+1), щелочноземельных металлов (+2).

3. Атомы металлов в химических соединениях имеют положительную степень окисления.

4. Водород во всех соединениях (кроме гидридов металлов) имеет степень окисления (+1). В гидридах металлов (например, NaH) степень окисления водорода равна (-1).

5. Степень окисления кислорода во всех соединениях (кроме пероксидов и фторида кислорода) равна (-2). В пероксидах, содержащих группу $-O-O-$, степень окисления кислорода равна (-1), во фториде (OF_2) – (+2).

6. Сумма степеней окисления всех атомов в молекуле равна нулю.

Высшая степень окисления атома элемента равна номеру группы, в которой находится данный элемент в периодической системе. Это следует из того, что атом может отдать (полностью или частично) только свои валентные электроны.

Низшая степень окисления атома элемента равна номеру группы минус 8 и не может быть по абсолютной величине больше четырех. Это связано с тем, что атом может принимать электроны (полностью или частично) только на валентные подуровни, стремясь дополнить свою электронную конфигурацию до конфигурации благородного газа.

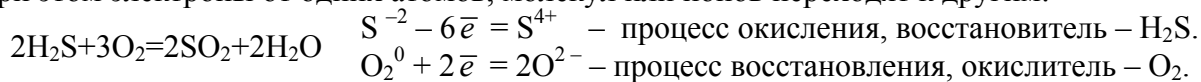
Окисление – повышение степени окисления в ходе реакции, отвечающей потере (отдаче) электронов атомами элемента

Окислитель – вещество (молекула, атом или ион), которое может присоединять электроны, сам восстанавливается, понижает свою степень окисления

Восстановление – понижение степени окисления элемента в ходе реакции, отвечающее присоединению (взятию) электронов атомами этого элемента

Восстановитель – вещество (молекула, атом или ион), способное отдавать электроны, сам окисляется, повышает свою степень окисления

Окислительно-восстановительными называются реакции, в которых происходит изменение степеней окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих соединений, при этом электроны от одних атомов, молекул или ионов переходят к другим:



Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем.

Электрохимическими процессами называют процессы взаимного превращения химической и электрической форм энергии. Электрохимические процессы можно разделить на две основные группы: 1) процессы превращения химической энергии в электрическую (в гальванических элементах); 2) процессы превращения электрической энергии в химическую (электролиз).

Гальванический элемент

Гальванический элемент – устройство, в котором осуществляются химические реакции, в результате которых возникает электрический ток. Существует несколько типов гальванических элементов [1–3]. Наиболее распространенным является *гальванический элемент*, состоящий из двух связанных между собой *электродов*, представляющих собой металлические пластины, погруженные в раствор электролита (растворы или расплавы солей с одноименным ионом). Электрический ток возникает за счет окислительно-восстановительных реакций, происходящих на электродах (*электрохимических реакции*). Основным отличием электрохимических реакций от других окислительно-восстановительных реакций является *пространственное разделение процессов окисления и восстановления*: один компонент реакции восстанавливается на одном из электродов, другой – окисляется на втором электроде. *Анод* – электрод, на котором происходит процесс отдачи электронов (окисление), а *катод* – электрод, на котором происходит процесс присоединения электронов (восстановление).

В электроде при контакте металлической пластинки с раствором электролита на его поверхности возникает заряд, что приводит к возникновению разности электростатических потенциалов между металлом и электролитом. Эта разность называется *равновесным электродным потенциалом*. Абсолютную величину электродного потенциала отдельного электрода измерить невозможно, поэтому измеряют всегда *разность потенциалов* гальванического элемента, составленного из исследуемого электрода и стандартного электрода сравнения. Равновесный электродный потенциал электрода сравнения считается равным 0 (например, водородный электрод сравнения). Он представляет собой платиновый электрод, покрытый мелкодисперсной платиной (платиновой чернью), погруженный в раствор серной кислоты с концентрацией ионов водорода 1 моль·л⁻¹, обдуваемый струей газообразного водорода под давлением 10⁵ Па и при $T = 298 \text{ К}$.

Разность потенциалов гальванического элемента, составленного из исследуемого электрода и электрода сравнения при стандартных условиях ($T = 298 \text{ К}$, $P = 10^5 \text{ Па}$, концентрация соли = 1 моль/л), называется *стандартным электродным потенциалом исследуемого электрода* ($E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$, В). Символом М обозначен металл, погруженный в раствор его соли M^{n+} . В прил. 11 представлены значения стандартных электродных потенциалов некоторых металлов. Стандартные потенциалы электродов, выступающих как восстановители по отношению к водороду, имеют знак «-», а знаком «+» отмечены стандартные потенциалы электродов, являющихся окислителями. Для нестандартных условий потенциал электрода рассчитывается по *уравнению Нернста*:

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln C_{\text{Me}^{n+}}, \quad (1)$$

где $E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$ – стандартный электродный потенциал; R – универсальная газовая постоянная; T – абсолютная температура, К; n – число электронов, участвующих в реакции; $C_{\text{Me}^{n+}}$ – концентрация ионов металла в растворе, моль/л.

В гальваническом элементе, составленном из двух электродов, электродный потенциал катода больше, чем потенциал анода. $E_{\text{катода}} > E_{\text{анода}}$. Если концентрация солей равна 1 моль/л, то сравнивают стандартные электродные потенциалы. В случае, когда концентрация не равна 1 моль/л, используют электродные потенциалы, рассчитанные по уравнению Нернста (1).

Электродвижущая сила (ЭДС) гальванического элемента равна разности электродных потенциалов катода и анода.

$$\text{ЭДС} = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}} > 0. \quad (2)$$

Примером вышерассмотренного гальванического элемента является элемент Даниэля – Якоби.

Элемент Даниэля–Якоби состоит из медного электрода (медная пластинка, погруженная в раствор сульфата меди) и цинкового электрода (цинковая пластинка, погруженная в раствор сульфата цинка). Оба раствора соприкасаются друг с другом, но для предупреждения смешивания они разделены перегородкой, изготовленной из пористого материала, либо растворы соединяются хлоркалийевым ключом (солевой мостик). Рассмотрим процессы, протекающие при работе гальванического элемента (рис. 1).

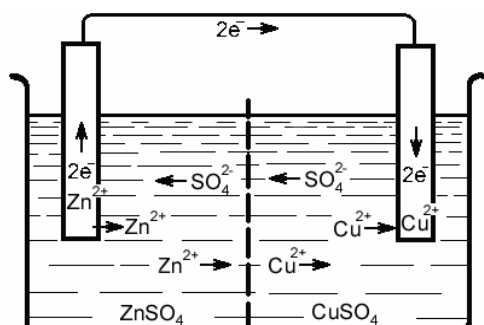
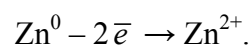
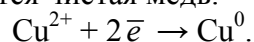


Рис. 1. Схема движения заряженных частиц при работе медно-цинкового электрода

1. На поверхности цинкового электрода протекает реакция окисления, атомы цинка превращаются в ионы и переходят в раствор. Цинк, как более активный металл, является анодом, заряжается отрицательно (-).



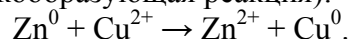
2. На медном электроде (катоде), заряженном положительно (+), протекает восстановление ионов меди. Электроны, приходящие сюда от цинкового электрода, соединяются с ионами меди, в результате чего на катоде выделяется чистая медь:



3. Движение электронов по внешней цепи.

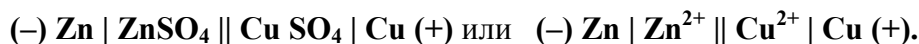
4. Движение ионов в растворе: анионов SO_4^{2-} – к аноду, катионов Zn^{2+} , Cu^{2+} – к катоду.

Суммарное уравнение реакции, протекающих в элементе, получится при сложении уравнений обеих полуреакций (токообразующая реакция):



Таким образом, при работе гальванического элемента электроны от восстановителя переходят к окислителю по внешней цепи, на электродах идут электрохимические процессы, в растворе наблюдается направленное движение ионов.

Схема цепи гальванического элемента записывается в виде:



Электродвижущая сила (ЭДС) элемента Даниэля–Якоби:

$$\text{ЭДС} = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = 0,34 - (-0,76) = +1,10 \text{ В.}$$

Для нестандартных условий ЭДС элемента Даниэля–Якоби находится из разности электродных потенциалов, вычисленных по уравнению Нернста (2):

$$\text{ЭДС} = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg \frac{C_{\text{Cu}^{2+}}}{C_{\text{Zn}^{2+}}}.$$

Электролиз

Электролиз – окислительно-восстановительный процесс, который протекает на электродах при прохождении постоянного электрического тока через растворы или расплавы электролитов.

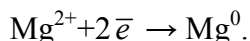
Катод (заряжен отрицательно) – электрод, на котором происходит восстановление. Анод (заряжен положительно) – электрод, на котором происходит окисление. Таким образом,

знаки зарядов электродов при электролизе противоположны тому знаку, который имеется при работе гальванического элемента.

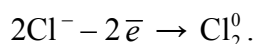
Типы электролиза:

Электролиз расплавов солей

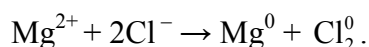
Рассмотрим на примере хлорида магния. При высоких температурах соли в расплавах хорошо диссоциируют на ионы. При прохождении тока через *расплав* $MgCl_2$ катионы магния по действием электрического поля движутся к отрицательному электроду – катоду. Здесь, взаимодействуя с приходящими по внешней цепи электронами, они восстанавливаются:



Анионы хлора перемещаются к аноду и, отдавая избыточные электроны, окисляются. При этом первичным процессом является электрохимическая стадия – окисление ионов хлора:



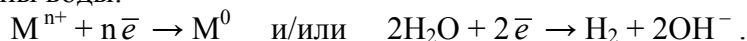
Суммарное уравнение окислительно-восстановительной реакции, происходящей при электролизе расплава $MgCl_2$:



Электролиз водных растворов

При электролизе *водных растворов* характер процессов при разрядке ионов зависит от природы электролитов, концентрации ионов, а также от природы электродов и плотности тока электролитов.

Процессы на катоде. На катоде в процессе электролиза могут разряжаться не только ионы металла, но и ионы воды.



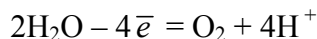
Возможность протекания электродной реакции разряда ионов металла или молекул воды определяется значением электродного потенциала, т.е. активностью металла.

1. Для активных металлов характерно восстановление воды.
2. Для средней активности металлов – восстановление воды и катионов металла.
3. Для малоактивных металлов – восстановление катионов металла.

Схема процессов на катоде представлена в прил. 12.

Процессы на аноде. При рассмотрении анодных процессов следует учитывать, что материал анода в ходе электролиза может окисляться. Поэтому различают электролиз с инертным анодом и электролиз с активным анодом.

Инертным называется анод, материал которого не претерпевает окисления в ходе электролиза. Для изготовления инертных анодов обычно применяют графит, уголь, платину. На инертном аноде при электролизе водных растворов протекает реакция окисления воды (если анион содержит кислород):



или окисление кислотных остатков (схема анодных процессов приведена в прил. 12).

Активным называется анод, материал которого (металл) входит в состав электролизуемой соли, при этом металл анода переходит в раствор в виде ионов, т.е. окисляется. Для примера приведем электролиз сульфата меди ($CuSO_4$) с растворимым и нерастворимым анодом (Cu).

Инертный анод	Активный анод (Cu)
Катод (-): $Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu^0$	Катод (-): $Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu^0$
Анод (+): $2H_2O - 4\bar{e} \rightarrow O_2 + 4H^+$	Анод (+): $Cu^0 - 2\bar{e} \rightarrow Cu^{2+}$

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Изготовление гальванического элемента

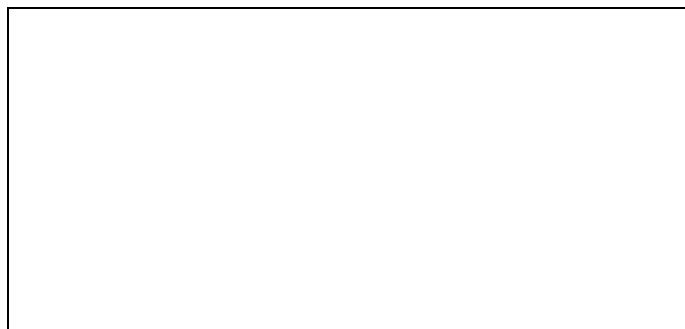


Рис. 2. Схема медно-цинкового элемента:
 1– два электрода из различных металлов;
 2– два раствора солей этих металлов;
 3– два стакана;
 4– хлоркалийевый ключ, соединяющий со-
 суды с растворами;
 5– гальванометр, провода;
 6– подставка для стаканов

В один из стаканов наливаем до верха 1 н раствор сульфата цинка, в другой – 1 н рас-
 твор сульфата меди. Оба стакана ставим в углубление подставки. Если гальванометр уже
 соединен с электродами, то опускаем их в растворы солей. Оба стакана соединяем стеклян-
 ным хлоркалийевым ключом. Стрелка гальванометра при этом отклоняется вследствие воз-
 никновения тока в цепи. Результаты эксперимента записываем в табл. 1.

Таблица 1

Схема г.э.	Анодный процесс	Катодный процесс	$E_{Zn^{2+}/Zn}^0$	$E_{Cu^{2+}/Cu}^0$	ЭДС = = $E_{кат.} - E_{анода}$	ЭДС (практ.)

Расчет электродных потенциалов по уравнению Нернста (1):

$$E_{Cu^{2+}/Cu} =$$

$$E_{Zn^{2+}/Zn} =$$

Сравниваем экспериментальную и теоретическую величины ЭДС и рассчитываем % ошибки.

$$\Pi = \left| \frac{E_{теор} - E_{эксп}}{E_{теор}} \right| \cdot 100\% =$$

Вывод: _____

Опыт 2. Электролиз водных растворов солей с нерастворимым анодом

Опыты по электролизу водных растворов проводим в приборе, состоящем из U-образной трубки (электролизера), двух графитовых электродов, вставленных в резиновые пробки. Источником постоянного тока могут служить батарейки. Во всех опытах электролизер за-

полняем электролитом на 0,5 его объема. Электроды перед каждым опытом промываем дистиллированной водой.

Опыт 2.1. Электролиз иодида калия

Заполняем пробирку раствором иодида калия, добавляем 2–3 капли фенолфталеина и 3–4 капли крахмального клейстера. Раствор перемешиваем и выливаем в электролизер. Опускаем графитовые электроды и наблюдаем изменения, происходящие в катодном и анодном пространстве при подключении батареек.

Опыт 2.2. Электролиз раствора сульфата меди

В пробирке смешиваем 0,5 объема раствора сульфата меди и $\frac{1}{4}$ объема нейтрального лакмуса и выливаем в электролизер. Пропускаем через раствор ток и наблюдаем за изменениями, происходящими в анодном и катодном пространствах. Все наблюдения и процессы заносим в табл. 2.

Таблица 2

Опыт	Наблюдения:		Процессы:
2.1	На катоде		
	На аноде		
2.2	На катоде		
	На аноде		

Вывод:

Опыт 3. Электролиз водных растворов с растворимым анодом

Наливаем в электролизер раствор сульфата меди. В одно колено электролизера опускаем графитовый электрод (соединенный с отрицательным полюсом батареек), а в другое колено опускаем медный электрод, соединенный с положительным полюсом батареек. Через 2–3 мин на графитовом электроде появляется красный налет меди при кажущемся отсутствии какой-либо реакции на аноде.

Вынимаем электроды и меняем их местами. Медный электрод становится катодом, а графитовый – анодом.

Что произошло с налетом меди через несколько минут пропускания тока? Обратите внимание на то, что после полного растворения налета меди на аноде начал выделяться газ.

Наблюдения и процессы на электродах записываем в табл. 3.

Таблица 3

Электрод	Наблюдения		Процессы
Катод	I		
	II		
Анод	I		
	II		

Вывод: _____

Общий вывод: _____

Исправления и дополнения: _____

Зачтено _____

дата

Подпись преподавателя _____

Лабораторная работа № 8

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ. КОРРОЗИЯ

Цель работы: Изучение химических свойств металлов.

Теоретическая часть

Если в периодической таблице элементов Д.И. Менделеева провести диагональ от бериллия к астату, то слева внизу по диагонали будут находиться элементы-металлы (к ним же относятся элементы побочных подгрупп), а справа сверху – элементы-неметаллы. Элементы, расположенные вблизи диагонали (Be, Al, Ti, Ge, Nb, Sb и др.), обладают двойственным характером. К элементам-металлам относятся: s-элементы I и II групп, все d- и f-элементы, а также p-элементы главных подгрупп: III (кроме бора), IV (Ge, Sn, Pb), V (Sb, Bi) и VI (Po).

Общие физические свойства металлов

Физические свойства металлов объясняются особым строением кристаллической решетки – наличием свободных электронов «электронного газа».

1. *Пластичность* – способность изменять форму при ударе, вытягиваться в проволоку, прокатываться в тонкие листы.

2. Имеют блеск, обычно серого цвета, и непрозрачны.

3. *Электропроводность*. Объясняется направленным движением свободных электронов от отрицательного полюса к положительному под влиянием небольшой разности потенциалов. При нагревании электропроводность уменьшается, т.к. с повышением температуры усиливаются колебания атомов и ионов в узлах кристаллической решетки, что затрудняет направленное движение «электронного газа».

4. *Теплопроводность*. Обусловлена высокой подвижностью свободных электронов и колебательным движением атомов, благодаря чему происходит быстрое выравнивание температуры по массе металла.

5. *Твердость*. Самый твердый – хром (режет стекло); самые мягкие – щелочные металлы калий, натрий, рубидий и цезий (режутся ножом).

6. *Плотность*. Она тем меньше, чем меньше атомная масса металла и чем больше радиус его атома: самый легкий – литий ($\rho = 0,53 \text{ г/см}^3$); самый тяжелый – осмий ($\rho = 22,6 \text{ г/см}^3$). Металлы, имеющие $\rho < 5 \text{ г/см}^3$, считаются легкими металлами.

7. *Температуры плавления и кипения*. Самый легкоплавкий металл – ртуть ($t_{\text{пл}} = -39 \text{ }^\circ\text{C}$), самый тугоплавкий металл – вольфрам ($t_{\text{пл}} = 3390 \text{ }^\circ\text{C}$).

Общие химические свойства металлов

Свободные металлы являются восстановителями: $M^0 - n\bar{e} \rightarrow M^{n+}$. Их восстановительная способность меняется в широких пределах и служит мерой химической активности и электродного потенциала (прил. 11). За меру химической активности металла принимается его способность переходить в состояние положительно заряженного иона, теряя при этом электроны.

Русский ученый Н.Н. Бекетов расположил все металлы в порядке уменьшения их активности. Полученный ряд был назван «вытеснительным рядом», теперь он известен как ряд активности металлов.

$\text{Li} > \text{K} > \text{Ba} > \text{Ca} > \text{Na} > \text{Mg} > \text{Be} > \text{Al} > \text{Zn} > \text{Cr} > \text{Fe} > \text{Cd} > \text{Ni} > \text{Sn} > \text{Pb} > \text{H} > \text{Cu} > \text{Hg} > \text{Ag} > \text{Au}$.

Металлы, расположенные в ряду активностей левее цинка, считаются активными металлами. Металлы, начиная с цинка, расположенные в ряду активностей до водорода,

считаются металлами средней активности. Металлы, стоящие после водорода, являются малоактивными.

Ряд напряжений характеризует химические свойства металлов:

1. Чем меньше электродный потенциал металла, тем больше его восстановительная способность.

2. Каждый металл способен вытеснять (восстанавливать) из растворов солей те металлы, которые стоят в ряду напряжений после него. Например:

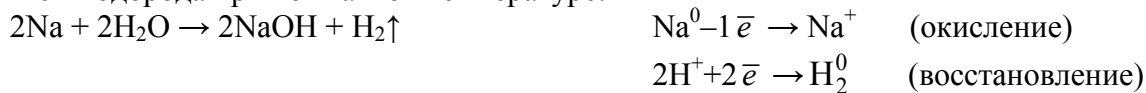


3. Все металлы, имеющие отрицательный стандартный электродный потенциал, то есть находящиеся в ряду напряжений левее водорода, способны вытеснять его из растворов кислот.

Тем, что металлы легко отдают внешние электроны, объясняется такое свойство типичных металлов, как способность реагировать с водой, щелочами, кислотами.

1. Взаимодействие металлов с водой.

Активные металлы (щелочные и щелочноземельные металлы) разлагают воду с вытеснением водорода при комнатной температуре:



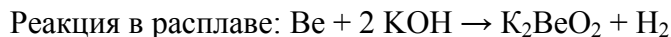
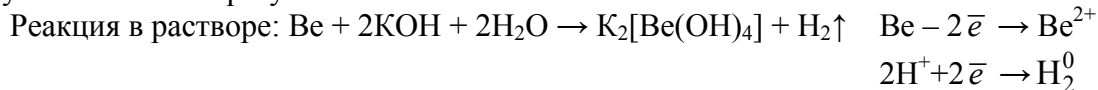
Металлы средней активности окисляются водой при нагревании до оксида:



Неактивные (Ag, Pt, Au) – не реагируют.

2. Взаимодействие со щелочами.

Взаимодействуют металлы, имеющие амфотерные оксиды (Be, Zn, Al, Sn, Pb, Cr). В этом случае металлы образуют комплексные ионы или анионы своих кислот.



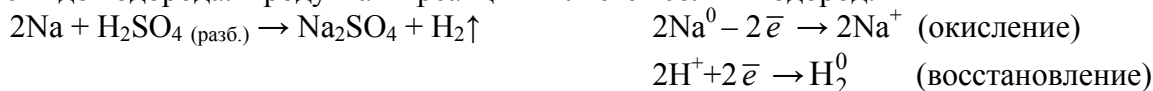
3. Взаимодействие с кислотами.

С кислотами металлы реагируют различно в зависимости от активности металла и окислительных свойств кислоты:

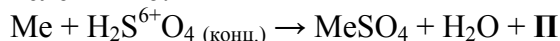
а) С галогеноводородными кислотами (HCl, HI, HBr) взаимодействуют только те металлы, которые в ряду активности стоят до водорода. В этом случае окислителем являются ионы H^+ , которые вытесняются из кислоты металлом:



б) С разбавленной серной кислотой могут реагировать металлы, стоящие в ряду активности до водорода. Продуктами реакции является соль и водород.



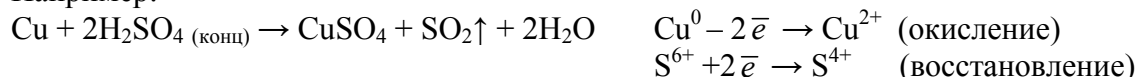
в) С концентрированной серной кислотой могут реагировать все металлы с образованием соли, воды и продукта восстановления кислоты (П), состав которого определяется активностью металла (табл. 1). В концентрированной серной кислоте окислителем являются атомы серы со степенью окисления +6:



**Возможные продукты взаимодействия
концентрированной серной кислоты с металлами (II)**

Активность металла	Активные металлы (Li–Al)	Среднеактивные металлы (Zn–Pb)	Малоактивные металлы (Cu–Ag)
II	H ₂ S	S	SO ₂

Например:



Концентрированная серная кислота при комнатной температуре пассивирует железо. *Пассивацией* металла называется его энергичное окисление концентрированной кислотой, в результате чего поверхность металла покрывается плотной пленкой оксида, предохраняющей металл от дальнейшего окисления.

2) С азотной кислотой металлы реагируют с образованием соли, воды и продукта восстановления кислоты (II), состав которого определяется активностью металла и концентрацией кислоты (табл. 2).



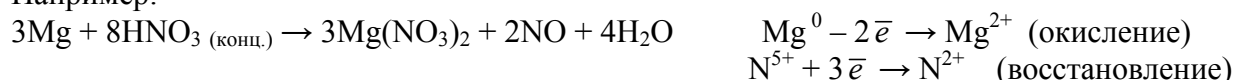
Таблица 2

Возможные продукты взаимодействия азотной кислоты с металлами (II)

Концентрация HNO ₃	Активные металлы	Среднеактивные металлы	Малоактивные металлы
Концентрированная ρ = 1,45	NO	NO	NO ₂
Разбавленная ρ = 1,2	N ₂ O	NO	NO
Очень разбавленная ρ = 1,0	NH ₄ NO ₃	–	–

В азотной кислоте любой концентрации окислителем являются атомы азота со степенью окисления +5.

Например:

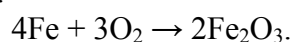


Концентрированная азотная кислота при комнатной температуре пассивирует железо, алюминий, никель, хром, марганец.

Коррозия металлов

Коррозия – самопроизвольный процесс разрушения металлов в результате воздействия окружающей среды, сопровождающийся переходом металлов в более термодинамически устойчивое состояние. По механизму процесса различают химическую и электрохимическую коррозию.

Химическая коррозия развивается при контакте металла с растворами неэлектролитов или с газами при высоких температурах (ее называют также газовой коррозией). Это распространенный вид коррозии аппаратуры в химической промышленности. Наиболее опасными для металлов компонентами газовой среды являются кислород O₂, оксид углерода (IV) CO₂, оксид серы (IV) SO₂ и др. Металл контактирует с этими веществами, образуя соли и оксиды металлов. Коррозионное разрушение железа и его сплавов в атмосфере кислорода обусловлено протеканием реакции:



С повышением температуры скорость химической или газовой коррозии возрастает.

Электрохимическая коррозия развивается при контакте металла с растворами электролитов, т.е. при погружении металлических изделий в водные растворы, морскую воду, в почву с протекающими грунтовыми водами, при конденсации на металле влаги из атмосферы.

Электрохимическая коррозия – это окисление металла, сопровождающееся возникновением микрогальванических пар. При электрохимической коррозии на металле протекают одновременно два процесса: *окисление металла (анодный процесс) и восстановление окислителей – компонентов среды (катодный процесс).*

В качестве окислителя в водных растворах в кислой среде выступают ионы водорода H^+ или растворенный в воде кислород воздуха.

На катоде происходят следующие процессы:	
Щелочная и нейтральная среда	Кислая среда
$O_2 + 2H_2O + 4\bar{e} \rightarrow 4OH^-$	$O_2 + 4H^+ + 4\bar{e} \rightarrow 2H_2O$
	$2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2^0$ (в отсутствие кислорода)
Анодный процесс – окисление металла: $Fe^0 - 2\bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$	

Образующиеся ионы железа могут формировать гидроксид железа (II), который окисляется кислородом воздуха: $4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Fe(OH)_3$. Продукт коррозии железа – бурая ржавчина – представляет собой сложную смесь гидроксидов железа (II) и железа (III), продуктов их разложения и взаимодействия с диоксидом углерода и другими веществами окружающей среды.

Защита от коррозии металлов

Для предупреждения коррозии используется комплекс противокоррозионных мероприятий, включающий защиту металлических поверхностей различными методами.

1. *Неметаллические покрытия:* лаки, краски, масла, полимеры, эмаль.

2. *Производство антикоррозийных сплавов:* легирование.

3. *Ингибиторы* – замедлители коррозии. Ингибиторы создают на поверхности металлов защитную пленку либо уменьшают агрессивность среды. В качестве ингибиторов коррозии применяют многие неорганические и органические вещества и разнообразные смеси веществ.

4. *Электрохимические методы:*

а) *протекторная защита*, т.е. к защищаемому изделию присоединяют протекторы (более активные металлы), которые при возникновении гальванопары с защищаемым металлом играют роль анода и окисляются, а защищаемый металл остается целым.

б) *катодная защита*, т.е. защищаемое изделие соединяют с отрицательным полюсом источником постоянного тока, поэтому при возникновении гальванопары оно служит катодом. Положительный полюс присоединяют к другому вспомогательному металлу, который помещают в ту же среду, что и защищаемое изделие.

5. *Металлические покрытия:* цинкование, хромирование, лужение, никелирование, посеребрение, позолота. Металлические покрытия делятся:

а) на *анодные* – когда электродный потенциал металла покрытия *меньше*, чем потенциал защищаемого металла. Например: железо, покрытое цинком (Zn имеет меньший потенциал).

б) на *катодные* – когда электродный потенциал металла покрытия *больше*, чем потенциал защищаемого металла. Например: железо, покрытое оловом (Sn имеет больший потенциал).

Появление в защитном слое трещин и царапин способствует проникновению влаги и воздуха к поверхности железа, и процесс коррозии возобновляется. При анодном покрытии происходит окисление металла покрытия, а в случае катодного – самого защищаемого металла.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Сравнение активности металлов

Возьмем три пробирки, в две из них (А, Б) поместим по кусочку железа (железный гвоздь), а в третью (В) кусочек меди. В первую приливаем раствор сульфата меди, а во вторую и третью – нитрат свинца.

Наблюдения: А. _____

Б. _____

В. _____

Уравнения реакций:

	Окисление:	Восстановление:
А.		
Б.		
В.		

Вывод: _____

Опыт 2. Взаимодействие металлов с HCl

Опыты с концентрированными кислотами проводим в вытяжном шкафу!

В три пробирки наливаем 2–3 мл HCl. В одну из пробирок (А) опускаем кусочек цинка, в другую (Б) – олова, в третью (В) – меди.

Наблюдения: А. _____

Б. _____

В. _____

Уравнения реакций:

	Окисление:	Восстановление:
А.		
Б.		
В.		

Вывод: _____

Опыт 3. Взаимодействие разбавленной серной кислоты с металлами

В три пробирки с 1М раствором серной кислоты (5–8 капель) опускаем: в первую (А) – медь, во вторую (Б) – железо, в третью (В) – немного порошка магния.

Наблюдения: А. _____

Б. _____

В. _____

Уравнения реакций:

	Окисление:	Восстановление:
А.		
Б.		
В.		

Вывод: _____

Опыт 4. Взаимодействие разбавленной азотной кислоты с металлами

В три пробирки наливаем по 2–3 мл разбавленной HNO_3 . Осторожно опускаем в первую пробирку (А) кусочек меди, во вторую (Б) – железа, в третью (В) – магний. Через некоторое время во вторую пробирку добавляем 1–2 капли раствора роданида калия (KCNS).

Наблюдения: А. _____

Б. _____

В. _____

Уравнения реакций:

	Окисление:	Восстановление:
А.		
Б.		
В.		

Вывод: _____

Опыт 5. Взаимодействие металлов со щелочами

Помещаем в одну пробирку кусочек цинка, в другую – железа. В каждую приливаем по 2–3 мл раствора NaOH.

Наблюдения: _____

Уравнения реакций:

Вывод: _____

Опыт 6. Коррозия в месте контактов металла

В две пробирки с раствором серной кислоты (2–3 мл), куда добавлен реактив на Fe^{2+} (красная кровяная соль $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, по две капли), опустили: А) канцелярскую скрепку с укрепленной на ней медной фольгой; Б) скрепку с цинковой фольгой. Процессы, протекающие при коррозии, записываем в табл. 3.

Наблюдения: А. _____

Б. _____

Таблица 3

№	Схема элемента	Катодный процесс	Анодный процесс	Суммарный процесс
А				
Б				

Вывод: _____

Опыт 7. Электрохимическая коррозия оцинкованного и луженого железа

В две пробирки с раствором серной кислоты, куда добавили красную кровяную соль $K_3[Fe(CN)_6]$, опустили: А) кусочек поцарапанной жести; Б) кусочек оцинкованного железа. Процессы записываем в табл. 4.

Наблюдения: А. _____

Б. _____

Таблица 4

№	Схема элемента	Катодный процесс	Анодный процесс	Суммарный процесс
А				
Б				

Вывод: _____

Общий вывод: _____

Исправления и дополнения: _____

Зачтено _____
дата

Подпись преподавателя _____

Лабораторная работа № 9

АЛЮМИНИЙ И ЕГО СВОЙСТВА

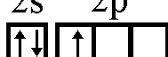

Цель работы: изучить основные химические свойства алюминия

Теоретическая часть

Алюминий находится в главной подгруппе III группы элементов периодической системы Д.И. Менделеева. В состав этой группы входят элементы: бор В, алюминий Al, галлий Ga, индий In, таллий Tl (табл. 1).

Таблица 1

Основные свойства элементов подгруппы бора

Символ элемента	B	Al	Ga	In	Tl
Порядковый номер	5	13	31	49	81
Подуровни с валентными электронами	$2s^2 \quad 2p^1$ 	$ns^2 \quad np^1 \quad nd^0$  n=3 (Si), 4 (Ga), 5 (In), 6 (Tl)			
Радиус атома, нм	0,095	0,143	0,139	0,166	0,171
Энергия ионизации, эВ $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+ + \bar{\text{e}}$	8,30	5,98	6,00	5,79	6,11
Относительная электроотрицательность	2,00	1,50	1,60	1,70	1,80
Степени окисления*	+3	+1, +2, +3	+1, +2, +3	+1, +2, +3	+1 , +3

* Наиболее характерные степени окисления выделены.

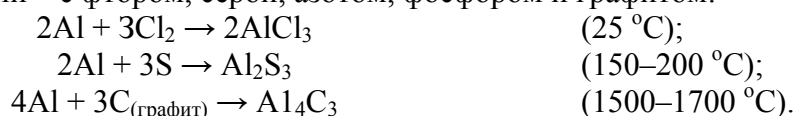
Общая электронная формула внешнего энергетического уровня атомов этих элементов ns^2np^1 . На внешнем энергетическом уровне атомы рассматриваемых элементов содержат один неспаренный электрон, следовательно, данные элементы могут проявлять валентность, равную единице. Однако эта валентность наиболее характерна только для таллия. Для остальных элементов главной подгруппы III группы наиболее устойчивы соединения, в которых они трехвалентны. Валентность, равная трем, возможна благодаря увеличению числа неспаренных электронов в атоме путем перевода s-электрона на p-подуровень внешнего энергетического уровня.

Уменьшение энергии ионизации p-элементов III группы указывает на закономерное ослабление неметаллических свойств атомов в ряду В – Al – Ga – In – Tl. Таким образом, бор В – типичный неметалл, а Al, Ga, In и Tl – металлы.

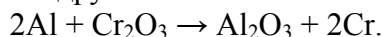
Алюминий (Al) – серебристо-белый, легкий и пластичный металл, обладающий высокой теплопроводностью и электрической проводимостью.

Сырьем для производства алюминия служат бокситы, содержащие 32–60 % глинозема Al_2O_3 . К важнейшим алюминиевым рудам относятся также алунит $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 2\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и нефелин $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$. Алюминий получают из оксида алюминия методом электролиза.

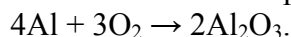
Алюминий химически активен. При комнатной температуре реагирует с галогенами (Cl_2 , Br_2 , I_2), при нагревании – с фтором, серой, азотом, фосфором и графитом:



Алюминий восстанавливает другие металлы из их оксидов (промышленно важный метод – алюминотермия):



На воздухе алюминий покрывается тонкой, но очень прочной оксидной пленкой Al_2O_3 , предохраняющей металл от дальнейшего окисления и придающей ему матовый вид:



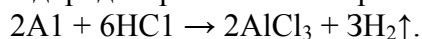
Благодаря оксидной пленке поверхность алюминия приобретает высокую коррозионную стойкость. Это, прежде всего, проявляется в пассивности алюминия по отношению к воде. Однако если механическим воздействием или амальгамированием снять оксидную пленку, то алюминий становится весьма реакционноспособным и энергично реагирует с водой:



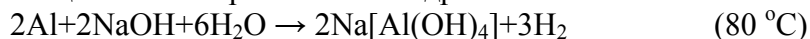
Вследствие образования защитной пленки алюминий устойчив и по отношению к концентрированным азотной и серной кислотам. Эти кислоты на холоде пассивируют алюминий. При высоких температурах прочность защитной пленки резко снижается.



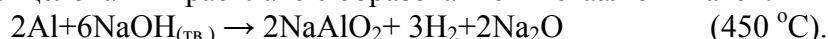
Алюминий – типичный восстановитель, в ряду напряжений стоит левее водорода, следовательно, способен вытеснять водород из разбавленных растворов кислот HCl и H_2SO_4 :



Проявляя амфотерные свойства, алюминий активно взаимодействует с концентрированными растворами щелочей с образованием гидрокомплексов-алюминатов и водорода:



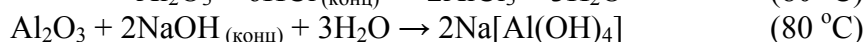
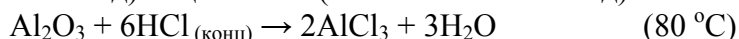
Реагирует со щелочами в расплаве с образованием метаалюминатов:



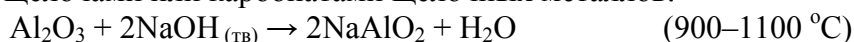
Кислородные соединения алюминия

Оксид алюминия Al_2O_3 – белое твердое тугоплавкое вещество. Существует в нескольких кристаллических модификациях ($\alpha\text{-Al}_2\text{O}_3$, $\gamma\text{-Al}_2\text{O}_3$).

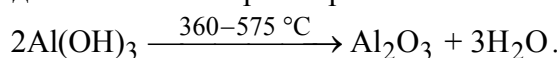
Al_2O_3 – амфотерный оксид с преобладанием основных свойств. Не реагирует с водой, разбавленными кислотами и щелочами. Переводится в раствор концентрированными кислотами (как основной оксид) и щелочами (как кислотный оксид):



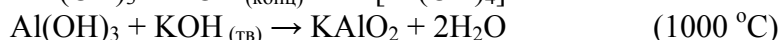
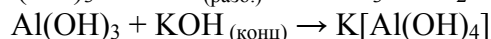
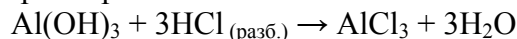
Сплавляется со щелочами или карбонатами щелочных металлов:



Гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ – объемистый студенистый осадок белого цвета, практически нерастворимый в воде. Разлагается при нагревании:



$\text{Al}(\text{OH})_3$ – амфотерный гидроксид с равновыраженными кислотными и основными свойствами. Реагирует с кислотами (как основной гидроксид), со щелочами (как кислотный гидроксид) в растворе и при сплавлении:



Порядок выполнения работы:

Опыт 1. Отношение алюминия к разбавленным кислотам

Опыт 1.1. Взаимодействие с разбавленными кислотами

В три пробирки поместили по кусочку алюминия и добавили по 5–6 капель: в первую –

2 н HCl, во вторую – H₂SO₄, в третью – HNO₃.

Опыт 1.2. Взаимодействие алюминия с концентрированными кислотами

Опыт проводится в вытяжном шкафу!

Проводим аналогичный опыт, заменив разбавленные кислоты концентрированными: хлороводородной ($\rho = 1,15 \text{ г/см}^3$), серной ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$), азотной ($\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$). Опыт проводим при комнатной температуре и при нагревании пробирок на водяной бане. Уравнения реакций и наблюдаемые эффекты заносим в табл. 2.

Таблица 2

№	Наблюдения	Уравнения реакций (электронный баланс)
1.1		
1.2		

Вывод: _____

Опыт 2. Взаимодействие алюминия со щелочами

В пробирку поместили кусочек металлического алюминия и добавили к нему 5–10 капель 2 н раствора гидроксида натрия.

Наблюдения: _____

Уравнение реакции: _____

Вывод: _____

Опыт 3. Коррозия алюминия

При взаимодействии алюминия с солью ртути на поверхности металла образуется

амальгама. Вследствие этого нарушается плотная структура защитной пленки, что дает возможность металлу проявлять свою химическую активность. Алюминий начинает активно взаимодействовать с водой. При этом активно выделяется водород.

Для выполнения опыта алюминий зачистим наждачной бумагой, промоем водой и высушим фильтровальной бумагой, затем опустим в пробирку с водой.

Наблюдения: _____

Уравнения реакций: _____

Помещаем кусочек алюминия в раствор $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ и через несколько минут сливаем этот раствор в сосуд для отходов солей ртути. Промываем кусочек алюминия водой и опускаем его в пробирку с водой.

Наблюдения: _____

Уравнения реакций: _____

Вывод: _____

Опыт 4. Гидроксид алюминия, его получение и свойства

В две пробирки вносим по 2–4 капли раствора соли алюминия и по 2–4 капли 2 н раствора NaOH до образования осадка. В одну пробирку к полученному осадку прибавляем 3–5 капель 2 н раствора соляной кислоты, а в другую – столько же 2 н раствора гидроксида натрия.

Наблюдения: _____

Уравнения реакций: _____

Вывод: _____

Общий вывод: _____

Исправления и дополнения: _____

Зачтено _____
дата

Подпись преподавателя _____

Лабораторная работа № 10

КРЕМНИЙ. ГИДРАВЛИЧЕСКИЕ ВЯЖУЩИЕ



Цель работы: познакомиться с основными физическими и химическими свойствами кремния и гидравлических вяжущих.

Теоретическая часть

Кремний относится к главной подгруппе IV группы элементов периодической системы Д.И. Менделеева. В состав этой группы входят элементы: углерод С, кремний Si, германий Ge, олово Sn, свинец Pb (табл 1).

Таблица 1

Основные свойства p-элементов IV группы

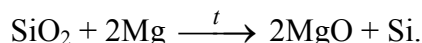
Символ элемента	C	Si	Ge	Sn	Pb
Порядковый номер	6	14	32	50	82
Подуровни с валентными электронами	$2s^2 \quad 2p^2$ 	$ns^2 \quad np^2 \quad nd^0$  n=3 (Si), 4 (Ge), 5 (Sn), 6 (Pb)			
Радиус атома, нм	0,077	0,117	0,122	0,14	-
Энергия ионизации, эВ $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+ + \bar{\text{e}}$	11,26	8,15	7,90	7,34	7,42
Относительная электроотрицательность	2,50	1,74	2,02	1,72	1,55
Степени окисления*	-4, +2, +4	-4, +2, +4	+2, +4	+2, +4	+2, +4

* Наиболее характерные степени окисления выделены.

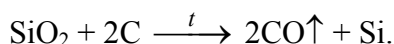
Общая электронная формула внешнего энергетического уровня атомов этих элементов $ns^2 np^2$. В соответствии с электронной конфигурацией атомов на данном уровне есть два неспаренных электрона. Поэтому они могут проявлять валентность, равную двум. При возбуждении атомов один s-электрон переходит на p-подуровень, и рассматриваемые элементы могут проявлять валентность, равную четырем.

По физическим свойствам углерод С в свободном виде относится к неметаллам, Si и Ge проявляют промежуточные свойства (полупроводники), Sn и Pb – типичные металлы (проводники).

Кремний – один из самых распространенных в земной коре элементов (27 % мас. земной коры). В природе встречается только в соединениях: в виде диоксида кремния (SiO_2) и в виде солей кремниевых кислот (*силикатов*). Свободный кремний можно получить прокаливанием с магнием мелкого белого песка (диоксида кремния). При этом образуется бурый порошок аморфного кремния:

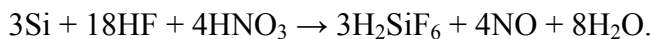


В промышленности кремний получают восстановлением диоксида кремния коксом в электрических печах:

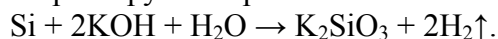


Кислоты не действуют на кремний, кроме смеси фтороводорода и азотной кислоты. В этой реакции азотная кислота играет роль окислителя, а фтороводородная – комплексоб-

разующей среды:



Растворы щелочей энергично реагируют с кремнием:



Кислородные соединения кремния

Диоксид кремния (кремнезем) является наиболее устойчивым соединением кремния с кислородом. Он очень твердый и плавится при температуре 1610 °С. В природе чаще встречается кристаллический SiO_2 , реже аморфный. Кристаллический SiO_2 в природе встречается в виде минерала *кварца*. Прозрачные бесцветные кристаллы кварца называются *горным хрусталем*. Некоторые ионы металлов (Mn, Cu, Cr и др.), содержащиеся в кварце, придают ему окраску. Например, горный хрусталь, окрашенный в лиловый цвет, называется *аметистом*, а в буроватый – дымчатым *топазом*. К мелкокристаллическим разновидностям кварца относятся *агат* и *яшма*. Из мелких зерен кварца состоит песок.

Диоксид кремния нерастворим в большинстве кислот, за исключением, например, плавиковой:

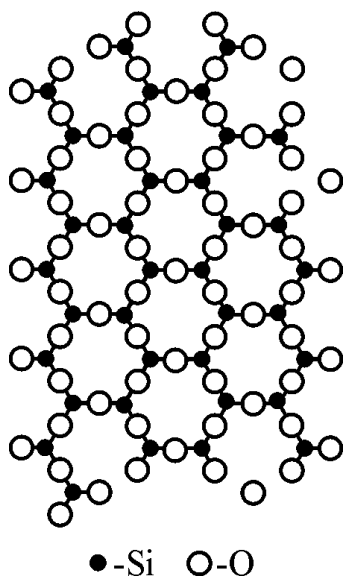
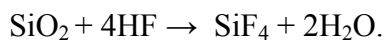


Рис. 1. Структурная сетка стекла из тетраэдров $[\text{SiO}_4]^{4-}$

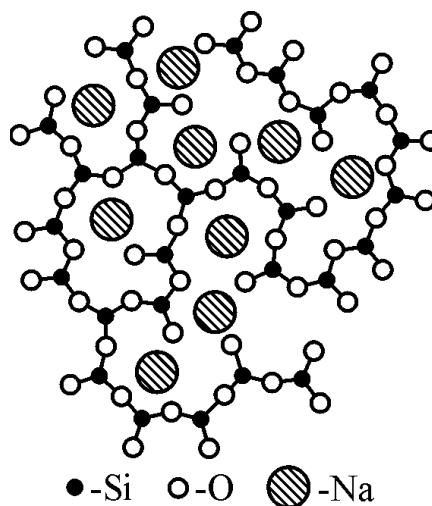


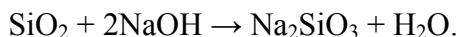
Рис. 2. Структурная сетка стекла с включенными катионами Na

Кремнезем в виде песка широко применяется в строительстве, в производстве цемента, стекла и керамики. Основными элементами структуры силикатных стёкол являются тетраэдры $[\text{SiO}_4]^{4-}$, которые, соединяясь вершинами, способны образовывать непрерывную в одном, двух (рис. 1) или трёх измерениях пространственную структуру. Катионы металлов располагаются в свободных полостях структурной сетки (рис. 2). Это оксиды элементов 1-й и 2-й групп периодической системы, а также некоторых элементов других групп.

Кремниевые кислоты и их соли. Диоксид кремния – кислотный оксид. Ему соответствуют слабые малорастворимые в воде кремниевые кислоты. Их можно представить общей формулой $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$. В свободном состоянии выделены ортокремниевая H_4SiO_4 , метакремниевая H_2SiO_3 и несколько других кислот.

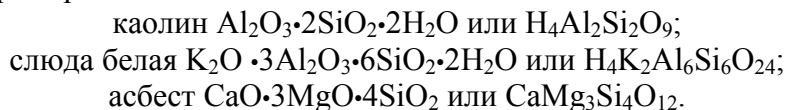
Соли кремниевых кислот – *силикаты* – в большинстве своем нерастворимы в воде, за исключением силикатов натрия и калия. Они получают при сплавлении диоксида крем-

ния со щелочами:



Силикаты натрия и калия получили название растворимого стекла. В растворах они сильно гидролизуются.

Состав природных силикатов выражается в большинстве случаев достаточно сложными формулами, так как это полимерные соединения (см. рис. 1 и 2). Поэтому их принято писать несколько иначе, чем формулы обычных солей. Всякую соль кислородной кислоты можно рассматривать как соединение кислотного оксида с основным. Например, CaCO_3 можно рассматривать как соединение CaO и CO_2 . На этом основании и записывают формулы силикатов, например:



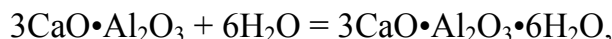
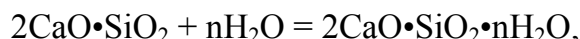
Цемент – это собирательное название группы гидравлических вяжущих, главной составной частью которых являются силикаты и алюминаты кальция, образовавшиеся при высокотемпературной обработке смеси сырьевых материалов, доведенной до частичного или полного плавления. Частичное плавление материала сопровождается его спеканием, поэтому различают обжиг до спекания и плавление.

При производстве портландцемента сначала изготавливают сырьевую смесь надлежащего состава, потом ее обжигают до спекания и при этом получают цементный клинкер, который размалывают в тонкий порошок. При помоле добавляют небольшое количество активных минеральных добавок. Для получения доброкачественного портландцемента химический состав клинкера, определяемый по содержанию в нем важнейших оксидов, должен находиться примерно в следующих пределах:

Оксид	CaO	SiO ₂	Al ₂ O ₃	Fe ₂ O ₃
Содержание, мас. %	62–68	18–26	4–8	0,3–6

Кроме химического, на практике пользуются минералогическим составом цемента, когда состав системы выражают в виде оксидов, взятых в определенном стехиометрическом соотношении. Важнейшими минеральными составляющими портландцемента, определяющими все основные его свойства, являются *трехкальциевый силикат-алит* $3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$ (C_3S), *двухкальциевый силикат-белит* $2\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$ (C_2S), *трехкальциевый алюминат* $3\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$ (C_3A) и *четырекальциевый алюмоферрит* $4\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ (C_4AF). Содержание их в портландцементе должно соответствовать (мас. %): C_3S – 40–65, C_2S – 15–40, C_3A – 5–15, C_4AF – 10–20. По отношению к воде минералы ведут себя неодинаково. Наиболее активные из них – C_3A , наименее – C_2S .

Химизм процессов твердения портландцемента сводится в основном к процессам частичного гидролиза и гидратации основных клинкерных минералов:

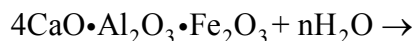
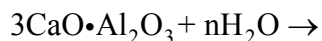
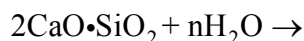
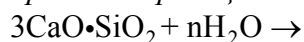


Порядок выполнения работы

Опыт 1. Полный гидролиз составляющих цемента (протекает при длительной обработке цементного порошка большим количеством воды)

В пробирку наливаем 2 мл раствора, который получен заранее в результате длительной обработки цемента большим количеством воды, намного превышающим количество, необходимое для затворения цемента. Этот раствор называют цементной вытяжкой. Добавляем 3–4 капли индикатора фенолфталеина. Появление _____ окраски указывает на то, что реакция раствора _____. Уравнения реакций полного гидролиза главных составляющих цемента с учетом получения соответствующих гидроксидов из CaO , SiO_2 , Al_2O_3 , Fe_2O_3 .

Уравнения реакций:



В пробирку наливаем 2 мл вытяжки и добавляем 1 мл раствора соды. Появление мути или осадка указывает на присутствие ионов кальция. Записываем в молекулярном и ионном виде уравнения реакций, доказывающих присутствие ионов кальция.

Уравнения реакций: _____

Вывод: _____

Опыт 2. Частичный гидролиз составляющих цемента

В пробирку вносим приблизительно 0,5 г порошка цемента, добавляем 3–4 мл воды, несколько раз сильно встряхиваем пробирку, даем отстояться смеси (на дне пробирки будет осадок цемента) и отфильтровываем. Фильтрат разделяем на две части (в двух пробирках). К одной из них добавляем 2–3 капли фенолфталеина, к другой – раствор соды.

Наблюдения: _____

Уравнения реакций: _____

Вывод:

Опыт 3. Действие кислот на портландцемент

В пробирку насыпаем немного порошка цемента и приливаем 2–3 капли концентрированной соляной кислоты. Смесь осторожно (в вытяжном шкафу) перемешиваем стеклянной палочкой и наблюдаем образование геля кремниевых кислот. Затем небольшое количество полученного геля переносим стеклянной палочкой в две пробирки, разбавляем дистиллированной водой до половины пробирки. В одну пробирку добавляем несколько капель раствора KCN или NH_4CNS . Если в растворе присутствуют ионы железа, то раствор должен окраситься в _____ цвет. Во вторую пробирку добавляем раствор $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$. Если в растворе присутствуют ионы кальция, то раствор должен окраситься в _____ цвет.

Наблюдения: _____

Уравнения реакций:

Вывод:

Общий вывод: _____

Исправления и дополнения: _____

Зачтено _____
дата

Подпись преподавателя _____

Лабораторная работа № 11

СОЕДИНЕНИЯ АЗОТА И ФОСФОРА

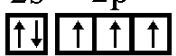

Цель работы: изучить основные свойства азота, фосфора и их наиболее важных соединений.

Теоретическая часть

Азот и фосфор относятся к главной подгруппе V группы элементов периодической системы Д.И. Менделеева. В состав этой группы входят элементы: азот N, фосфор P, мышьяк As, сурьма Sb, висмут Bi (табл. 1).

Таблица 1

Основные свойства элементов подгруппы азота

Символ элемента	N	P	As	Sb	Bi
Порядковый номер	7	15	33	51	83
Подуровни с валентными электронами	$2s^2 \quad 2p^3$ 	$ns^2 \quad np^3 \quad nd^0$  n=3 (P), 4 (As), 5 (Sb), 6 (Bi)			
Радиус атома, нм	0,075	0,110	0,121	0,141	0,152
Энергия ионизации, эВ $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+ + \bar{e}$	14,54	10,49	9,82	8,64	7,29
Относительная электроотрицательность	3,07	2,10	2,20	1,82	1,67
Степени окисления*	$-3, -2, -1,$ $+1, +2, +3,$ $+4, +5$	$-3, +1, +3,$ $+4, +5$	$-3, +3, +5$		

* Наиболее характерные степени окисления выделены.

Общая электронная формула внешнего энергетического уровня атомов этих элементов $ns^2 np^3$, т.е. на этом уровне атомы рассматриваемых элементов содержат по 5 электронов. Поэтому для них характерны степени окисления в соединениях: $-3, +3$ и $+5$.

В ряду N – P – As – Sb – Bi ввиду уменьшения энергии ионизации атомов происходит ослабление неметаллических свойств элементов: N и P – неметаллы, As и Sb – амфотерные элементы, с преобладанием неметаллических (As) или металлических свойств (Sb), Bi – металл.

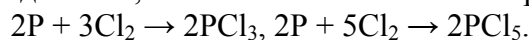
Азот (N_2) – газ без цвета и запаха; плохо растворимый в воде; при сильном охлаждении под высоким давлением превращается в жидкость. Молекула азота состоит из двух атомов, связанных между собой тройной связью ($:N \equiv N:$), одна из которых σ и две π . N_2 в обычных условиях проявляет низкую реакционную способность, что объясняется большой прочностью его молекул. При комнатной температуре он реагирует только с литием, образуя нитрид Li_3N . При повышенных температурах азот окисляет многие металлы и неметаллы, образуя нитриды; окисляется только при взаимодействии с фтором и кислородом.

Для *фосфора* (P) известно несколько аллотропных модификаций, среди которых наиболее распространенными являются: белый фосфор, красный фосфор, черный фосфор (табл. 2).

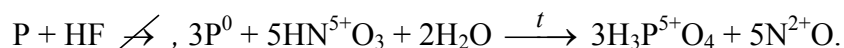
Аллотропные модификации фосфора. Физические свойства

Белый фосфор (P _{бел})	Красный фосфор (P _{красн})	Чёрный фосфор (P _{черн})
Бесцветное, сильно ядовитое , мягкое вещество (режется ножом), летучее. В воде нерастворим. Хорошо растворим в сероуглероде (CS ₂). Имеет молекулярную кристаллическую решетку, в узлах которой находятся тетраэдрические молекулы P ₄ . Получается при конденсации паров. Очень реакционно-способен, окисляется на воздухе (при этом самовоспламеняется), в темноте светится	Порошок красно-бурого цвета, без запаха, не ядовит. Стоит из полимерных молекул P _n разной длины. Аморфный, при комнатной температуре переходит в белый фосфор. Нерастворим в воде и в органических растворителях. Устойчив. В темноте не светится	Полимерное вещество с металлическим блеском, похож на графит, без запаха, жирный на ощупь. По сравнению с другими модификациями является наиболее стабильным. Нерастворим в воде и в органических растворителях. Полупроводник

Фосфор по сравнению с азотом обладает более высокой химической активностью. В реакциях с металлами фосфор проявляет окислительные свойства, образуя фосфиды. По структуре и свойствам фосфиды близки к нитридам. Восстановительные свойства фосфора проявляются в реакциях с водородом и галогенами. При этом, в зависимости от количества окислителя, образуются соединения, степень окисления P в которых равна +3 или +5:



С кислотами, не являющимися окислителями, фосфор не реагирует, с кислотами-окислителями реагирует при нагревании:



При нагревании в растворах щелочей белый и красный фосфор подвергаются диспропорционированию: $4P^0 + 3NaOH + 3H_2O \xrightarrow{t} P^{3-}H_3 + 3NaH_2P^{1+}O_2$.

Водородные соединения азота и фосфора

Аммиак NH₃ – бесцветный газ с резким, удушливым запахом, **ядовитый**, легче воздуха, хорошо растворимый в воде. Молекулы аммиака связаны между собой водородными связями. Благодаря наличию водородных связей, аммиак имеет сравнительно высокие температуры кипения и плавления.

Фосфин PH₃ – бесцветный газ с неприятным запахом, малорастворимый в воде, неустойчивый, **ядовитый**.

Аммиак и фосфин – сильные восстановители. При нагревании NH₃ и PH₃ разлагаются, сгорая в кислороде. В реакциях с кислотами NH₃ и PH₃ проявляют основные свойства. В результате реакций образуются соли аммония и фосфония. У фосфина основные свойства выражены слабее, чем у аммиака, поэтому он образует соли только с сильными кислотами. Соли аммония и фосфония термически неустойчивы, т.е. при нагревании они разлагаются.

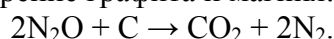
Кислородные соединения азота

Азот с кислородом образует ряд оксидов, представленных в табл. 3.

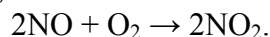
Основные физико-химические свойства оксидов азота

N ₂ O	NO	N ₂ O ₃	NO ₂	N ₂ O ₅
<i>Степень окисления азота</i>				
+1	+2	+3	+4	+5
<i>Агрегатное состояние. Цвет</i>				
Бесцветный газ со сладковатым запахом	Бесцветный газ	Жидкость синего цвета	Красно-бурый газ с резким удушливым запахом Ядовит!	Бесцветные кристаллы
<i>Термическая устойчивость</i>				
2N ₂ O $\xrightarrow{\approx 700\text{ }^\circ\text{C}}$ 2N ₂ +O ₂	Устойчив	N ₂ O ₃ $\xrightarrow{25\text{ }^\circ\text{C}}$ NO+NO ₂	2NO ₂ $\xrightarrow{>500\text{ }^\circ\text{C}}$ 2NO + O ₂	2N ₂ O ₅ $\xrightarrow{25\text{ }^\circ\text{C}}$ 4NO ₂ ↑+O ₂
<i>Усиление кислотных свойств оксидов</i>				
<i>Усиление окислительных свойств оксидов</i>				

Оксид азота (I) N₂O («веселящий газ») – разлагается при 700 °С с выделением кислорода (см. табл. 3). Поэтому при повышенных температурах он действует как сильный окислитель. Например, поддерживает горение графита и магния:



Оксид азота (II) NO проявляет окислительно-восстановительную двойственность. Под действием сильных окислителей он окисляется, а в присутствии сильных восстановителей – восстанавливается. Например, он легко окисляется кислородом и галогенами до NO₂:



N₂O и NO – несолеобразующие оксиды, вследствие чего по отношению к кислотам и щелочам проявляют химическую пассивность.

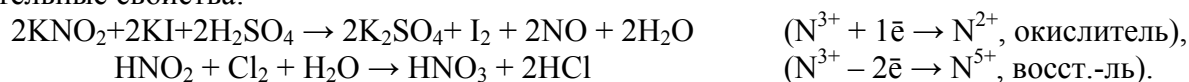
Оксид азота (III) N₂O₃ (азотистый ангидрид) – кислотный оксид. Легко поглощается щелочами, образуя соответствующие нитриты. На холоде взаимодействует с водой с образованием азотистой кислоты HNO₂: N₂O₃ + H₂O → 2HNO₂.

Оксид азота (IV) NO₂ («бурый газ») – кислотный оксид, который при взаимодействии с водой образует азотную и азотистую кислоту: 2NO₂ + H₂O → HNO₃ + HNO₂.

NO₂ – сильный окислитель. Многие вещества могут гореть в атмосфере NO₂, отнимая от него кислород.

Оксид азота (V) N₂O₅ (азотный ангидрид) – очень сильный окислитель. Многие органические вещества при соприкосновении с ним воспламеняются. N₂O₅ – оксид, у которого наиболее ярко выражены кислотные свойства. Он бурно взаимодействует с водой, образуя азотную кислоту.

Азотистая кислота HNO₂ – очень неустойчивое соединение, поэтому существует только в разбавленных водных растворах. HNO₂ – слабая кислота. Нейтрализуется щелочами и гидроксидом аммония (NH₄OH) с образованием солей – нитритов. Нитриты – термически более устойчивые соединения и могут быть выделены в свободном виде. Азотистая кислота проявляет окислительные (только в реакциях с сильными восстановителями) и восстановительные свойства:



Азотная кислота HNO₃ – бесцветная жидкость, «дымящая» на воздухе. Неограниченно смешивается с водой. HNO₃ неустойчива, при хранении на свету или нагревании постепенно желтеет вследствие разложения с образованием NO₂: 4HNO₃ → 4NO₂↑ + O₂ + 2H₂O.

Азотная кислота принадлежит к числу наиболее сильных кислот. В водном растворе полностью диссоциирует на ионы H^+ и NO_3^- . Реагирует с основными и амфотерными оксидами и гидроксидами, вытесняет слабые кислоты из растворов их солей. Азотная кислота – сильный окислитель. Окисляет практически все металлы (кроме Au и Pt):



При взаимодействии HNO_3 с металлами **водород никогда не выделяется!** Продуктом восстановления азотной кислоты является один из нитрозных газов: NO_2 , NO , N_2O , N_2 , NH_3 или NH_4NO_3 . Образование того или иного газа зависит от активности металла и концентрации кислоты (см. табл. 1 в лаб. работе «Химические свойства металлов»). В реакциях с концентрированной азотной кислотой обычно выделяется NO_2 . При взаимодействии разбавленной азотной кислоты с малоактивными металлами выделяется NO . В случае более активных металлов образуется N_2O . Сильно разбавленная кислота взаимодействует только с активными металлами с образованием нитрата аммония. Концентрированная азотная кислота на холоде пассивирует Be , Al , Cr , Fe , Co , Ni , Pb и V .

Азотная кислота окисляет многие неметаллы до соответствующих кислот. При этом концентрированная HNO_3 восстанавливается до NO_2 , разбавленная – до NO , например:



Соли азотной кислоты – *нитраты* – хорошо растворяются в воде, а при нагревании разлагаются с выделением кислорода, проявляя тем самым окислительные свойства. Продукты разложения зависят от положения металла в ряду напряжений, т.е. его активности. Нитраты наиболее активных металлов, расположенных левее Mg , разлагаются до нитритов, от Mg до Cu – с образованием оксидов металлов и NO_2 . Нитраты наименее активных металлов, расположенных правее Cu , разлагаются до свободных металлов и NO_2 .

Кислородные соединения фосфора

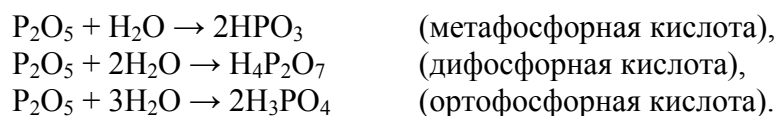
К важнейшим оксидам фосфора принадлежат P_2O_3 и P_2O_5 .

Оксид фосфора (III) P_2O_3 (фосфористый ангидрид) – белая воскообразная кристаллическая масса. **Очень ядовит!** Термически неустойчив.

P_2O_3 – кислотный оксид. При взаимодействии с водой P_2O_3 образует фосфористую кислоту H_3PO_3 . Оксид фосфора (III) обладает сильно выраженными восстановительными свойствами, легко окисляется O_2 , S , галогенами.

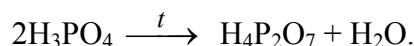
Оксид фосфора (V) P_2O_5 (фосфорный ангидрид) – белый порошок. **Ядовит!** Очень гигроскопичен (т.е. энергично поглощает влагу), поэтому используется как осушитель газов и жидкостей, отнимает воду у кислородсодержащих кислот. Термически устойчив.

P_2O_5 – кислотный оксид. Взаимодействует с водой с образованием фосфорных кислот. В зависимости от количества воды, реагирующей с ним, образуются следующие фосфорные кислоты:



Фосфорная кислота H_3PO_4 – бесцветные, расплывающиеся на воздухе кристаллы. Гигроскопична, хорошо растворима в воде.

В отличие от азотной кислоты и ее солей (нитратов), H_3PO_4 и ее соли окислительных свойств не проявляют. При нагревании она превращается в дифосфорную кислоту:



Водный раствор H_3PO_4 – трехосновная кислота средней силы. Образует три типа солей:

Трехзамещенные, или средние <i>фосфаты</i>	Двухзамещенные кислоты, или <i>гидрофосфаты</i>	Однозамещенные кислоты, или <i>дигидрофосфаты</i>
Na_3PO_4	Na_2HPO_4	NaH_2PO_4

Дигидрофосфаты всех металлов растворимы в воде. Из гидрофосфатов и фосфатов растворимы лишь соли щелочных металлов и аммония. Соли фосфорной кислоты, растворимые в воде, подвергаются гидролизу. Причем гидролиз кислых и средних солей протекает по-разному. При гидролизе дигидрофосфатов щелочных металлов одновременно с гидролизом анионов H_2PO_4^- происходит их диссоциация:



Так как преимущественно протекает второй процесс (процесс диссоциации), в растворе создается кислая среда. При гидролизе гидрофосфатов создается слабощелочная среда: $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$. При гидролизе фосфатов возникает сильнощелочная среда: $\text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$. Гидрофосфаты и дигидрофосфаты при нагревании разлагаются с выделением воды.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Азотистая кислота и ее соли

Опыт 1.1. Взаимодействие нитрита калия с серной кислотой.

Опыт проводится в вытяжном шкафу!

В пробирку вносим 3–4 капли насыщенного раствора нитрита калия и добавляем одну каплю 2 н раствора серной кислоты.

Наблюдения: _____

Уравнение реакции:

а) взаимодействие нитрита калия с серной кислотой:

б) разложение получившейся азотистой кислоты:

в) распад азотистого ангидрида:

Опыт 1.2. Взаимодействие нитрита калия с иодидом калия

В пробирку вносим по 2–3 капли раствора иодида калия и 2 н раствора серной кислоты. Добавляем 2–3 капли раствора нитрита калия.

Наблюдения: _____

Уравнение реакции:

Опыт 1.3. Взаимодействие нитрита калия с перманганатом калия

В пробирку вносим 2–3 капли раствора перманганата калия, добавляем 1 – 2 капли 2 н раствора серной кислоты и 2–3 капли 2 н раствора нитрита калия.

Наблюдения: _____

Уравнение реакции:

Вывод:

Опыт 2. Окислительные свойства азотной кислоты

Опыт проводится в вытяжном шкафу!

В пробирку (А) вносим 3–4 капли концентрированной азотной кислоты, в другую пробирку (Б) вносим 2 капли разбавленной азотной кислоты. В каждую из пробирок добавляем по кусочку медной стружки. Пробирку с разбавленной азотной кислотой (Б) слегка подогреваем. Обе пробирки держим на белом фоне.

Наблюдения: _____

Уравнение реакции:

А. _____

Б. _____

Вывод:

Опыт 3. Получение малорастворимых солей ортофосфорной кислоты

В две пробирки вносим по 3–4 капли растворов следующих солей: в первую – хлорида трехвалентного железа (А), во вторую – сульфата алюминия (Б). Добавляем в каждую из пробирок по 2–3 капли растворов ацетата натрия (CH_3COONa) и гидрофосфата натрия. Ацетат-ионы (CH_3COO^-) необходимы для связывания ионов водорода в малодиссоциированную уксусную кислоту.

Наблюдения: _____

Уравнение реакции:

Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, учитывая, что получаются средние соли.

А. Мол. ур-е: _____

Ионное ур-е: _____

Краткое ионное ур-е: _____

Б. Мол. ур-е: _____

Ионное ур-е: _____

Краткое ионное ур-е: _____

Опыт 4. Термическое разложение солей ортофосфорной кислоты

Опыт 4.1. Разложение дигидрофосфата натрия

В две цилиндрические пробирки вносим по 2–3 кристаллика дигидрофосфата натрия. Одну пробирку (А) оставляем как контрольную, вторую (Б) закрепляем в штативе, содер-

жимое ее прокаливаем в течение 3–5 мин, нагревая маленьким пламенем, и охлаждаем. В обе пробирки прибавляем по 3–5 капель дистиллированной воды для растворения солей и по 2–3 капли раствора нитрата серебра.

Наблюдения: _____

Уравнение реакции:

А. Взаимодействие дигидрофосфата натрия с нитратом серебра:

Мол. ур-е: _____

Ионное ур-е: _____

Краткое ионное ур-е: _____

Б. Разложение дигидрофосфата натрия при прокаливании:

Взаимодействие метафосфата натрия с нитратом серебра:

Мол. ур-е: _____

Ионное ур-е: _____

Краткое ионное ур-е: _____

Вывод: _____

Опыт 4.2. Разложение гидрофосфата натрия

Опыт 4.2 выполняем в той же последовательности, что и опыт 4.1, только с гидрофосфатом натрия.

Наблюдения: _____

Уравнение реакции:

А. Взаимодействие гидрофосфата натрия с нитратом серебра:

Мол. ур-е: _____

Ионное ур-е: _____

Краткое ионное ур-е: _____

Б. Разложение гидрофосфата натрия при прокаливании:

Взаимодействие дифосфата натрия с нитратом серебра:

Мол. ур-е: _____

Ионное ур-е: _____

Краткое ионное ур-е: _____

Вывод: _____

Общий вывод: _____

Исправления и дополнения: _____

Зачтено

дата

Подпись преподавателя

Лабораторная работа № 12

СЕРА И ЕЕ СВОЙСТВА

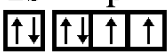

Цель работы: изучить основные свойства серы и её соединений.

Теоретическая часть

Сера – элемент главной подгруппы VI группы периодической системы Д.И. Менделеева. В состав этой группы входят элементы: кислород O, сера S, селен Se, теллур Te, полоний Po (табл. 1), которые имеют общее название «халькогены», что означает «образующие руды».

Таблица 1

Основные свойства p-элементов VI группы

Символ элемента	O	S	Se	Te	Po
Порядковый номер	8	16	34	52	84
Подуровни с валентными электронами	$2s^2 2p^4$ 	$ns^2 np^4 nd^0$  n=3 (S), 4 (Se), 5 (Te), 6 (Po)			
Радиус атома, нм	0,073	0,102	0,116	0,136	0,146
Энергия ионизации, эВ $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+ + \bar{e}$	13,618	10,360	9,752	9,010	8,430
Относительная электроотрицательность	3,50	2,60	2,48	2,01	1,76
Степени окисления *	- 2 , - 1, +2	- 2, +2, +4, +6	- 2, +2, +4 , +6		

* Наиболее характерные степени окисления выделены.

Общая электронная формула внешнего энергетического уровня атомов этих элементов $ns^2 np^4$, т.е. на этом уровне атомы рассматриваемых элементов содержат по 6 электронов. Поэтому в нормальном (невозбужденном) состоянии для них характерна степень окисления -2 и +2. Сера, селен и теллур ввиду возможности увеличения числа неспаренных электронов в атоме путем перевода s- и p-электронов на d-подуровень внешнего энергетического уровня могут проявлять также степени окисления +4 и +6.

Уменьшение энергии ионизации p-элементов VI группы указывает на закономерное ослабление неметаллических свойств атомов в ряду O – S – Se – Te – Po. Таким образом, элементы O и S – типичные неметаллы, а Se, Te и Po – амфотерные элементы с преобладанием неметаллических (Se, Te) или металлических свойств (Po).

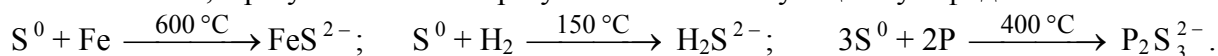
Сера образует несколько аллотропных модификаций: ромбическая (α -сера) – желтые кристаллы; моноклинная (β -сера) – темно-желтые иглы; пластическая – коричневая резиноподобная (аморфная) масса. Наиболее устойчивой модификацией при комнатной температуре является ромбическая α -сера. Ромбическая сера состоит из кольцевых восьмиатомных молекул (S_8), имеющих форму «короны». Моноклинная β -сера устойчива только при температуре выше 96 °С. Пластическая сера является наименее устойчивой модификацией. При обычных условиях моноклинная и пластическая сера постепенно переходит в ромбическую серу.

Сера не растворяется в воде и при обычных условиях с ней не реагирует, хорошо рас-

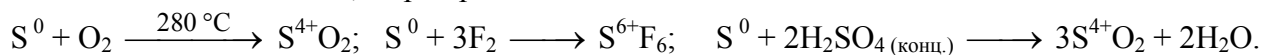
творима в сероуглероде CS_2 .

Сера – типичный неметалл, инертный при комнатной температуре. При высоких температурах становится весьма химически активной, проявляя окислительные или восстановительные свойства.

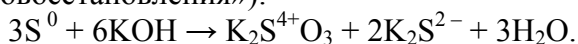
Окислительные свойства сера проявляет в реакциях со многими металлами и некоторыми неметаллами, в результате чего образуются соответствующие сульфиды:



В реакциях с сильными окислителями, такими как кислород, галогены (кроме йода) или кислотами-окислителями, сера проявляет восстановительные свойства:



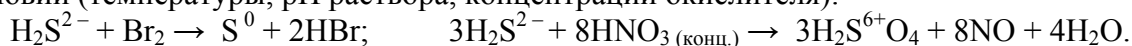
При кипячении в растворах щелочей сера подвергается диспропорционированию (реакция «самоокисления-самовосстановления»):



Водородное соединение серы

Сероводород (H_2S) – бесцветный ядовитый газ с характерным запахом тухлых яиц, растворим в воде и спирте.

Сероводород является очень сильным восстановителем. При действии сильных окислителей он окисляется до диоксида серы или до серной кислоты. Глубина окисления зависит от условий (температуры, pH раствора, концентрации окислителя):



Водный раствор сероводорода – слабая двухосновная кислота. Сероводородная кислота образует два типа солей: кислые (гидросульфиды) и средние (сульфиды). Большинство сульфидов металлов, за исключением сульфидов щелочных металлов (Na_2S , K_2S), аммония и некоторых других, практически не растворимы в воде. Некоторые сульфиды подвергаются гидролизу с образованием основания и кислой соли, а другие – основания и H_2S .

Кислородные соединения серы

Оксид серы(IV) SO_2 (диоксид серы, сернистый ангидрид) – бесцветный газ с резким запахом, хорошо растворимый в воде. При (-10°C) переходит в жидкость, а при (-73°C) – превращается в твердое вещество.

Диоксид серы обладает как восстановительными, так и окислительными свойствами (с преобладанием восстановительных):



SO_2 – кислотный оксид. При растворении его в воде образуется слабая и неустойчивая сернистая кислота H_2SO_3 (существует только в водном растворе). При этом возникают равновесия:

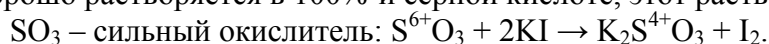


где K_1 и K_2 – константы диссоциации сернистой кислоты по 1-й и 2-й ступеням, соответственно.

При нагревании, вследствие уменьшения растворимости SO_2 , а также при добавлении кислот, равновесие сдвигается влево, при добавлении щелочей или связывании ионов SO_3^{2-} – в правую сторону.

Сернистая кислота (H_2SO_3) образует два типа солей – средние (сульфиты) и кислые (гидросульфиты). Сернистая кислота проявляет восстановительные свойства. При действии более сильных восстановителей восстанавливается.

Оксид серы (VI) SO₃ (триоксид серы, серный ангидрид) – бесцветная летучая жидкость, на воздухе «дымит», сильно поглощает влагу (хранят в запаянных сосудах). Триоксид серы хорошо растворяется в 100%-й серной кислоте, этот раствор называется олеумом (H₂S₂O₇).

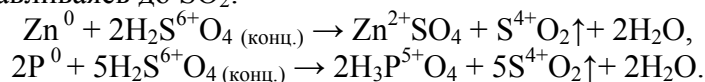


SO₃ – типичный кислотный оксид. При растворении в воде дает сильную двухосновную серную кислоту (H₂SO₄): SO₃ + H₂O ↔ H₂SO₄.

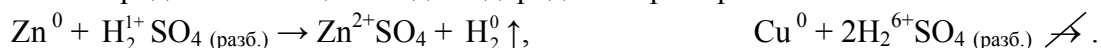
Серная кислота (H₂SO₄) – тяжелая маслянистая жидкость, нелетучая; хорошо растворима в воде (с сильным экзо-эффектом); очень гигроскопична, обладает водоотнимающими свойствами (обугливание бумаги, дерева, сахара).

H₂SO₄ образует два типа солей – кислые (гидросульфаты) и средние (сульфаты). Гидросульфаты известны только в растворе. Большинство средних сульфатов нерастворимо в воде.

Серная кислота является сильным окислителем, особенно при нагревании. Концентрированная серная кислота окисляет практически все металлы (кроме Au и Pt) и некоторые неметаллы, восстанавливаясь до SO₂:



Разбавленная серная кислота окисляет только те металлы, которые стоят в ряду стандартных электродных потенциалов до водорода. Например:



Порядок выполнения работы

Опыт 1. Взаимодействие серы с концентрированной азотной кислотой

В цилиндрическую пробирку вносим небольшой кусочек серы и 5–6 капель концентрированной азотной кислоты (ρ = 1,4 г/см³). Осторожно нагреваем пробирку. Записываем наблюдаемое явление. Затем полученный раствор (2–3 капли) переносим пипеткой в пробирку с раствором хлорида бария (5–6 капель).

Наблюдения: _____

Уравнения реакций:

Записать уравнение реакции взаимодействия серы с азотной кислотой (А), подобрать коэффициенты по методу электронного баланса и указать окислитель и восстановитель. Записать в молекулярной и ионной форме уравнение реакции взаимодействия полученного раствора с раствором хлорида бария (Б).

А) _____

Б) *Мол. ур-е:* _____

Ионное ур-е: _____

Краткое ионное ур-е: _____

Вывод: _____

Опыт 2. Растворение сероводорода в воде

В микроколбу с сульфидом железа (II) добавляем 2–3 капли концентрированной соляной

кислоты ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$). Закрываем микроколбу пробкой с изогнутой трубкой. Выделяющийся сероводород направляем в коническую пробирку, на 1/3 наполненную нейтральным раствором лакмуса. Каким образом и почему изменился цвет лакмуса?

Наблюдения: _____

Уравнение реакции: _____

а) Взаимодействие концентрированной соляной кислоты с сульфидом железа (II):

б) Диссоциация сероводородной кислоты:

(I) ступень _____ $K_d(I) = \text{_____}$

(II) ступень _____ $K_d(II) = \text{_____}$

Вывод: _____

Опыт 3. Получение малорастворимых сульфидов металлов

В четыре пробирки вносим по 3–5 капель растворов солей кальция (А), кадмия (Б), марганца (II) (В) и свинца (II) (Г). Добавляем к ним по 2–3 капли сероводородной воды. Записываем наблюдаемые явления.

Наблюдения: _____

Уравнение реакции: _____

Уравнения реакций в молекулярном и ионном виде записываем в табл. 2.

Таблица 2

№	Уравнения реакций
А	Молекулярное: Ионное: Краткое ионное:
Б	Молекулярное: Ионное: Краткое ионное:
В	Молекулярное: Ионное: Краткое ионное:
Г	Молекулярное: Ионное: Краткое ионное:

Вывод: _____

Опыт 4. Получение сернистого ангидрида и сернистой кислоты

Микроколбу или цилиндрическую пробирку наполняем на 1/3 ее объема кристаллами

сульфита натрия, добавляем 6–8 капель 4 н раствора серной кислоты и быстро закрываем пробкой с газоотводной трубкой. Выделяющийся газ пропускаем в заранее приготовленные пробирки с нейтральным лакмусом и дистиллированной водой. Объяснить изменение цвета лакмуса.

Примечание. Если выделение газа идет недостаточно энергично, пробирку необходимо подогреть слабым пламенем горелки. Полученный раствор сернистой кислоты сохранить для опыта 5.

Наблюдения: _____

Уравнение реакции:

а) Реакция получения сернистого газа:

Мол. ур-е: _____

Ионное ур-е: _____

Краткое ионное ур-е: _____

б) Реакция получения сернистой кислоты:

Вывод: _____

Опыт 5. Окислительно-восстановительные свойства четырехвалентной серы

Опыт 5.1. Взаимодействие сернистой кислоты с сероводородной и йодной водой

В две пробирки, из которых одна с сероводородной (А), другая с йодной (Б) водой, добавляем по несколько капель сернистой кислоты. Отметить происходящие изменения в растворах.

Наблюдения: _____

Уравнения реакций:

Написать уравнения соответствующих реакций, подобрать коэффициенты по методу электронного баланса и указать, какие свойства проявляет четырехвалентная сера в том и другом случае.

А. _____

Б. _____

Опыт 5.2. Взаимодействие сульфита натрия с бихроматом калия в кислой среде.

В пробирку, содержащую 5–6 капель раствора бихромата калия и 3–4 капли 2 н раствора серной кислоты, прибавляем несколько кристалликов сульфита натрия. Для ускорения растворения сульфита натрия размешиваем все стеклянной палочкой.

Наблюдения: _____

Уравнения реакций:

Написать уравнение реакции. Указать, какие свойства в этой реакции проявляет четырехвалентная сера.

Вывод:

Опыт 6. Взаимодействие концентрированной серной кислоты с медью.

В тигелек помещаем 1–2 кусочка медной стружки и приливаем 5–10 капель концентрированной серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$). Тигель нагреваем на асбестированной сетке небольшим пламенем горелки. Влажную синюю лакмусовую бумажку подносим к выделяющемуся газу. Отметить изменение окраски лакмусовой бумажки. По запаху и по изменению окраски лакмусовой бумажки определить, какой газ выделяется. Содержимое тигля охлаждаем и растворяем, прибавив в тигель 8–10 капель дистиллированной воды. Переносим пипеткой некоторое количество фильтрата в чистую пробирку. Отметить окраску фильтрата. Для какого иона характерна эта окраска?

Наблюдения:

Уравнения реакций:

а) Реакция взаимодействия концентрированной серной кислоты с медью:

б) Реакции взаимодействия содержимого тигля с водой:

Вывод:

Общий вывод:

Исправления и дополнения:

Зачтено

дата

Подпись преподавателя

Лабораторная работа № 13

ЭЛЕМЕНТЫ ПОДГРУППЫ ХРОМА

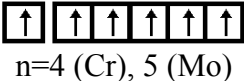

Цель работы: практическое знакомство с химическими свойствами элементов подгруппы хрома и их соединений

Теоретическая часть

Хром Cr, молибден Mo и вольфрам W составляют побочную подгруппу VI группы периодической системы Д.И. Менделеева:

Таблица 1

Основные свойства элементов подгруппы хрома

Элемент	Cr	Mo	W
Порядковый номер	24	42	74
Подуровни с валентными электронами	$ns^1 (n-1)d^5$  $n=4$ (Cr), 5 (Mo)		$6s^2 5d^4$ 
Радиус атома, нм	0,125	0,135	0,141
Энергия ионизации, эВ $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+ + e$	6,8	7,1	8,0
Относительная электроотрицательность	1,6	1,8	1,7
Степени окисления*	+2, +3, +6	+3, +4, +5, +6	+2, +3, +4, +5, +6

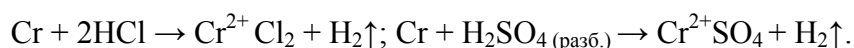
* Наиболее характерные степени окисления выделены.

Как видно из приведенных схем (табл. 1), атомы хрома и молибдена на внешнем энергетическом уровне имеют по одному электрону (ns^1), вольфрам – два электрона (ns^2). В атомах этих элементов последними заполняются электронами d-орбитали предвнешнего электронного уровня, соответственно данные элементы относятся к d-элементам. Строение атомов этих элементов обуславливает их металлический характер – способность только отдавать электроны с внешнего и предвнешнего слоя, проявляя максимальную степень окисления, равную +6.

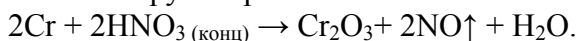
Cr, Mo, W – серебристо-белые металлы, очень твердые, имеют высокие температуры плавления. Их химическая активность уменьшается от хрома к вольфраму. В максимальной степени окисления – (+6) – Cr, Mo и W проявляют кислотные свойства и образуют оксиды состава MeO_3 , которым соответствуют кислоты состава H_2MeO_4 . В химическом отношении хром, молибден и вольфрам довольно инертны. При обычных условиях они устойчивы по отношению к воде и кислороду воздуха. Эта стабильность обусловлена пассивацией поверхности за счет образования тонкой, но плотной оксидной пленки. Если эту пленку разрушить химически, термически или иным способом, то металлы довольно легко реагируют с сильными кислотами и их смесями.

Химические свойства хрома

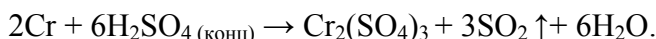
1. Хром взаимодействует со многими простыми веществами – неметаллами: кислородом, галогенами, серой, азотом, фосфором, углеродом, кремнием при высокой температуре.
2. Хром реагирует с водой: $2Cr + 3H_2O \rightarrow Cr_2O_3 + 3H_2\uparrow$.
3. Хром реагирует с соляной кислотой и разбавленной серной кислотой с образованием соли и водорода:



С концентрированными серной и азотной кислотами при низкой температуре хром не реагирует, т.к. эти кислоты пассивируют хром:



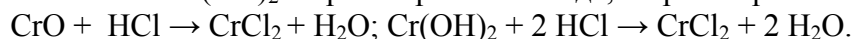
Взаимодействие хрома с кислотами-окислителями имеет место только при нагревании:



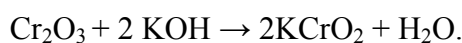
Кислородные соединения хрома

Хром образует три оксида: CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 .

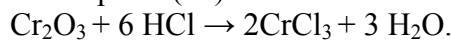
Оксид хрома (II) CrO – типичный основной оксид, ему соответствует гидроксид хрома $\text{Cr}(\text{OH})_2$ – основание. CrO и $\text{Cr}(\text{OH})_2$ не растворяются в воде, но растворяются в кислотах:



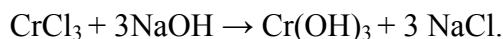
Оксид хрома (III) Cr_2O_3 – тугоплавкий порошок зеленого цвета, не растворяется в воде, является амфотерным оксидом. При обычных условиях в кислотах и щелочах растворяется плохо, однако Cr_2O_3 при сплавлении со щелочами или карбонатами щелочных металлов образует метакромиты:



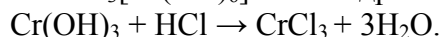
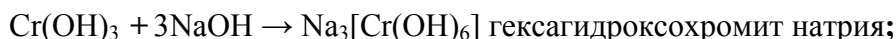
С кислотами Cr_2O_3 образует соли хрома (III):



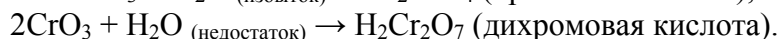
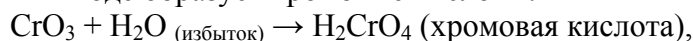
Гидроксид хрома $\text{Cr}(\text{OH})_3$ выпадает в виде серо-зеленого осадка из растворов солей хрома (III) при добавлении щелочей:



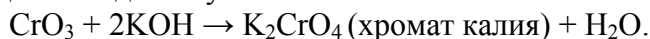
Гидроксид хрома (III) также является амфотерным, поэтому растворяется в кислотах и щелочах.



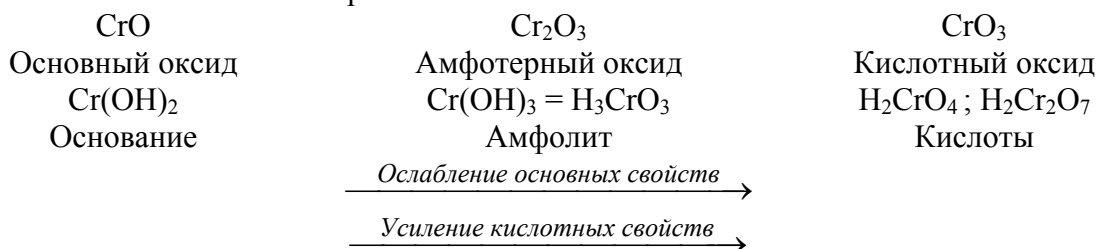
Оксид хрома (VI) CrO_3 – кристаллическое вещество красного цвета, имеет кислотный характер. При растворении в воде образует хромовые кислоты:



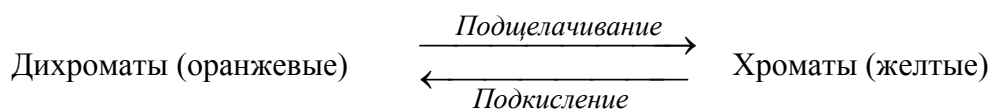
Как кислотный оксид взаимодействует с основаниями:



Таким образом, характер оксидов и гидроксидов хрома закономерно изменяется с увеличением степени окисления хрома:



Хромовая и дихромовая кислоты существуют только в водных растворах, но образуют устойчивые соли – хроматы и дихроматы, соответственно. Хроматы и их растворы имеют желтую окраску, дихроматы – оранжевую. Хромат-ионы CrO_4^{2-} и дихромат-ионы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ легко переходят друг в друга при изменении pH среды:

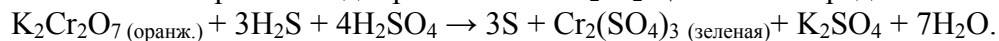


Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома

Наиболее устойчивыми являются соединения со степенью окисления хрома +3. Соединения хрома (II) – сильные восстановители и легко окисляются: $\text{Cr}^{2+} - 1\bar{e} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$.

Соединения хрома (VI) – сильные окислители: $\text{Cr}^{6+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$.

Активными окислителями являются: CrO_3 ; хроматы и дихроматы; особенно сильные окислительные свойства проявляет дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в кислой среде:



Таким образом, от степени окисления Cr и состава иона зависит окраска раствора:

Ион хрома	Ион соли	Окраска
Cr^{3+}	Cr^{3+}	Зеленая
Cr^{6+}	CrO_4^{2-}	Желтая
Cr^{6+}	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Оранжевая

Порядок выполнения работы

Опыт 1 Получение оксида хрома Cr_2O_3

Растереть в мелкий порошок и поместить в цилиндрическую пробирку бихромат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Закрепить пробирку в штативе вертикально и нагреть на горелке. Отметить происходящие явления и изменение цвета вещества.

Наблюдения: _____

Уравнения реакций: _____

Вывод: _____

Опыт 2. Хроматы и бихроматы

Опыт 2.1. Переход хромата калия в бихромат

К раствору хромата калия (3–4 капли) прибавлять по каплям 2 н раствор серной кислоты. Отметить окраску взятого и полученного растворов и указать, какими ионами эти окраски обуславливаются. Написать в молекулярной и ионной форме уравнение реакции.

Наблюдения: _____

Уравнения реакций: _____

Мол. ур-е: _____

Ионное ур-е: _____

Краткое ионное ур-е: _____

Опыт 2.2. Переход бихромата калия в хромат

К раствору бихромата калия (3–4 капли) прибавлять по каплям раствор щелочи до изменения окраски. Написать в молекулярной и ионной форме уравнения реакции.

Наблюдения: _____

Уравнения реакций: _____

Мол. ур-е:

Ионное ур-е:

Краткое ионное ур-е:

Вывод:

Опыт 3. Получение малорастворимых хроматов

Опыт 3.1. Получение хроматов бария, свинца и серебра

В три пробирки с раствором хромата калия (2–3 капли) прибавить по 2–3 капли растворов: в первую (А) – хлорида бария, во вторую (Б) – нитрата свинца, в третью (В) – нитрата серебра. Отметить цвета осадков. Написать в молекулярной и ионной форме уравнения реакций.

Наблюдения:

Уравнения реакций:

А. Мол. ур-е:

Ионное ур-е:

Краткое ионное ур-е:

Б. Мол. ур-е:

Ионное ур-е:

Краткое ионное ур-е:

В. Мол. ур-е:

Ионное ур-е:

Краткое ионное ур-е:

Опыт 3.2. Получение бихромата серебра

На предметном стекле с помощью кисточки сделать кольцо из вазелина, поместить в него каплю 1 н раствора нитрата серебра и каплю 2 н раствора азотной кислоты, смешать их стеклянной палочкой. В середину капли внести кристаллик бихромата калия. Наблюдать в лупу появление кристаллов бихромата серебра (кристаллы имеют форму ромбиков, прямоугольников, копий). Отметить цвет кристаллов.

Наблюдения:

Уравнения реакций:

Вывод:

Общий вывод:

Исправления и дополнения:

Зачтено

дата

Подпись преподавателя

Лабораторная работа № 14

ГАЛОГЕНЫ

Цель работы: практическое знакомство с химическими свойствами галогенов и их соединений.

Теоретическая часть

К галогенам (от греч. halos – соль и genes – образующий) относят р-элементы VII группы периодической системы Д.И. Менделеева: фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I.

Таблица 1

Основные свойства галогенов

Символ элемента	F	Cl	Br	I
Порядковый номер	9	17	35	53
Состав молекул	F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂
Агрегатное состояние	Газ светло-желтого цвета	Газ желто-зеленого цвета	Красно-бурая жидкость	Черно-фиолетовые кристаллы
Подуровни с валентными электронами	$2s^2 \quad 2p^5$ 	$ns^2 \quad np^5 \quad nd^0$ 		
Радиус атома, нм	0,064	0,099	0,114	0,133
Энергия ионизации, эВ $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+ + \bar{e}$	17,42	12,97	11,84	10,45
Относительная электроотрицательность	3,9	3,1	2,9	2,6
Степени окисления *	-1	-1 +1, +3, +5, +7	-1 +1, +3, +5, +7	-1 +1, +3, +5, +7

* Наиболее характерные степени окисления выделены.

Из данных, представленных в табл. 1, видно, что атомы галогенов на внешнем энергетическом уровне имеют по 7 электронов. С повышением порядкового номера элементов в ряду от F к I увеличиваются радиусы атомов, уменьшается электроотрицательность, ослабевают неметаллические свойства и окислительная способность нейтральных атомов элементов, а восстановительная способность их отрицательных атомов возрастает. Данным свойством объясняется способность галогенов вытеснять друг друга из соединений в ряду: F-Cl-Br-I.



Уменьшение окислительных свойств Увеличение восстановительных свойств

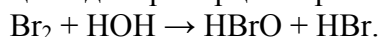
В отличие от других галогенов, фтор в своих соединениях всегда находится в степени окисления -1, т.к. обладает самой высокой электроотрицательностью. Остальные галогены проявляют различные степени окисления от +1 до +7.

Свободные галогены проявляют чрезвычайно высокую химическую активность. Все они, особенно фтор, сильные окислители. F₂, Cl₂, Br₂ непосредственно соединяются почти со всеми металлами и неметаллами (для Cl₂ и Br₂ исключением являются лишь кислород, азот и благородные газы) с образованием соответствующих солей – галогенидов:



Химическая активность йода значительно меньше.

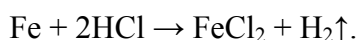
Галогены сравнительно мало растворимы в воде, особенно иод, значительно меньше они растворяются в органических растворителях: спирт, эфир и др. Фтор окисляет воду с выделением кислорода; остальные гидролизуются водой с образованием галогенводородных и галогенводородистых кислот реакцией диспропорционирования:



Водородные соединения галогенов

С водородом галогены образуют устойчивые ковалентные соединения – галогенводороды. Галогенводороды обладают восстановительными свойствами, возрастающими при переходе от HCl к HI. В водных растворах являются кислотами: HF – слабая кислота, HCl, HBr и HI – сильные кислоты. Галогенводороды в водных растворах проявляют более сильные кислотные свойства, чем халькогениды.

HCl, HBr и HI вступают во взаимодействие с активными и среднеактивными металлами с образованием солей и водорода:



HF реагирует с большинством металлов. Однако во многих случаях образующиеся фториды малорастворимы и образуют на поверхности металла защитную пленку (в частности никель), что позволяет использовать их для изготовления аппаратуры, устойчивой к воздействию HF.

Кислородные соединения галогенов

Галогены образуют ряд соединений с кислородом. Однако все эти соединения неустойчивы и получаются лишь косвенным путем. Из кислородсодержащих соединений галогенов наиболее устойчивы соли кислородсодержащих кислот, наименее – оксиды и кислоты. Во всех соединениях галогены, кроме фтора, проявляют положительную степень окисления от +1 до +7.

OF₂ – бесцветный газ с запахом озона, проявляет окислительные свойства, очень ядовит, эффективный окислитель ракетных топлив. Фторид кислорода OF₂ можно получить, пропуская фтор через охлажденный 2% раствор NaOH:



Наиболее многочисленны и важны в практическом отношении кислородные соединения хлора, представленные в табл. 2.

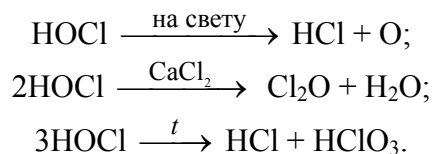
Таблица 2

Кислородные соединения хлора

Степень окисления	Оксид хлора	Кислота	Соли
+1	Cl ₂ O – оксид хлора (I), хлорноватистый ангидрид	HClO – хлорноватистая	Гипохлориты
+3	–	HClO ₂ – хлористая	Хлориты
+4	ClO ₂ – оксид хлора (IV), диоксид хлора.	–	–
+5	–	HClO ₃ – хлорноватая	Хлораты
+7	Cl ₂ O ₇ – оксид хлора (VII), хлорный ангидрид	HClO ₄ – хлорная	Перхлораты

Хлорноватистая кислота HClO – очень слабая кислота ($K_{\text{дис}} = 5 \cdot 10^{-8}$). Соли ее называют гипохлоритами. Хлорноватистая кислота – очень сильный окислитель, ее образованием объясняются белильные свойства хлора. Являясь весьма нестойким соединением, хлорно-

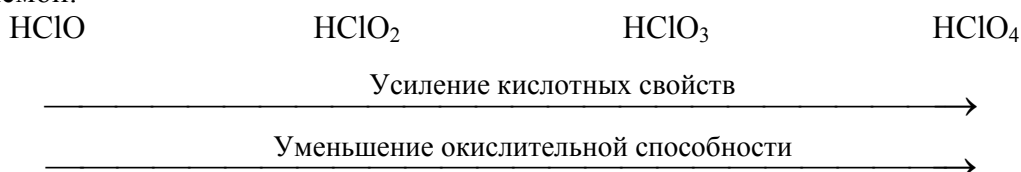
ватистая кислота даже в разбавленном растворе постепенно распадается, испытывая три типа превращений, которые протекают независимо друг от друга:



Хлористая кислота HClO_2 – неустойчивое соединение, стабильна только в разбавленных водных растворах. *Хлорноватая кислота* (HClO_3) устойчива только в водном растворе при концентрации не выше 40%. Проявляет свойства сильной кислоты и сильного окислителя. У хлоратов (соли HClO_3) окислительные свойства выражены слабо. Большинство из них хорошо растворимы в воде, все они ядовиты.

Хлорная кислота HClO_4 представляет собой бесцветную, дымящую на воздухе жидкость. Безводная HClO_4 малоустойчива, взрывается при хранении, но ее водные растворы вполне устойчивы. В водном растворе является сильной кислотой.

Изменение свойств в ряду кислородсодержащих кислот хлора можно выразить следующей схемой:



Гидроксиды в высшей степени окисления (+7) образуют также бром и иод. Кислотные свойства гидроксидов уменьшаются от хлора к иоду: HClO_4 – очень сильная кислота, H_5IO_6 (ортойодная) – очень слабая кислота.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Получение хлора из соляной кислоты действием различных окислителей

В три цилиндрические пробирки поместить по 2–3 кристаллика следующих окислителей: в первую пробирку (А) – перманганат калия KMnO_4 , во вторую (Б) – оксид свинца (IV) PbO_2 , в третью (В) – дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. В каждую пробирку внести 1–2 капли концентрированной соляной кислоты ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$). Если реакция идет недостаточно энергично, пробирку осторожно подогреть. После каждого опыта в пробирку с выделяющимся хлором внести 2–3 капли раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (2 н) и пробирку сразу же вымыть.

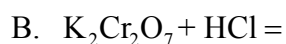
Наблюдения:

Уравнения реакций:

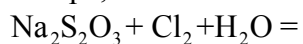
1. Получение хлора. Марганец и свинец переходят в двухвалентное состояние, а хром – в трехвалентное. Указать в этих реакциях окислитель и восстановитель. Составить схему перехода электронов.

А. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} =$

Б. $\text{PbO}_2 + \text{HCl} =$



2. Взаимодействие хлора с тиосульфатом натрия. Продуктами реакции являются свободная сера, соляная кислота и сульфат натрия.



Вывод:

Опыт 2. Получение хлорной воды

В цилиндрическую пробирку с отводной трубкой поместить несколько кристалликов перманганата калия $KMnO_4$ (1 микрошпатель), добавить 1 каплю дистиллированной воды и 2–3 капли концентрированной соляной кислоты ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$). Пробирку быстро закрыть пробкой с отводной трубкой, конец которой опустить в пробирку, наполненную дистиллированной водой на $1/2$ ее объема. Выделяющийся хлор пропускать в воду 3–4 мин. Если реакция идет медленно, реакционную пробирку слегка подогреть на очень маленьком пламени. Пробирку с полученной хлорной водой закрыть пробкой и сохранить для следующих опытов.

Наблюдения:

Уравнения реакций:

Взаимодействие хлора с водой. Указать окислитель и восстановитель.

Вывод:

Опыт 3. Действие хлорной воды на раствор лакмуса

В одну пробирку внести 4–5 капель раствора синего лакмуса. Добавить к ним 2–3 капли полученной хлорной воды. Объяснить причину покраснения лакмуса.

Наблюдения:

Вывод:

Опыт 4. Окислительные свойства галогенов

Опыт 4.1. Окисление сероводорода.

В три пробирки внести по 3–5 капель сероводородной воды и добавить по каплям до появления мути в первую – хлорной воды, во вторую – бромной воды и в третью – йодной воды.

Наблюдения:

Уравнения реакций:

Опыт 4.2. Окисление бромом магния и цинка

В две пробирки внести по 3–5 капель бромной воды и добавить в первую пробирку немного порошка магния (А), во вторую (Б) – порошка цинка. Тщательно перемешать стеклянной палочкой. Отметить обесцвечивание раствора.

Уравнения реакций:

А.

Б.

Опыт 4.3. Окисление алюминия йодом

В тигелек поместить по одному микрошпателью мелко растертого йода и порошка алюминия. Тщательно перемешать стеклянной палочкой. К смеси добавить 1–2 капли дистиллированной воды. Отметить появление паров йода.

Уравнения реакций:

Вывод:

Общий вывод:

Исправления и дополнения:

Зачтено

дата

Подпись преподавателя

Лабораторная работа № 15

ЭЛЕМЕНТЫ ПОДГРУППЫ МАРГАНЦА

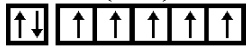
Цель работы: практическое знакомство с основными соединениями и химическими свойствами элементов подгруппы марганца.

Теоретическая часть

Элементы этой подгруппы включают марганец Mn, технеций Tc и рений Re. Они являются d-элементами VII группы побочной подгруппы.

Таблица 1

Основные свойства элементов подгруппы марганца

Символ элемента	Mn	Tc	Re
Порядковый номер	25	43	75
Подуровни с валентными электронами	$ns^2 (n-1)d^5$  n=4 (Mn), 5 (Tc), 6 (Re)		
Радиус атома, нм	0,131	0,136	0,137
Энергия ионизации, эВ $\Xi \rightarrow \Xi^+ + e$	7,43	7,28	7,87
Относительная электроотрицательность	1,5	1,9	1,9
Степени окисления*	+2 , +3, +4 , +5, +6, +7	+3, +4 , +5, +6, +7	+3, +4, +5, +6, +7

* Наиболее характерные степени окисления выделены.

Марганец и его аналоги, имея на внешней электронной оболочке по два электрона (табл. 1), способны лишь отдавать электроны: два с наружного уровня и до пяти с предпоследнего, проявляя максимальную степень окисления +7 и обнаруживая некоторое сходство с соседями по группе – галогенами. Однако, в отличие от галогенов, элементы подгруппы марганца не образуют соединений с водородом. Наиболее устойчивыми являются соединения Mn (II), Mn (IV), Mn (VII).

Марганец – серебристо-белый, твердый и хрупкий металл. На воздухе марганец покрывается тонкой оксидной пленкой, предохраняющей его от дальнейшего окисления даже при нагревании. Например, в мелкоизмельченном состоянии марганец окисляется довольно легко. Занимая место в ряду напряжений между Al и Zn, медленно реагирует с водой (при нагревании быстрее), растворяется в разбавленных растворах солей и азотной кислоте, а также в концентрированной горячей серной кислоте (в холодной H₂SO₄ он практически нерастворим); при этом образуются соединения Mn (II).

В ряду оксидов и гидроксидов марганца с разными степенями окисления проявляется общая закономерность: с ростом степени окисления основной характер оксидов и гидроксидов ослабляется, кислотный усиливается (табл. 2).

Соединения Mn (II) и Mn (IV)

В твердом состоянии соли Mn (II) – бледно-розовые кристаллы, растворы их практически бесцветны. При действии щелочей на растворы солей марганца (II) выпадает белый

осадок гидроксида – $Mn(OH)_2$; осадок легко растворяется в кислотах; на воздухе быстро темнеет, окисляясь в бурый гидроксид марганца (IV):

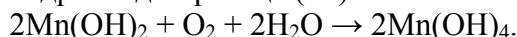


Таблица 2

Свойства кислородсодержащих соединений марганца

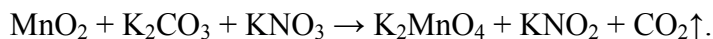
Ст. окисл.	+2	+3	+4	+6	+7
Оксид	MnO	Mn ₂ O ₃	MnO ₂	MnO ₃	Mn ₂ O ₇
Свойства	Основные	Основные	Амфотерные	Кислотные	Кислотные
Гидро-кисид	Mn(OH) ₂	Mn(OH) ₃	Mn(OH) ₄ ↔ ↔ H ₄ MnO ₄	H ₂ MnO ₄ Марганцовистая (манганаты)	HMnO ₄ Марганцовая (перманганаты)

Оксид марганца (II) MnO – зеленый порошок. Получается при восстановлении других оксидов марганца водородом.

Оксид марганца (IV) MnO₂ (диоксид марганца) – наиболее стойкое соединение марганца; имеет темно-бурый цвет; легко образуется при окислении низших и восстановлении высших соединений марганца. Является амфотерным оксидом, однако как кислотные, так и основные свойства выражены у него очень слабо. В кислой среде MnO₂ – энергичный окислитель. Соли марганца (IV) – нестойкие соединения.

Соединения Mn (VI) и Mn (VII)

При сплавлении MnO₂ с карбонатом и нитратом калия получается зеленый сплав, растворяющийся в воде с образованием красивого зеленого раствора манганата калия K₂MnO₄. *Манганат калия* K₂MnO₄ – соль марганцовистой кислоты H₂MnO₄, очень нестойкой даже в растворе:

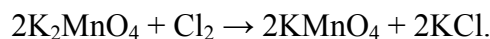


Если раствор манганата оставить стоять на воздухе, то его окраска постепенно изменяется, переходя из зеленой в малиновую, причем образуется темно-бурый осадок. Это объясняется тем, что в водном растворе манганаты самопроизвольно превращаются в соли марганцовой кислоты HMnO₄ – перманганаты – с одновременным образованием диоксида марганца. Данный процесс является обратимым:



В сильнощелочной среде зеленый раствор манганата устойчив и может долго сохраняться без изменения. Если прибавить кислоту, связывающую гидроксид-ионы, зеленая окраска почти мгновенно изменяется на малиновую.

При действии сильных окислителей (например, хлора) манганат полностью превращается в перманганат:

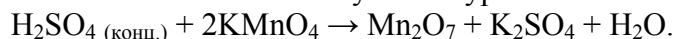


Перманганат калия KMnO₄ – наиболее широко применяемая соль марганцовой кислоты (это очень сильная кислота, существует только в водном растворе). Перманганат калия кристаллизуется в виде темно-фиолетовых, почти черных призм; умеренно растворим в воде. Его растворы имеют темно-малиновый, а при больших концентрациях – фиолетовый цвет, свойственный ионам MnO₄⁻. Как и все соединения марганца (VII), перманганат калия – сильный окислитель.

Вступая в окислительно-восстановительные реакции, KMnO₄, в зависимости от pH среды, восстанавливается в различной степени:

Среда	Полуреакции	Цвет
Кислая	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	Прозрачный раствор
Нейтральная	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} \rightarrow \text{MnO}_2\downarrow + 4\text{OH}^-$	Бурый осадок
Щелочная	$\text{MnO}_4^- + 1\text{e} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	Зеленый раствор

Оксид марганца Mn_2O_7 (марганцовый ангидрид) – маслянистая жидкость зеленовато-бурого цвета, очень устойчива. Может быть получен по уравнению:



Порядок выполнения работы

Опыт 1. Получение гидроксида марганца (II) и окисление его кислородом воздуха

Внести в пробирку 3–4 капли раствора соли двухвалентного марганца и 3–4 капли 2 н раствора щелочи.

Наблюдения: _____

Размешать осадок стеклянной палочкой и отметить его побурение вследствие окисления двухвалентного марганца до четырехвалентного.

Уравнения реакций:

а) Получение гидроксида марганца

б) Окисление гидроксида Mn^{2+} до гидроксида Mn^{4+} кислородом воздуха

Вывод: _____

Опыт 2. Окисление солей марганца (II)

Опыт 2.1. Окисление бромом

Внести в пробирку 2 капли раствора соли двухвалентного марганца и 3 капли 2 н раствора гидроксида натрия. К полученному осадку гидроксида марганца добавить 5–6 капель бромной воды.

Наблюдения: _____

Уравнения реакций:

Опыт 2.2. Окисление оксидом свинца (IV)

В микроколбочку поместить немного (на кончике микрошпателя) оксида свинца, добавить 6–8 капель 2 н раствора азотной кислоты и одну каплю раствора соли марганца (II). Содержимое микроколбочки осторожно прокипятить. При наличии избытка оксида свинца микроколбочку поставить в штатив и дать раствору отстояться.

Наблюдения: _____

Уравнения реакций:

образование марганцовой кислоты и соли свинца (II)

Вывод: _____

Опыт 4. Гидролиз солей марганца

Несколько кристалликов соли Mn (II) (хлорид, сульфид или сульфат) внести в пробирку с дистиллированной водой. Прибавить несколько капель раствора нейтрального лакмуса. Отметить изменение цвета раствора индикатора. Объяснить наблюдаемые явления. Составить уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме.

Наблюдения: _____

Уравнения реакций:

Мол. ур-е: _____

Ионное ур-е: _____

Краткое ионное ур-е: _____

Вывод: _____

Опыт 5. Окисление перманганатом калия сульфата двухвалентного железа

В пробирку поместить 3–4 капли раствора перманганата калия, столько же 2 н раствора серной кислоты и несколько кристалликов соли Мора (вместо соли Мора писать формулу сульфата железа).

Уравнения реакций:

Вывод: _____

Общий вывод: _____

Исправления и дополнения: _____

Зачтено _____

дата

Подпись преподавателя _____

Лабораторная работа № 16

ПОДГРУППА СЕМЕЙСТВА ЖЕЛЕЗА


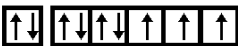

Цель работы: познакомиться на практике с основными соединениями и химическими свойствами металлов семейства железа.

Теоретическая часть

В семейство железа VIII группы периодической системы входят железо Fe, кобальт Co и никель Ni.

Таблица 1

Основные свойства элементов подгруппы железа

Символ элемента	Fe	Co	Ni
Порядковый номер	26	27	28
Подуровни с валентными электронами	$4s^2 \quad 3d^6$ 	$4s^2 \quad 3d^7$ 	$4s^2 \quad 3d^8$ 
Радиус атома, нм	0,128	0,125	0,124
Энергия ионизации, эВ $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+ + e$	7,89	7,87	7,63
Относительная электроотрицательность	1,8	1,7-1,8	1,8
Степени окисления*	+2, +3, +6	+2, +3	+2, +3, +4

* Наиболее характерные степени окисления выделены.

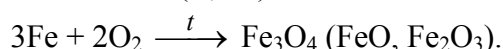
Атомы металлов семейства железа имеют одинаковое количество энергетических уровней (четыре). На внешнем электронном слое у этих элементов находится по 2 s-электрона. Fe, Co, Ni являются d-элементами, т.к. электронами заполняются d-орбитали предвнешнего электронного слоя. В образовании химических связей кроме наружных электронов принимают участие электроны из предвнешней недостроенной электронной оболочки. Характерными степенями окисления Fe являются +3, Co и Ni +2.

Железо Fe, кобальт Co и никель Ni имеют большую прочность, ковкость, пластичность, ферромагнитны. В ряду напряжений они расположены до водорода и характеризуются средней химической активностью, но при переходе от Fe к Ni в зависимости от степени заполненности электронами предвнешнего подуровня их химическая активность закономерно уменьшается.

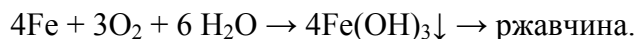
Кислородные соединения Fe, Co и Ni

Железо, кобальт и никель образуют оксиды и гидроксиды с общей формулой MeO, Me₂O₃ и гидроксиды Me(OH)₂, Me(OH)₃. Восстановительные свойства оксидов и гидроксидов двухвалентных элементов усиливаются по направлению от никеля к железу, а окислительные свойства соединений трёхвалентных элементов усиливаются в обратном направлении.

На воздухе при обычной температуре металлы семейства железа медленно окисляются с образованием оксидов Fe₂O₃, CoO, NiO. При нагревании железо взаимодействует с кислородом, образуя смешанный оксид железа (II, III) – Fe₃O₄:

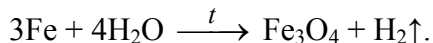


Во влажном воздухе железо быстро окисляется (корродирует) с образованием ржавчины:

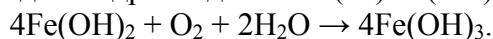


Известны также смешанные оксиды кобальта и никеля Co_3O_4 и Ni_3O_4 .

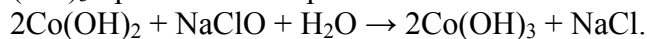
С водой металлы семейства железа при обычных условиях не реагируют, но при высоких температурах разлагают ее:



Гидроксиды двухвалентных металлов Fe, Co, Ni – $\text{Me}(\text{OH})_2$ – получают действием щелочей на их соли (II). При этом гидроксид железа (II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ выпадает в растворе в виде белого осадка, который на воздухе вследствие окисления быстро принимает зеленоватый вид, а затем бурую окраску, переходя в гидроксид железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$:



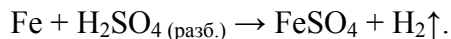
Гидроксид кобальта (II) $\text{Co}(\text{OH})_2$ окисляется на воздухе в темно-бурый гидроксид кобальта (III) $\text{Co}(\text{OH})_3$ гораздо медленнее, чем происходит аналогичное превращение гидроксидов железа. Однако в присутствии сильных окислителей, например гипохлорида натрия, окисление $\text{Co}(\text{OH})_2$ в $\text{Co}(\text{OH})_3$ протекает быстро:



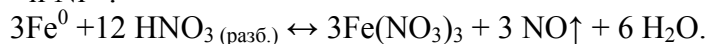
Получить $\text{Ni}(\text{OH})_3$ из $\text{Ni}(\text{OH})_2$ можно только при действии сильных окислителей:



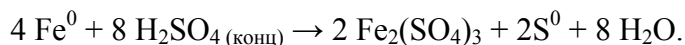
Все три металла имеют отрицательные значения электродных потенциалов, поэтому разбавленные соляная и серная кислоты растворяют их, переводя в ионы Me^{2+} и выделяя водород.



В окисляющих кислотах (HNO_3 , концентрированная H_2SO_4) железо образует ион Fe^{3+} , кобальт и никель – Co^{2+} и Ni^{2+} .



Очень концентрированная азотная кислота ($\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$) пассивирует железо, кобальт и никель, образуя на их поверхности защитные оксидные плёнки. Аналогично ведёт себя холодная концентрированная серная кислота, и только горячая серная кислота окисляет металлы.



Порядок выполнения работы

Опыт 1. Получение гидроксида железа (II) и окисление его кислородом воздуха

В пробирку с 3–4 каплями раствора соли Мора ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) прилить 2 н раствора щёлочи до выпадения белого осадка гидроксида железа (II). Перемешать полученный осадок стеклянной палочкой и наблюдать через 1–2 мин побурение осадка вследствие окисления гидроксида железа (II) в гидроксид железа (III).

Наблюдения: _____

Уравнения реакций:

Вывод:

Опыт 2. Получение малорастворимых солей железа

Поместить в пробирку 5 капель воды и нагреть до кипения для удаления растворённого кислорода. После этого растворить несколько крупинок соли Мора и добавить 4–5 капель раствора Na_2CO_3 . Наблюдать выпадение белого осадка карбоната двухвалентного железа. Почему образовавшийся осадок постепенно буреет на воздухе?

Наблюдения:

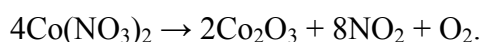
Уравнения реакций:

Вывод:

Опыт 3. Получение оксидов кобальта и никеля и изучение их свойств

Опыт 3.1. Получение оксида кобальта

Поместить в тигелёк кристаллы нитрата кобальта и осторожно нагреть до полного разложения.



После охлаждения тигля перенести порошок в пробирку и добавить 2–3 капли концентрированной HCl . Написать уравнение реакции взаимодействия оксида кобальта с HCl . Какой газ выделяется? Какой цвет имеет полученный раствор?

Наблюдения:

Уравнения реакций:

Опыт 3.2. Получение оксидов никеля

Поместить в сухую пробирку немного нитрата никеля и нагреть её. Наблюдать образование чёрного оксида никеля (III) и убедиться в выделении кислорода по вспыхиванию тлеющей лучинки. Обратите внимание, что при дальнейшем нагревании образуется более устойчивый серо-зеленый оксид никеля (II).

Уравнения реакций:

Вывод:

Опыт 4. Получение гидроксидов кобальта (II) и никеля (II) и их свойства

В две пробирки поместить по 2–3 капли раствора соли кобальта (II) и никеля (II) и добавить к ним по каплям раствор щёлочи до образования осадков гидроксидов Co (II) и Ni (II).

Наблюдения:

Уравнения реакций:

Получение гидроксида кобальта

Мол. ур-е:

Ионное ур-е:

Краткое ионное ур-е:

Получение гидроксида никеля

Мол. ур-е:

Ионное ур-е:

Краткое ионное ур-е:

Вывод:

Общий вывод:

Исправления и дополнения:

Зачтено

дата

Подпись преподавателя

ЗАКЛЮЧЕНИЕ

В настоящем учебном пособии показана возможность применения классических физико-химических понятий и представлений к интерпретации экспериментальных данных для изучения строения и свойств химических объектов. Представленные в пособии разделы общей и неорганической химии призваны дать студентам современное научное представление о веществе как одном из видов движущейся материи, о путях, механизмах и способах превращения одних веществ в другие. Разделы химии, представленные в пособии, познакомили будущего специалиста с конкретными проявлениями вещества, дали возможность с помощью лабораторного эксперимента «почувствовать» вещество, узнать его новые виды и свойства. Особенностью данного учебного пособия является то, что в небольшом по объему курсе даются сведения практически из всех разделов общей химии, оформившихся как самостоятельные науки, и целостное представление о возможностях химии как науки, как основы для научно-технического прогресса. Знание основных химических законов, владение техникой химических расчетов позволят будущим специалистам получать нужный результат в различных сферах инженерной и научной деятельности. Современному инженеру, не имеющему специальной химической подготовки, необходимо разобраться в свойствах различных видов материи, составов и соединений. Столь сложная и многогранная проблема требует для своего решения усилий самых разных специалистов. И конечно, огромная роль в изучении, контроле и управлении столь большими массивами вещества принадлежит и будет принадлежать химической науке и химической технологии. Авторы надеются, что именно на этой базе будут успешно решаться научные и технологические проблемы современной промышленности.

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Глинка, Н.Л. Общая химия : учебное пособие для студентов нехимич. специальностей высших учеб. заведений / Н.Л. Глинка ; под ред. В. А. Рабиновича. – 27-е изд. стереотип. – Л. : Химия, Ленинградское отделение, 1988. – 702 с.
2. Коровин, Н.В. Общая химия : учебник для студентов вузов, обучающихся по технич. направл. и специальностям / Н.В. Коровин. – М. : Высшая школа, 1998. – 559 с.
3. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия : учебник для студентов вузов, обучающихся по химико-технологическим специальностям / Н.С. Ахметов – 2-е изд. перераб. и доп. – М. : Высш. Шк., 1988. – 640 с.
4. Семенов, И.Н. Химия : учебник для студентов вузов, обучающихся по техническим и химико-технологическим специальностям / И.Н. Семенов, И.Л. Перфилова. – СПб. : Химиздат, 2000. – 656 с.
5. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии : учебное пособие для нехимич. специальностей высших учеб. заведений / Н.Л. Глинка ; под. ред. В.А. Рабиновича и Х.М. Рубинной. – М. : Интеграл-Пресс, 2002. – 240 с.
6. Коровин, Н.В. Лабораторные работы по химии : учеб. пособие для технич. направл. и спец. вузов / Н.В. Коровин, Э.И. Мингулина, Н.Г. Рыжова ; под. ред. Н.В. Коровина. – 2-е изд. перераб. и доп. – М. : Высшая школа, 1998. – 256 с.
7. Васильева, З. Г. Лабораторные работы по общей и неорганической химии : учеб. пособие для студентов нехимич. вузов / З. Г. Васильева, А. А. Грановская, А. А. Таперова. – 2-е изд. испр. – Л. : Химия, Ленинградское отделение, 1986. – 286 с.
8. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии : учеб. пособие для хим.-техн. спец. вузов / Н.С. Ахметов, М.И. Азизова, Л.И. Бадыгина. – М. : Высшая школа, 1979. – 254 с.
9. Практикум по общей и неорганической химии : учеб. пособие для студентов вузов / В. И. Фролов, Т. М. Курохтина, З. Н. Дымова [и др.] ; под ред. Н. Н. Павлова, В. И. Фролова. – 2-е изд. перераб. и доп. – М. : Дрофа, 2002. – 301 с.

Список важнейших кислот

Кислота		Кислотный остаток		Ангидрид	
Формула	Название	Формула	Название	Формула	Название
Безкислородные					
HF	Фтороводородная (плавиковая)	F ⁻	Фторид	Нет	Нет
HCl	Хлороводородная (соляная)	Cl ⁻	Хлорид	Нет	Нет
HBr	Бромоводородная	Br ⁻	Бромид	Нет	Нет
HI	Иодоводородная	I ⁻	Иодид	Нет	Нет
HCN	Циановодородная	CN ⁻	Цианид	Нет	Нет
H ₂ S	Сероводородная	S ²⁻	Сульфид	Нет	Нет
Кислородсодержащие					
H ₃ BO ₃	Борная	BO ₃ ³⁻	Борат	B ₂ O ₃	Борный
H ₂ CO ₃	Угльная	CO ₃ ²⁻	Карбонат	CO ₂	Угльный
HClO	Хлорноватистая	ClO ⁻	Гипохлорит	Cl ₂ O	Хлорноватистый
HClO ₂	Хлористая	ClO ₂ ⁻	Хлорит	Нет	Нет
HClO ₃	Хлорноватая	ClO ₃ ⁻	Хлорат	Нет	Нет
HClO ₄	Хлорная	ClO ₄ ⁻	Перхлорат	Cl ₂ O ₇	Хлорный
H ₂ CrO ₄	Хромовая	CrO ₄ ²⁻	Хромат	CrO ₃	Хромовый
H ₂ Cr ₂ O ₇	Дихромовая	Cr ₂ O ₇ ²⁻	Дихромат	CrO ₃	Хромовый
HMnO ₄	Марганцовая	MnO ₄ ⁻	Перманганат	Mn ₂ O ₇	Марганцовый
H ₂ MnO ₄	Марганцовистая	MnO ₄ ²⁻	Манганат	MnO ₃	Марганцовистый
HNO ₂	Азотистая	NO ₂ ⁻	Нитрит	N ₂ O ₃	Азотистый
HNO ₃	Азотная	NO ₃ ⁻	Нитрат	N ₂ O ₅	Азотный
H ₃ PO ₄	Ортофосфорная	PO ₄ ³⁻	Ортофосфат	P ₂ O ₅	Фосфорный
H ₄ P ₂ O ₇	Дифосфорная	P ₂ O ₇ ⁴⁻	Дифосфат	P ₂ O ₅	Фосфорный
H ₂ SO ₃	Сернистая	SO ₃ ²⁻	Сульфит	SO ₂	Сернистый
H ₂ SO ₄	Серная	SO ₄ ²⁻	Сульфат	SO ₃	Серный
H ₂ SiO ₃	Метакремниевая	SiO ₃ ²⁻	Метасиликат	SiO ₂	Кемниевый

Характеристика кислотно-основных индикаторов

Индикатор	Окраска		Интервал pH изменения окраски
	в кислой форме	в щелочной	
Метиловый оранжевый	Красная	Оранжево-желтая	3,0–4,4
Лакмус	Красная	Синяя	5,2–8,0
Бромтимоловый синий	Желтая	Синяя	6,0–7,6
Фенолфталеин	б/ц	Красная	8,2–10,0

Важнейшие физико-химические величины

Величина	Обозначение	Единицы измерения
Давление	P	Па
Количество вещества	n	моль
Молярная масса	M	г/моль
Объем	V	м ³ (л)
Относительная атомная масса	A_r	а. е. м.
Относительная молекулярная масса	M_r	а. е. м.
Плотность	ρ	г/мл
Стандартная энергия Гиббса образования вещества	$\Delta_f G_{298}^0$	кДж/моль
Стандартная энтальпия образования вещества	$\Delta_f H_{298}^0$	кДж/моль
Стандартная энтропия образования вещества	$S_{f,298}^0$	Дж/моль·К
Температура	t	°С
Термодинамическая температура	T	К
Энергия Гиббса реакции	$\Delta_r G_{298}^0$	кДж
Энтальпия реакции	$\Delta_r H_{298}^0$	кДж
Энтропия реакции	$\Delta_r S_{298}^0$	Дж/К

Важнейшие физико-химические константы

Физические величины	Символ, СИ	Численное значение и единица физической величины, СИ
Авогадро постоянная	N_a	$6,02 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Атомная единица массы	а. е. м.	$1,66 \cdot 10^{-27}$ кг
Масса покоя нейтрона	m_n	$1,6749 \cdot 10^{-27}$ кг
Масса покоя протона	m_p	$1,6726 \cdot 10^{-27}$ кг
Масса покоя электрона	m_e	$9,1093 \cdot 10^{-31}$ кг
Молярная масса воздуха	$M_{\text{возд}}$	28,98 г·моль ⁻¹
Молярный объем идеального газа при $P = 10^5$ Па и $T = 273$ К	V_M	$22,4$ л·моль ⁻¹ = $0,0224$ м ³ ·моль ⁻¹
Нормальные условия	н.у.	$P = 10^5$ Па = 760 мм рт. ст. = 1 атм; $T = 273$ К (0 °С)
Планка постоянная	h	$6,62 \cdot 10^{-34}$ Дж·с
Стандартные условия		$P = 10^5$ Па = 760 мм рт. ст. = 1 атм; $T = 298$ К (25 °С)
Универсальная газовая постоянная	R	$8,314$ Дж·К ⁻¹ ·моль ⁻¹
Фарадея постоянная	F	96485 Кл·моль ⁻¹ = 26,8 А·ч
Элементарный заряд	q	$1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл

Соотношения между единицами измерений

Единицы времени

1 мин = 60 с;
 1 час = 60 мин = 3600 с;
 1 сут = 24 ч = $8,64 \cdot 10^4$ с.

Единицы давления

1 атм = 101325 Па;
 1 мм рт. ст. = 133,322 Па.

Единицы массы

1 г = 0,001 кг;
 1 т = 1000 кг = $1 \cdot 10^6$ г.

Единицы длины

1 мм = 0,1 см = 0,001 м;
 1 см = 0,1 дм = 0,01 м;
 1 дм = 0,1 м.

Единицы объема

1 мл = 0,001 л = $1 \text{ см}^3 = 0,001 \text{ дм}^3$;
 1 л = 0,001 м³.

Единицы энергии

1 Дж = 0,001 кДж;
 1 кал = 4,1868 Дж.

Приставки кратных и дольных единиц

Множитель	Приставка	Обозначение	Множитель	Приставка	Обозначение
10^{-12}	пико	п	10^1	дека	да
10^{-9}	нано	н	10^2	гекто	г
10^{-6}	микро	мк	10^3	кило	к
10^{-3}	милли	м	10^6	мега	М
10^{-2}	санти	с	10^9	гига	Г
10^{-1}	деци	д	10^{12}	тера	Т

Криоскопические (*K*) и эбуллиоскопические (*E*) константы некоторых растворителей

Вещество	Формула	<i>K</i>	<i>E</i>	$t_{\text{крист}}, ^\circ\text{C}$	$t_{\text{кип}}, ^\circ\text{C}$
Ацетамид	CH ₃ CONH ₂	3,80	–	82,30	221,20
Ацетон	(CH ₃) ₂ CO	4,90	1,72	– 95,35	56,24
Бензол	C ₆ H ₆	5,12	2,53	5,53	80,10
Вода	H ₂ O	1,86	0,52	0,00	100,00
Диэтиловый эфир	(C ₂ H ₅) ₂ O	1,79	2,16	– 116,30	35,60
Нитробензол	C ₆ H ₅ NO ₂	7,50	5,27	5,76	210,90
Пиридин	C ₅ H ₅ N	4,97	2,69	– 41,80	115,30
Уксусная к-та	CH ₃ COOH	3,90	3,07	16,75	118,10
Формамид	HCONH ₂	2,57	–	2,55	210,70
Хлороформ	CHCl ₃	–	3,88	– 63,50	61,15
Этиловый спирт	C ₂ H ₅ OH	1,99	1,22	– 114,15	78,39

**Степень электролитической диссоциации (α)
важнейших электролитов в 0,1 н растворах при 25 °С**

Сильные	$\alpha, \%$	Средние	$\alpha, \%$	Слабые	$\alpha, \%$
HMnO ₄	93	H ₃ PO ₄	27	CH ₃ COOH	1,36
HNO ₃	92	H ₂ SO ₃	20	H ₂ CO ₃	0,17
HCl	91	HF	8	H ₂ S	0,07
HI	90			HCN	0,01
HBr	90			H ₃ BO ₃	0,01
HClO ₃	88			H ₂ O	$2 \cdot 10^{-7}$
HClO ₄	80			NH ₄ OH	1,4
H ₂ SO ₄	58				
H ₂ C ₂ O ₄	50				
KOH	95				
NaOH	93				
Ca(OH) ₂	90				
Ba(OH) ₂	77				
LiOH	63				
*Соли типа M ⁺ A ⁻	80–90				
M ²⁺ A ₂ ⁻	70–80				
M ₂ A ²⁻	70–80				
M ²⁺ A ²⁻	35–45				

*Почти все растворимые соли – сильные электролиты.

Константы диссоциации некоторых электролитов в водных растворах при 25 °С

Формула	K _д	Формула	K _д	Формула	K _д
HNO ₂	$4 \cdot 10^{-4}$	H ₂ SO ₄	(1) $1 \cdot 10^3$	Al(OH) ₃	(3) $1,38 \cdot 10^{-9}$
HNO ₃	4,36		(2) $1,2 \cdot 10^{-2}$	NH ₄ OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
HAIO ₂	$4 \cdot 10^{-13}$	H ₂ S	(1) $6 \cdot 10^{-8}$	Ba(OH) ₂	(2) $2,3 \cdot 10^{-1}$
H ₃ BO ₃	(1) $5,8 \cdot 10^{-10}$		(2) $1 \cdot 10^{-14}$	Fe(OH) ₂	(2) $1,3 \cdot 10^{-4}$
	(2) $1,8 \cdot 10^{-13}$	H ₂ CO ₃	(1) $4,45 \cdot 10^{-7}$	Fe(OH) ₃	(2) $1,82 \cdot 10^{-11}$
	(3) $1,6 \cdot 10^{-14}$		(2) $4,69 \cdot 10^{-11}$	Cd(OH) ₂	(2) $5,0 \cdot 10^{-3}$
HBr	$1 \cdot 10^9$	H ₃ PO ₃	(1) $1,6 \cdot 10^{-2}$	Ca(OH) ₂	(2) $4,3 \cdot 10^{-2}$
HBrO ₃	$2 \cdot 10^{-1}$		(2) $6,3 \cdot 10^{-7}$	Mg(OH) ₂	(2) $2,5 \cdot 10^{-3}$
HI	$1 \cdot 10^{11}$	H ₃ PO ₄	(1) $7,5 \cdot 10^{-3}$	Mn(OH) ₂	(2) $5,0 \cdot 10^{-4}$
HIO ₃	$1,7 \cdot 10^{-1}$		(2) $6,31 \cdot 10^{-8}$	Cu(OH) ₂	(2) $3,4 \cdot 10^{-7}$
H ₂ SiO ₃	(1) $2,2 \cdot 10^{-10}$	HF	(3) $1,26 \cdot 10^{-12}$	NaOH	5,9
	(2) $1,6 \cdot 10^{-12}$		$6,61 \cdot 10^{-4}$	Ni(OH) ₂	(2) $2,5 \cdot 10^{-5}$
H ₃ AsO ₄	(1) $5,98 \cdot 10^{-3}$	HCl	$1 \cdot 10^7$	Hg(OH) ₂	(1) $4,0 \cdot 10^{-12}$
	(2) $1,05 \cdot 10^{-7}$	H ₂ CrO ₄	(1) $1 \cdot 10$	Pb(OH) ₂	(1) $9,6 \cdot 10^{-4}$
	(3) $3,89 \cdot 10^{-12}$		(2) $3,16 \cdot 10^{-7}$	AgOH	$1,1 \cdot 10^{-4}$
H ₄ P ₂ O ₇	(1) $1,4 \cdot 10^{-1}$	HCN	$7,9 \cdot 10^{-10}$	Cr(OH) ₃	(3) $1,02 \cdot 10^{-10}$
	(2) $1,1 \cdot 10^{-2}$	HCOOH	$1,77 \cdot 10^{-4}$	Zn(OH) ₂	(2) $4,0 \cdot 10^{-5}$
	(3) $2,1 \cdot 10^{-7}$	CH ₃ COOH	$1,75 \cdot 10^{-5}$		
	(4) $4,1 \cdot 10^{-10}$	C ₂ H ₂ O ₄	(1) $5,4 \cdot 10^{-2}$		
H ₂ SO ₃	(1) $1,58 \cdot 10^{-2}$		(2) $5,4 \cdot 10^{-5}$		
	(2) $6,31 \cdot 10^{-8}$	C ₃ H ₇ COOH	$1,52 \cdot 10^{-5}$		

Таблица растворимости неорганических соединений при комнатной температуре

Ионы	H ⁺	Ag ⁺	Al ³⁺	Ba ²⁺	Be ²⁺	Ca ²⁺	Cd ²⁺	Co ²⁺	Cr ³⁺	Cs ⁺	Cu ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Hg ²⁺	K ⁺	Li ⁺	Mg ²⁺	Mn ²⁺	NH ₄ ⁺	Na ⁺	Ni ²⁺	Pb ²⁺	Rb ⁺	Sn ²⁺	Sr ²⁺	Tl ⁺	Zn ²⁺	
OH ⁻		-	Н	Р	Н	М	Н	Н	Н	Р	Н	Н	Н	-	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Р	Н	М	Р	Н	
F ⁻	Р	Р	М	М	Р	Н	Р	Р	М	Р	Р	М	Н	+	Р	Н	Н	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Р	Н	Р	
Cl ⁻	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	+	Р	М	Р	
Br ⁻	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	+	Р	М	Р	
I ⁻	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	-	Р	-	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Р	Н	Р	
CN ⁻		Н	?	Р	?	Р	М	Н	Н	Р	Н	Н	-	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	+	+	Р	-	Н	Р	Н	
S ²⁻	М	Н	+	Р	+	М	Н	Н	+	Р	Н	Н	-	Н	Р	Р	Н	Н	+	Р	Н	Н	Р	Н	Р	Н	Н	
SiO ₃ ²⁻	Н	?	?	Н	?	Н	?	?	?	?	?	Н	?	?	Р	?	Н	?	?	Р	?	Н	?	?	?	?	Н	
CO ₃ ²⁻	-	Н	-	Н	+	Н	+	+	-	Р	+	+	-	-	Р	Р	М	+	Р	Р	+	+	Р	-	Н	Р	+	
NO ₂ ⁻	Р	М	?	Р	?	Р	?	М	?	?	?	?	?	?	Р	Р	Р	?	Р	Р	Р	?	?	?	?	Р	?	?
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	+	Р	Р	Р	
PO ₄ ³⁻	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Р	М	Н	Н	-	Р	Н	Н	Р	Н	Н	М	Н	
SO ₃ ²⁻	Р	Н	?	Н	?	Н	?	?	-	?	?	Н	?	Н	Р	?	Н	?	Р	Р	?	Н	?	?	?	?	Н	
SO ₄ ²⁻	Р	М	Р	Н	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Н	М	Р	
CrO ₄ ²⁻		Н	-	Н	?	М	?	?	Р	?	Н	-	-	Н	Р	Р	Р	Н	Р	Р	?	Н	?	-	М	?	Н	
HCOO ⁻	Р	Р	Р	Р	?	Р	?	?	Р	?	Р	Р	Р	Р	Р	?	Р	Р	Р	Р	?	Р	?	Р	?	?	Р	
CH ₃ COO ⁻		М	+	Р	+	Р	Р	Р	+	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	+	Р	Р	Р	

Примечание.

р – хорошо растворимый (>1 г в 100 г воды);

м – малорастворимый (0,001 г - 1г в 100 г воды);

н – практически нерастворимый (< 0,001 г в 100 г воды);

[+] – полностью реагирует с водой или не осаждается из водного раствора;

[-] – не существует;

? – данные о растворимости отсутствуют;

Электрохимический ряд напряжений и стандартные электродные потенциалы (E^0 , В) при 25 °С

Li	Rb	K	Cs	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	Be	Al	Zn	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
-3,05	-2,93	-2,92	-2,92	-2,91	-2,89	-2,86	-2,77	-2,37	-1,85	-1,70	-0,76	-0,44	-0,28	-0,23	-0,14	-0,13	0	0,34	0,79	0,8	0,96	1,69
Li ⁺	Rb ⁺	K ⁺	Cs ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Be ²⁺	Al ³⁺	Zn ²⁺	Fe ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	2H ⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Ag ⁺	Pt ²⁺	Au ⁺

Восстановительная активность металлов (свойство отдавать электроны) уменьшается →

Окислительная способность их катионов (свойство принимать электроны) увеличивается →

Ряд напряжений характеризует химические свойства металлов:

1. Чем левее расположен металл в ряду напряжений, тем сильнее его восстановительная способность (т.е. тем легче он отдает электроны) и тем слабее окислительная способность его иона в растворе (т.е. тем труднее его ион присоединяет электроны).
2. Каждый металл способен вытеснять из растворов солей те металлы, которые стоят в ряду напряжений правее его.
3. Металлы, стоящие в ряду напряжений левее водорода (H), способны вытеснять его из воды и растворов кислот.

Процессы, протекающие при электролизе водных растворов солей

Катодный процесс:

Li, Rb, K, Cs, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Be, Al	Ti, Mn, Cr, Zn, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, (H)	Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au
Восстановление молекул воды $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	Восстановление молекул воды и катиона металла $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ $\text{Me}^{n+} + n\bar{e} \rightarrow \text{Me}^0$	Восстановление катиона металла $\text{Me}^{n+} + n\bar{e} \rightarrow \text{Me}^0$

Анодный процесс:

$\text{S}^{2-}, \text{I}^-, \text{Br}^-, \text{Cl}^- \text{OH}^-$	$\text{SO}_4^{2-}, \text{SO}_3^{2-}, \text{NO}_3^-, \text{NO}_2^-, \text{CO}_3^{2-}, \text{PO}_4^{3-}, \text{MnO}_4^-, \text{F}^-$
Окисление кислотного остатка $\text{X}^{n-} - n\bar{e} \rightarrow \text{X}^0$ $4\text{OH}^- - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	Окисление молекул воды $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$

Периодическая система элементов Д. И. Менделеева

периоды	ряды	группы элементов											
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII				
1	I	H 1 1,00795 водород										2 (H)	He 2 4,002602 гелий
2	II	Li 3 6,9412 литий	Be 4 9,01218 бериллий	B 5 10,812 бор	C 6 12,0108 углерод	N 7 14,0067 азот	O 8 15,9994 кислород	F 9 18,99840 фтор				10 20,179 неон	Ne 10 20,179 неон
3	III	Na 11 22,98977 натрий	Mg 12 24,305 магний	Al 13 26,98154 алюминий	Si 14 28,086 кремний	P 15 30,97376 фосфор	S 16 32,06 сера	Cl 17 35,453 хлор				18 39,948 аргон	Ar 18 39,948 аргон
4	IV	K 19 39,0983 калий	Ca 20 40,08 кальций	Sc 21 44,9559 скандий	Ti 22 47,90 титан	V 23 50,9415 ванадий	Cr 24 51,996 хром	Mn 25 54,9380 марганец	Fe 26 55,847 железо	Co 27 58,9332 кобальт	Ni 28 58,70 никель		
	V	Cu 29 63,546 медь	Zn 30 65,38 цинк	Ga 31 69,72 галлий	Ge 32 72,59 германий	As 33 74,9216 мышьяк	Se 34 78,96 селен	Br 35 79,904 бром				36 83,80 криптон	Kr 36 83,80 криптон
5	VI	Rb 37 85,4678 рубидий	Sr 38 87,62 стронций	Y 39 88,9059 иттрий	Zr 40 91,22 цирконий	Nb 41 92,9064 ниобий	Mo 42 95,94 молибден	Tc 43 98,9062 технеций	Ru 44 101,07 рутений	Rh 45 102,9055 родий	Pd 46 106,4 палладий		
	VII	Ag 47 107,868 серебро	Cd 48 112,41 кадмий	In 49 114,82 индий	Sn 50 118,69 олово	Sb 51 121,75 сурьма	Te 52 127,60 теллур	I 53 126,9045 иод				54 131,30 ксенон	Xe 54 131,30 ксенон
6	VIII	Cs 55 132,9054 цезий	Ba 56 137,33 барий	La 57 138,9 лантан×	Hf 72 178,49 гафний	Ta 73 180,9479 тантал	W 74 183,85 вольфрам	Re 75 186,207 рений	Os 76 190,2 осмий	Ir 77 192,22 иридий	Pt 78 195,09 платина		
	IX	Au 79 196,9665 золото	Hg 80 200,59 ртуть	Tl 81 204,37 таллий	Pb 82 207,2 свинец	Bi 83 208,9 висмут	Po 84 209 полоний	At 85 210 астат				86 222 радон	Rn 86 222 радон
7	X	Fr 87 223 франций	Ra 88 226,0 радий	Ac 89 227 актиний××	Rf 104 261 резерфордий	Db 105 262 дубний	Sg 106 266 сиборгий	Bh 107 269 борий	Hs 108 269 хассий	Mt 109 268 мейтнерий	Ds 110 271 дармштадтий		

f-элементы

×	La 57 138,9 лантан	Ce 58 140,1 церий	Pr 59 140,9 празеодим	Nd 60 144,2 неодим	Pm 61 145 прометий	Sm 62 150,4 самарий	Eu 63 151,9 европий	Gd 64 157,3 гадолиний	Tb 65 158,9 тербий	Dy 66 162,5 диспрозий	Ho 67 164,9 гольмий	Er 68 167,3 эрбий	Tm 69 168,9 тулий	Yb 70 173,0 иттербий	Lu 71 174,9 лютеций
××	Ac 89 227 актиний	Th 90 232,0 торий	Pa 91 231,0 протактиний	U 92 238,0 уран	Np 93 237 нептуний	Pu 94 244 плутоний	Am 95 243 америций	Cm 96 247 кюрий	Bk 97 247 берклий	Cf 98 251 калифорний	Es 99 252 эйнштейний	Fm 100 257 фермий	Md 101 258 менделевий	No 102 259 нобелий	Lr 103 262 лоуренсий

Учебное издание

*ИРИНА АЛЕКСАНДРОВНА КУРЗИНА
ТАТЬЯНА СТАНИСЛАВОВНА ШЕПЕЛЕНКО
ГАЛИНА ВЛАДИМИРОВНА ЛЯМИНА
ИРИНА АЛЕКСАНДРОВНА БОЖКО
ЕЛЕНА АНАТОЛЬЕВНА ВАЙТУЛЕВИЧ*

**ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ
ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

Учебное пособие

Под редакцией И.А. Курзиной

Редактор Т.С. Володина

Изд. лиц № 021253 от 31.10.97 Подписано в печать 01.02.06
Формат 70×108/16. Бумага офсет. Гарнитура Таймс, печать офсет.
Усл. печ. л. 5,9. Уч.-изд. л. 5,3. Тираж 300 экз. Заказ № 25.

Изд-во ТГАСУ, 634003, г. Томск, пл. Соляная, 2
Отпечатано с оригинал-макета в ООП ТГАСУ
634003, г. Томск, ул. Партизанская, 15