

Документ подписан простой электронной подписью  
Информация о владельце:  
ФИО: Локтионова Оксана Геннадьевна  
Должность: проректор по учебной работе  
Дата подписания: 19.09.2023 17:34:43  
Уникальный программный ключ:  
0b817ca911e6668abb13a5d426d39e5f1c11eabbf73e947d64e4851fda56d1089

**МИНОБРАЗОВАНИЯ РОССИИ**

**Федеральное государственное бюджетное образовательное  
учреждение высшего образования  
«Юго-Западный государственный университет»  
(ЮЗГУ)**

**Кафедра фундаментальной химии и химической технологии**

**УТВЕРЖДАЮ**  
Проректор по учебной работе  
**О.Г. Локтионова**

«12» 09

2023 г. (ЮЗГУ)



**ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

**Методические указания по выполнению лабораторных работ для  
студентов направления подготовки 18.03.01**

**Курс - 2023**

УДК 546 (076.5)

Составители: Е.А. Фатьянова

Рецензент

Кандидат химических наук, доцент *Н.В. Кувардин*

**Общая и неорганическая химия:** методические указания по выполнению лабораторных работ для студентов направления подготовки 18.03.01/ Юго-Зап. гос. ун-т; сост.: Е.А. Фатьянова. - Курск, 2023. – 67с. – Библиогр.: с. 64.

Методические указания предназначены для подготовки к лабораторным работам и при их выполнении. Содержат описание лабораторных работ, требования к оформлению и расчетам.

Методические указания предназначены для студентов направления подготовки 18.03.01 Химическая технология.

Текст печатается в авторской редакции

Подписано в печать . Формат 60\*84 1/16.  
Усл.печ.л. . Уч.-изд. л. . Тираж 100 экз. Заказ 878. Бесплатно.  
Юго-Западный государственный университет.  
305040 Курск, ул. 50 лет Октября, 94.

## Содержание

Введение	5
<u>1 семестр</u>	7
Лабораторная работа №1. Определение молярной массы эквивалентов металла по водороду	7
Лабораторная работа №2. Определение неизвестной кислоты методом титрования	10
Лабораторная работа №3. Скорость химических реакций и ее зависимость от различных факторов	12
Лабораторная работа №4. Химическое равновесие	15
Лабораторная работа №5. Электролитическая диссоциация. Реакции ионного обмена	17
Лабораторная работа №6. Водородный показатель. Гидролиз солей	19
Лабораторная работа №7. Комплексные соединения	22
Лабораторная работа №8 Жесткость воды и способы ее умягчения	24
Лабораторная работа №9. Окислительно-восстановительные реакции. Поведение металлов в агрессивных средах	26
Лабораторная работа №10. Электрохимические процессы: гальванический элемент, электролиз	29
Лабораторная работа № 11. Коррозия металлов. методы защиты металлов от коррозии	32
<u>2 семестр</u>	35
Лабораторная работа №1. Галогены и их соединения	35
Лабораторная работа №2. Сера и ее соединения	38
Лабораторная работа №3. Свойства соединений азота, фосфора	42
Лабораторная работа №4. Свойства соединений углерода и кремния	46
Лабораторная работа №5. Свойства соединений марганца, хрома	49
Лабораторная работа №6. Свойства элементов п/г железа, меди, цинка	52
Лабораторная работа № 7. Изучение аналитических реакций на исследуемые анионы и катионы	57
Список рекомендуемой литературы	64

Приложение А	65
Приложение Б	66
Приложение В	67

## Введение

Лабораторный практикум – совокупность лабораторных работ – является неотъемлемой составляющей при изучении любой химической дисциплины.

Данные методические указания предназначены для подготовки к лабораторным работам по дисциплине «Общая и неорганическая химия» студентами направления подготовки 18.03.01 Химическая технология. Методические указания содержат описания лабораторных работ, включённых в лабораторный практикум данной дисциплины, требования к отчёту, вопросы для самоподготовки.

Методические указания позволяют подготовиться к выполнению экспериментальной части лабораторной работы, произвести требуемые расчёты и оформить отчёт.

К лабораторному занятию студенты готовятся заранее, изучая теоретический материал, методику выполнения эксперимента и требования к отчёту.

Лабораторные работы наряду с лекционными и практическими занятиями позволяют вырабатывать у студента знания, умения и навыки, таким образом, позволяя формировать у него компетенции.

Лабораторный практикум составляет 36 академических часов. Перечень лабораторных работ представлен в таблице 1.

Таблица 1 - Лабораторные работы

№	Наименование лабораторной работы	Объем, час
1	2	3
1 семестр		
1.	Проверка исходного уровня знаний. Правила техники безопасности. Основные законы и понятия химии	2
2.	Определение от молярной массы эквивалента металла по водороду	2
3.	Определение неизвестной кислоты методом титрования	4
4.	Скорость химических реакций и её зависимость от различных факторов	2
5.	Химическое равновесие	4

6.	Электролитическая диссоциация. Реакции ионного обмена	2
7.	Водородный показатель. Гидролиз солей	4
8.	Комплексные соединения	2
9.	Жесткость воды и способы ее умягчения	4
10.	Окислительно-восстановительные реакции. Поведение металлов в агрессивных средах	2
11.	Электрохимические процессы: гальванический элемент, электролиз	4
12.	Коррозия металлов. Методы защиты металлов от коррозии	4
Итого за семестр		18
2 семестр		
1.	Галогены и их соединения	2
2.	Сера и ее соединения	4
3.	Свойства соединений азота, фосфора	2
4.	Свойства соединений углерода, кремния	2
5.	Свойства соединений марганца, хрома	2
6.	Свойства элементов п/г железа, меди, цинка	2
7.	Изучение аналитических реакций на исследуемые анионы и катионы	4
Итого за семестр		18

Порядок выполнения лабораторного практикума включает следующие этапы: изучение теоретического материала по теме лабораторной работы с использованием учебников и конспекта лекций, выполнение эксперимента лабораторной работы, обработка результатов, оформление отчета и домашнего индивидуального задания к нему, защита лабораторной работы. При составлении отчета уравнения ОВР разбираются методом электронного баланса, для реакций обмена – уравнения в ионной форме.

Лабораторные работы, представленные для выполнения, не требуют сложного оборудования.

## 1 семестр

### Лабораторная работа №1

## **ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТОВ МЕТАЛЛА ПО ВОДОРОДУ**

Метод основан на измерении объема водорода, который выделяется из кислоты при действии на нее металла.

Применяемый для этой цели прибор (рисунок, а) состоит из двух бюреток, укрепленных на штативе и соединенных резиновой трубкой. В эти сообщающиеся сосуды залита вода приблизительно до середины бюреток. Одна из бюреток (измерительная) сверху закрыта пробкой с отводной трубкой, к которой присоединяют пробирку, где происходит реакция между кислотой и металлом. Другая бюретка служит приемником для воды, вытесняемой выделяющимся при реакции водородом.

Объем выделившегося водорода определяют по разности уровней воды в измерительной бюретке до и после опыта, приведя воду в обеих бюретках к одному уровню. Тогда давление в измерительной бюретке равно атмосферному.

Получите навеску металла у лаборанта. Проверьте герметичность прибора. Для этого одну из бюреток переместите вместе с лапкой штатива так, чтобы уровень воды в ней стал на 10-15 см выше, чем в первой бюретке. Если разница в уровнях не изменяется, прибор герметичен; если уровни в бюретках выравниваются, прибор негерметичен, пропускает воздух, о чем следует заявить лаборанту. В пробирку налейте 3-4 мл соляной кислоты (20%). Поддерживая пробирку в наклонном положении, поместите навеску металла (не опуская в кислоту) на стенку у отверстия пробирки и закройте пробирку пробкой с отводной трубкой от бюретки. В качестве реакционного сосуда можно использовать двухколенную пробирку (рисунок 1, б), в одно колено помещается кислота, в другое – металл.

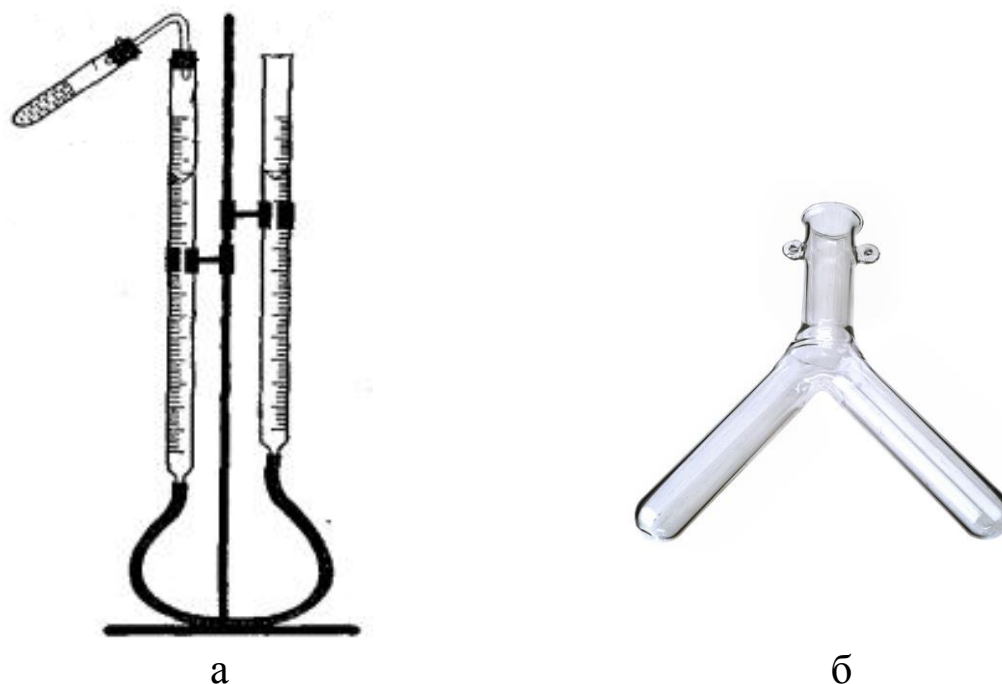


Рисунок 1 – Прибор для определения объема водорода (а), двухколенная пробирка (сосуд Ландольта) (б).

Приведите воду в бюретках к одному уровню и отметьте уровень воды в закрытой бюретке. Отсчет производите по нижнему мениску жидкости с точностью до 0,1 мл.

Стряхните металл в кислоту (смойте его кислотой). Наблюдайте выделение водорода и вытеснение воды из бюретки.

По окончании реакции дайте пробирке охладиться на воздухе, после чего снова приведите воду в бюретках к одинаковому уровню и запишите новый уровень воды в той же бюретке, в которой отмечали исходный уровень. По разности уровней воды до и после реакции рассчитайте объем выделившегося водорода.

Замерьте давление и температуру.

### Оформление экспериментальных данных. Расчеты

#### 1. Определение давления водорода.

Даже при комнатной температуре пар над поверхностью воды обладает заметным давлением. Поэтому для определения парциального давления водорода необходимо от общего (атмосферного) давления вычесть давление насыщенного пара  $h$  (см. приложение).

$$p(\text{H}_2) = p_{\text{атм}} - h$$



2. Для приведения объема выделившегося водорода к нормальным условиям используют уравнение газового состояния (объединенный газовый закон):

$$\frac{p_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{p(H_2) \cdot V(H_2)}{T}$$

3. Определив объем водорода при н.у., вычисляют массу 1 моль эквивалентов металла:

$m$  г металла - вытесняют при н.у.  $V_0$  мл водорода;  
 $M_{\text{Э}}$  г/моль металла - 11200 мл водорода.

4. Сравнивая экспериментально найденную молярную массу эквивалентов металла с теоретическим значением молярной массы эквивалентов металла (Al, Zn), определите, какой металл был взят для реакции. Запишите уравнение реакции взаимодействия этого металла с соляной кислотой. Запишите в журнал:

- массу навески металла  $m$  г;
  - уровень воды в бюретке до реакции  $V'$  мл; и после реакции  $V''$  мл;
  - температуру,  $t^{\circ}\text{C}$  и  $T$  К;
  - атмосферное давление  $p$  мм рт. ст.;
  - давление насыщенного водяного пара,  $h$  мм рт. ст.;
- По полученным данным рассчитайте:
- объем выделившегося водорода  $V_1 = V'' - V'$ , мл;
  - парциальное давление водорода  $p(\text{H}_2)$  мм рт. ст.;
  - объем водорода при нормальных условиях  $V_0$ ; мл;
  - теоретическую молярную массу эквивалентов  $M_{\text{Э}}$  (теор.) (Al, Zn), г/моль-экв;
  - опытную молярную массу эквивалентов металла,  $M_{\text{Э}}$  (экспер.), г/моль-экв;
  - ошибки опыта:
    - а) абсолютную,  $\delta_{\text{абс.}}$ , Г;
    - б) относительную,  $\delta_{\text{отн.}}$ , %.

Абсолютная ошибка опыта рассчитывается как абсолютная величина разности между экспериментально найденным и теоретическим значениями молярной массы эквивалентов металла:

$$\delta_{\text{абс.}} = M_{\text{Э}}(\text{экспер.}) - M_{\text{Э}}(\text{теор.}).$$

Относительная ошибка опыта рассчитывается как отношение абсолютной ошибки к теоретическому значению, выраженное в процентах.

$$\delta_{\text{отн}} = \frac{|\delta_{\text{абс.}}|}{M_{\text{Э}}(\text{теор.})} \cdot 100\%$$

### Вопросы для самопроверки

1. Что такое эквивалент? фактор эквивалентности?
2. Как рассчитать молярную массу эквивалента?
3. Что такое эквивалентный объем?
4. Как находится эквивалентный объем?
5. Как рассчитать фактор эквивалентности по формуле (без учета уравнения реакции)? В каком случае такой подход допустим?
6. Как находится эквивалент вещества в окислительно-восстановительных реакциях?
7. Как находится эквивалент вещества в обменных реакциях?
8. Как формулируется закон эквивалентов?
9. Какие преимущества имеют стехиометрические расчеты с использованием закона эквивалентов?

### Лабораторная работа №2

## ОПРЕДЕЛЕНИЕ НЕИЗВЕСТНОЙ КИСЛОТЫ МЕТОДОМ ТИТРОВАНИЯ

В данном опыте предлагается определить молярную массу эквивалентов неизвестной кислоты (может быть HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) на основании результатов реакции нейтрализации, которую проводят методом титрования.

В бюретку налейте раствор щелочи известной нормальной концентрации и приведите бюретку в рабочее положение. Пипеткой отберите раствор неизвестной кислоты с указанным титром и перенесите его в коническую колбу. Добавьте 1-2 капли фенолфта-

леина или метилового оранжевого.

Оттитруйте раствор кислоты. Для этого при непрерывном перемешивании раствора кислоты приливайте в него по каплям раствор щелочи из бюретки до появления слабой розовой не исчезающей окраски. Или перехода окраски метилового оранжевого в желтый цвет. Титрование повторите. Результаты не должны отличаться более чем на 0,1 мл.

Запишите экспериментальные данные:

- титр кислоты,  $T(\text{кислоты})$ , г/мл;
- нормальность раствора щелочи,  $C_N(\text{щелочи})$ , моль/л;
- объем раствора кислоты  $V(\text{кислоты}) = 10$  мл
- объем раствора щелочи  $V(\text{щелочи})_1$ , пошедший на первое титрование, мл;
- объем раствора щелочи  $V(\text{щелочи})_2$ , пошедший на второе титрование, мл;
- средний объем раствора щелочи  $V(\text{щелочи})_{\text{сред}}$ , пошедший на первое титрование, мл;

Произведите расчеты.

1. Произведите расчеты нормальной концентрации кислоты  $C_N(\text{кислоты})$ , моль/л по формуле:

$$C_N(\text{кислоты}) = \frac{C_N(\text{щелочи}) \cdot V_{\text{ср.}}(\text{щелочи})}{V(\text{кислоты})}$$

2. Затем рассчитайте молярную массу эквивалентов кислоты  $M_{\text{Э}}$ , г/моль по формуле:

$$M_{\text{Э}} = \frac{T \cdot 1000}{C_N}$$

3. Сравнивая экспериментально найденную молярную массу эквивалентов кислоты с теоретическим значением молярной массы эквивалентов кислоты ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), определите, какая кислота выдана вам для опыта. Определите какая кислота была выдана для анализа и рассчитайте ошибки опыта: а) абсолютную,  $\delta_{\text{абс.}}$ , г; б) относительную,  $\delta_{\text{отн.}}$ , %.

$$\delta_{\text{абс.}} = M_{\text{Э}}(\text{экспер.}) - M_{\text{Э}}(\text{теор.})$$

$$\delta_{\text{отн}} = \frac{|\delta_{\text{абс}}|}{M_{\text{э}} (\text{теор.})} \cdot 100\%$$

Запишите уравнение реакции взаимодействия этой кислоты с использованной вами щелочью.

### Вопросы для самопроверки

1. Что называется раствором?
2. Какие виды растворов существуют?
3. Что такое концентрация?
4. Назовите известные виды концентрации?
5. Что показывает процентная концентрация?
6. Что такое молярность? Каковы её единицы измерения?
7. Что такое нормальность? Каковы её единицы измерения?
8. Титр и его единицы измерения?
9. Закон эквивалентов для растворов?
10. Связь процентной концентрации с молярностью и нормальностью.

### Лабораторная работа №3

## СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ЕЕ ЗАВИСИМОСТЬ ОТ РАЗЛИЧНЫХ ФАКТОРОВ

### Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ изучают на примере взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой:  $Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + SO_2 + H_2O + S \downarrow$

Признаком реакции является помутнение раствора вследствие выделения серы.

Приготовьте лист белой бумаги, с нанесенной на него жирной черной линией.

В пробирку, не содержащую на дне воды, добавьте 4 капли тиосульфата натрия, 8 капель воды и, заметив время, 1 каплю сер-

ной кислоты. Каплю серной кислоты добавлять так, чтобы она не стекала по стенке, а падала прямо в раствор.

Зафиксируйте время помутнения раствора, при котором сквозь раствор не будет видна черная линия. Повторите опыт, добиваясь единообразной степени помутнения. После каждого опыта сразу же промывайте пробирку, так как адсорбирующаяся на стенках сера потом очень трудно отмывается.

Проделайте второй опыт, взяв 8 капель тиосульфата натрия, 4 капли воды и одну — серной кислоты, а затем третий опыт, взяв 12 капель тиосульфата натрия и одну каплю серной кислоты. Результаты опытов оформите в виде таблицы:

№ опыта	Количество капель		Относит. концентр., $C_{\text{отн}}$	Время до помутн., $\tau$ , с	Относительная скорость реакции	
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\text{H}_2\text{O}$			$V_{\text{теор}}$	$V_{\text{практ}}$
1	4	8	1		1	1
2	8	4	2		2	
3	12	—	3		3	

Рассчитайте  $V_{\text{практ}}$  для второго и третьего случаев по формуле:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{\tau_2}{\tau_1}$$

где  $V_1$  — скорость реакции в первом случае ( $V_1 = 1$ );  $V_2$  — скорость реакции во втором (или  $V_3$  — в третьем) случае;  $\tau_1$  — время протекания реакции до помутнения раствора в первом случае,  $\tau_2$  — время протекания реакции до помутнения раствора во втором (или  $\tau_3$  — третьем) случае.

Постройте график зависимости  $V_{\text{теор}}$  от концентрации  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . На этом же графике отметьте точками значения  $V_{\text{практ}}$ , полученные при вычислениях. Напишите уравнение реакции и сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  при данных условиях.

### Опыт 2. Влияние поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе

Влияние поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе изучается на примере реакции карбоната кальция с соляной кислотой.

Приготовьте два небольших приблизительно одинаковых кусочка мела. Один из них разотрите пестиком на листе бумаги и пересыпьте в коническую пробирку, второй поместите в другую пробирку. В обе пробирки одновременно добавьте по 15-20 капель 20%-ной соляной кислоты.

Напишите уравнение реакции. Отметьте наблюдаемые явления и объясните их.

### Опыт 3. Гетерогенный катализ

Гетерогенный катализ изучается на примере каталитического ускорения реакции разложения пероксида водорода диоксидами свинца или марганца.

Налейте в пробирку 5-8 капель 30%-ного (по массе) раствора пероксида водорода  $H_2O_2$ . С помощью тлеющей лучины убедитесь в отсутствии кислорода. Внесите в раствор на кончике микрошпателя диоксид свинца  $PbO_2$  или диоксид марганца  $MnO_2$  и наблюдайте выделение газа. Напишите уравнение разложения пероксида водорода.

### **Вопросы для самопроверки**

1. Что такое скорость химической реакции? В каких единицах она измеряется?
2. Что такое истинная и средняя скорость реакции?
3. Что такое кинетическое уравнение реакции (закон действующих масс)?
4. Как записывается кинетическое уравнение для гомогенной реакции?
5. Каковы особенности гетерогенные реакций?
6. Что такое кинетический, диффузионный и смешанный контроль в гетерогенных реакциях?

7. Какие существуют формы записи для кинетических уравнений гетерогенных реакций?
8. Что такое константа скорости реакции? Какие условия проведения реакции влияют, а какие не влияют на величину константы скорости?
9. Как рассчитать изменение скорости реакции при повышении (понижении) концентрации газообразного или растворенного вещества?
10. Когда влияет давление на скорость химической реакции?
11. Как рассчитать изменение скорости реакции при повышении (понижении) давления в системе?
12. Как влияет температура на скорость химической реакции? Приведите уравнение Вант-Гоффа.
13. Что такое температурный коэффициент реакции?
14. Что такое катализ? На какие параметры процесса действует катализатор?

#### Лабораторная работа №4 **ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ**

В данном опыте изучают обратимую реакцию взаимодействия хлорида железа (III)  $\text{FeCl}_3$  с роданидом аммония  $\text{NH}_4\text{NCS}$  (или роданидом калия  $\text{KNCS}$ ). Роданид железа  $\text{Fe}(\text{NCS})_3$  придает раствору красную окраску. По изменению интенсивности окраски  $\text{Fe}(\text{NCS})_3$  можно судить об изменении концентрации, то есть о смещении химического равновесия в ту или иную сторону.

В колбу объемом 100 мл налейте 2,5мл раствора  $\text{FeCl}_3$  и добавьте 2,5мл раствора  $\text{NH}_4\text{NCS}$  ( $\text{KCNS}$ ). Полученную смесь разбавьте дистиллированной водой до 100 мл (до метки на колбе). Приготовленный раствор размешайте энергичным встряхиванием.

Пипеткой на 10 мл или цилиндром разлейте данный раствор в четыре пробирки, по 10мл в каждую.

В первую пробирку добавьте избыток раствора хлорида железа (III), во вторую – роданида аммония (роданида калия), в третью – хлорида аммония (хлорида калия), четвертую пробирку оставьте для сравнения.

*ПРИМЕЧАНИЕ: объем растворов, который необходимо добавлять в пробирки, чтобы получить избыток того или иного реагента, преподаватель задает конкретно для каждой бригады.*

Для каждого из полученных растворов определите значение оптической плотности используя фотоколориметр.

При оформлении результатов опыта

1. запишите уравнение реакции между хлоридом железа (III) и роданидом аммония (роданидом калия);
2. напишите выражение константы равновесия данной реакции;
3. отметьте изменение интенсивности окраски в каждом случае, когда приливали избыток раствора того или иного реагента и запишите для каждого случая значение оптической плотности раствора;
4. сделайте вывод о направлении смещения химического равновесия и об изменении концентрации каждого компонента в случае добавления: а) хлорида железа (III), б) роданида аммония (роданида калия), в) хлорида аммония (хлорида калия).

### **Вопросы для самопроверки**

1. Какие химические процессы называются необратимыми? Обратимыми? Приведите примеры практически необратимых и обратимых процессов.
2. Какое состояние системы называют "химическим равновесием"?
3. Какие факторы влияют на состояние химического равновесия?
4. Что является термодинамическим условием химического равновесия?
5. Что показывает и от каких факторов зависит константа химического равновесия?
6. Как записывается выражение для константы равновесия в гомогенных и гетерогенных системах?
7. Что называется смещением химического равновесия? Какие факторы влияют на смещение химического равновесия?



8. В чем заключается принцип Ле Шателье? Как он применяется для прогнозирования направления смещения химического равновесия при изменении внешних условий?
9. Какая существует взаимосвязь между исходными и равновесными концентрациями реагентов и продуктов реакции?

Лабораторная работа №5  
**ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ.  
 РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА**

Опыт 1. Экспериментальное наблюдение электропроводности водных растворов веществ

В стакан с дистиллированной водой опустить угольные электроды, укрепленные на деревянной дощечке и подключенные в цепь последовательно с милливольтметром. Включите прибор в сеть. Отклоняется ли стрелка милливольтметра? Проводит ли дистиллированная вода электрический ток?

Таким же образом изучить электропроводность раствора сахара, 0,1н. растворов  $H_2SO_4$ ,  $KOH$ ,  $NH_4OH$ ,  $CH_3COOH$ . Обратите внимание, отклоняется ли стрелка милливольтметра и на сколько сильно это отклонение.

Смешайте растворы  $NH_4OH$  и  $CH_3COOH$ . Изучите их электропроводность.

Какие из испытанных веществ являются электролитами? По глубине отклонения стрелки милливольтметра отметьте сильные и слабые электролиты. Чем можно объяснить разные показания милливольтметра для растворов  $NH_4OH$ ,  $CH_3COOH$  и их смеси? К сильным или слабым электролитам относится продукт, полученный при смешивании растворов  $NH_4OH$  и  $CH_3COOH$ ?

Оформите полученные данные в таблицу.

Вещество	Уравнения диссоциации	Показания милливольтметра

Составьте уравнения (в молекулярной и ионно-молекулярной формах) реакции, протекающей между  $\text{NH}_4\text{OH}$  и  $\text{CH}_3\text{COOH}$  при смешивании их растворов.

Сделайте общий вывод: сильными или слабыми электролитами являются кислоты? основания? соли? Чем измеряется сила электролита? Укажите условные значения степени и константы диссоциации для сильных, слабых и средней силы электролитов.

## Опыт 2. Направление обменных ионных процессов в растворах электролитов

### а) Образование малорастворимых веществ

В три пробирки внесите по 2—3 капли следующих растворов: в первую — хлорида железа (III)  $\text{FeCl}_3$ , во вторую — силиката натрия  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ , в третью — разбавленной серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Добавьте в них по такому же количеству растворов: первую пробирку — гидроксида натрия, во вторую — соляной кислоты, в третью — хлорида бария. Наблюдайте в первом случае выпадение осадка гидроксида железа (III), во втором — метакремниевой кислоты, в третьем — сульфата бария.

Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения протекающих реакций, направленных в сторону образования малорастворимых веществ.

### б) Образование слабых кислот и оснований

В две пробирки внесите по 5—7 капель: в первую — раствора ацетата натрия  $\text{NaCH}_3\text{COO}$ , во вторую — хлорида аммония. Добавьте в первую пробирку несколько капель серной кислоты (1:1), перемешайте раствор стеклянной палочкой и слегка подогрейте.

Определите по запаху, что реакция протекала в сторону образования слабой уксусной кислоты. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции. Во вторую пробирку добавьте 4 н. раствора щелочи и подогрейте раствор. Определите по запаху выделение аммиака. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции, протекающей в сторону образования слабого основания  $\text{NH}_4\text{OH}$ , и уравнение его распада на аммиак и воду.

в) Образование летучих продуктов реакции

Поместите в две пробирки по 5—7 капель раствора соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Проверьте наличие в растворе иона  $\text{CO}_3^{2-}$ , для чего в одну пробирку добавьте несколько капель хлорида кальция. Какое вещество выпало в осадок? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции.

Добавьте во вторую пробирку несколько капель серной кислоты (1:1) и наблюдайте выделение газа. Подогрейте слегка пробирку, дождитесь конца выделения газа и добавьте несколько капель раствора хлорида кальция. Почему не выпадает осадок  $\text{CaCO}_3$ ? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции взаимодействия соды с серной кислотой.

Лабораторная работа №6

**ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ**

Опыт 1. Гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой

Получите у лаборанта навеску соли (карбоната, гидрокарбоната, ацетата или нитрита натрия) и приготовьте в мерной колбе на 100 мл её раствор.

Вычислите молярную концентрацию приготовленного раствора.

Измерьте рН приготовленного раствора сначала с помощью универсального индикатора, а затем рН-метром.

Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции гидролиза соли (первая ступень) и вычислите рН приготовленного раствора.

Закончите оформление результатов опыта вычислением рН раствора и сравнением его значения с полученным экспериментально на рН-метре. Константы диссоциации приведены в приложении.

Результаты расчётов и измерений введите в таблицу.

Навеска, г	Объём раствора, мл	C (теор.), моль/литр	рН (индикатор)	рН (рН-метр)	рН (теор.)

Опыт 2. Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой

Получите у лаборанта навеску соли (хлорида железа (III), хлорида или сульфата алюминия) и приготовьте в мерной колбе на 100мл её раствор.

Вычислите молярную концентрацию приготовленного раствора.

Измерьте pH раствора сначала с помощью универсального индикатора, а затем pH-метром.

Запишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции гидролиза (первая ступень) и вычислите молярную концентрацию соли в растворе на основании найденного значения водородного показателя среды.

Результаты расчётов и измерений введите в таблицу.

Навеска, г	Объём раствора, мл	C (теор.)	pH (индикатор)	pH (pH-метр)	C(эксп.), моль/л

Опыт 3. Определение характера среды растворов веществ, относящихся к различным группам электролитов

Определите с помощью универсального индикатора pH среды растворов:  $H_2SO_4$ ,  $HCl$ ,  $NaOH$ ,  $H_2O$  (дист.),  $Na_2CO_3$ ,  $FeCl_3$ ,  $FeSO_4$ ,  $CaCl_2$ .

Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции диссоциации веществ, а также уравнения гидролиза солей (первая ступень) в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 4. Смещение равновесия реакции гидролиза соли при разбавлении раствора

Убедитесь в том, что концентрированный раствор ацетата свинца (II) прозрачен. В коническую колбу налейте 50 мл водопроводной воды, добавьте 1—2 капли концентрированного раствора  $Pb(CH_3COO)_2$ . Наблюдайте образование осадка.

При оформлении результатов опыта:

1. Назовите гидролизующийся ион, составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции гидролиза и объясните, почему концентрированный раствор  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  прозрачен.

2. Объясните, почему при разбавлении в колбе появился осадок. Составьте уравнение реакции образования осадка. Имеет ли отношение эта реакция к процессу гидролиза рассматриваемой соли?

3. Сделайте вывод о влиянии разбавления растворов гидролизующихся солей на гидролитическое равновесие.

#### Опыт 5. Смещение равновесия реакции гидролиза соли при изменении температуры

В пробирку внесите 5 — 6 мл раствора ацетата натрия  $\text{CH}_3\text{COONa}$  и 1-2 капли фенолфталеина. Содержимое пробирки разделите на 2 части, одну из них оставьте для сравнения, другую — нагрейте до кипения.

Сравните окраску индикатора в обеих пробирках. Дайте пробирке охладиться и снова сравните окраску индикатора в обеих пробирках. Опишите и поясните свои наблюдения.

Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции гидролиза соли, назвав предварительно гидролизующийся ион. Сделайте вывод о среде раствора и о влиянии температуры на гидролитическое равновесие.

### **Вопросы для самопроверки**

1. Какие вещества относятся к группе электролитов? Механизм распада электролитов на ионы.

2. Диссоциация кислот, основания, солей (средних, основных, кислых, двойных). Ступенчатая диссоциация.

3. Степень и константа электролитической диссоциации. Зависимость их от различных факторов. Состояние сильных и слабых электролитов в растворах. Закон Оствальда.

4. Реакции обмена в растворах электролитов. Направление протекания реакций ионного обмена. Составление уравнений реакций обмена в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

5. Произведение растворимости. Условия, необходимые для образования осадка и его растворения.

6. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Понятие о водородном показателе среды (рН). Методы определения рН среды.

7. Гидролиз солей. Типичные случаи гидролиза солей. Механизм гидролиза солей разных групп: по катиону, по аниону, по катиону-аниону.

8. рН растворов солей различных типов.

9. Составление уравнений гидролиза солей в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

10. Понятия степени и константы гидролиза. Расчёт данных величин.

11. Влияние на равновесие реакции гидролиза внешних факторов (разбавления, температуры, рН среды).

## Лабораторная работа №7 КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

### Опыт 1. Получение тетраiodовисмутата калия

Выполнение опыта. В пробирку с 3-4 каплями раствора нитрата висмута (III) прибавляют по каплям 0,5 н. раствор йодида калия до выпадения темно-бурого осадка йодида висмута. Затем растворить этот осадок в избытке раствора йодида калия.

Каков цвет полученного раствора? Может ли эта окраска обуславливаться присутствием ионов  $K^+$ ,  $I^-$ ,  $Bi^{3+}$ ? Какой из ионов может быть комплексообразователем? С какими лигандами он мог образовать в данном растворе сложный ион?

Запись данных опыта. Зная, что состав полученного соединения выражается эмпирической формулой  $KI \cdot BiI_3$ , написать его координационную формулу. Написать уравнение реакций: образования йодида висмута, взаимодействие йодида висмута с избытком йодида калия. Написать уравнения электролитической диссоциации полученного комплексного соединения (в молекулярном и молекулярно - ионном виде).

### Опыт 2. Получение аммиачного комплексного соединения никеля

Выполнение опыта. Получить осадок гидроксида никеля (II), внося в пробирку 3-4 капли раствора сульфата никеля (II) и такой же объем раствора гидроксида натрия. Полоской фильтровальной бумаги удалить жидкую фазу.

К осадку добавить 5-6 капель 25%-ного раствора аммиака до растворения гидроксида никеля (II).

Сравнить окраску ионов  $\text{Ni}^{2+}$  в растворе сульфата никеля с окраской полученного раствора. Присутствием каких ионов обусловлена окраска раствора?

Запись данных опыта. Написать уравнения реакций образования гидроксида никеля (II), взаимодействия гидроксида никеля с аммиаком и уравнение электролитической диссоциации образовавшегося комплексного основания (координационное число никеля принять равным шести). Какое основание является более сильным, дигидроксид никеля или соответствующее комплексное соединение? Почему?

### Опыт 3. Окисление гексацианоферрата (II) калия

Выполнение опыта. Поместить в пробирку 4-5 капель раствора перманганата калия, подкислить 2н. серной кислотой и добавить по каплям раствор гексацианоферрата (II) калия до обесцвечивания раствора.

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции, учитывая, что комплекс железа (III) образуется с тем же координационным числом, а перманганат калия в сернокислой среде восстанавливается до сульфата марганца (II).

### Опыт 4. Диссоциация двойных солей

Выполнение опыта. Внести в пробирку 3 капли сульфата хрома (III) и добавьте 2 капли 2 н. раствора щелочи. Выпадающий осадок гидроксида хрома (III) амфотерен и растворится, если добавить еще несколько капель щелочи.

Сделайте такой же опыт с раствором сульфата калия-хрома (III) - хромо-калиевых квасцов  $\text{K}[\text{Cr}(\text{SO}_4)_2] \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ , представляющих собой двойную соль -  $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$

Выпадает ли в этом случае осадок? Растворяется ли он в избытке щелочи?

Проверьте в новых порциях сульфата хрома и раствора квасцов наличие ионов  $\text{SO}_4^{2-}$ , добавляя раствор хлорида бария.

Запись данных опыта. Учитывая результаты опыта, напишите уравнение диссоциации хромокалиевых квасцов в растворе. Из каких двух солей можно получить эти квасцы? Какие ионы образуются при диссоциации простых солей?

Сформулируйте общность и различие между двойными солями и комплексными соединениями.

### Вопросы для самопроверки

1. Какие соединения называются комплексными? Из каких частей состоят эти соединения?
2. Как определить заряд комплексного иона? Заряд комплексообразователя? Какие частицы могут выступать в качестве центрального атома?
3. Что такое дентантность? Координационное число? Может ли координационное число быть больше количества лигандов? Почему?
4. Как ведут себя в растворе комплексные соединения? Комплексные ионы?
5. Что представляет собой константа нестойкости? Как она связана с устойчивостью соединения?
6. Какие соединения называются двойными солями?
7. Можно ли двойные соли отнести к классу комплексных соединений? Почему?

### Лабораторная работа №8

## ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ И СПОСОБЫ ЕЕ УМЯГЧЕНИЯ

Опыт 1. Определение общей жесткости воды комплексонометрическим методом

Отберите мерным цилиндром 100мл водопроводной воды и перенесите ее в коническую колбу; добавьте к исследуемой воде 5-



7мл аммиачного буферного раствора и несколько кристалликов (на кончике шпателя) эриохром черного Т.

Приготовленную пробу медленно при постоянном перемешивании оттитруйте раствором комплексона III до перехода розовой окраски в голубую. Результат титрования запишите.

Повторите титрование еще раз. Если результаты двух титрований совпадут ( $\Delta V \leq 0,1$ мл), рассчитайте общую жесткость воды. В противном случае оттитруйте еще одну пробу воды. Найдите средний объем раствора комплексона III, израсходованный на титрование воды.

Общую жесткость воды рассчитывают по закону эквивалентов (мэкв/л):

$$Ж = V_2 N_2 1000 / V_1,$$

где  $V_1$  – объем анализируемой воды, мл;

$V_2$ - объем раствора комплексона III, мл;

$N_2$ - молярная концентрация эквивалента раствора комплексона III, моль-экв/л;

1000 – коэффициент перевода моль-экв/л в мэкв/л.

### Опыт 2. Умягчение воды методом катионирования

Через фильтр (колонку, заполненную катионитом) пропустите 300-400мл водопроводной воды. Скорость фильтрования регулируется зажимом и не должна превышать 15 капель в минуту. Умягченную воду соберите в стакан, ополоснутый первыми порциями фильтрата.

Коническую колбу и мерный цилиндр ополосните умягченной водой. Определите общую жесткость умягченной воды (см. опыт 1).

Сделайте вывод, на сколько понизилась жёсткость воды после ее умягчения.

### Вопросы для самопроверки

1. Жёсткость воды и причины её образования. Единицы измерения жёсткости.

2. Виды жёсткости: временная, постоянная, общая, карбонатная и некарбонатная. Какими ионами они обусловлены?

3. Влияние жёсткости на рН воды.

4. Негативные последствия использования жёсткой воды в промышленности.

5. Основные методы умягчения промышленных вод. Чем руководствуются при их выборе?

6. Термический метод умягчения воды. Его достоинства и недостатки.

7. Реагентные методы, используемые для умягчения воды. Какие химические процессы происходят при умягчении воды методом: а) известкования; б) фосфатирования; в) содовым; г) добавлением гидроксида натрия?

8. Умягчение воды ионнообменным методом.

9. Ионообменная емкость катионита и анионита. В каких единицах она выражается? От каких факторов зависит?

10. Почему для регенерации катионита его промывают раствором хлористого натрия, а затем водой? Можно ли регенерировать катионит, промывая его раствором хлористого магния?

### Лабораторная работа №9

## **ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ. ПОВЕДЕНИЕ МЕТАЛЛОВ В АГРЕССИВНЫХ СРЕДАХ**

### Опыт 1. Влияние рН среды на окислительно-восстановительные реакции

В три пробирки налейте по 3мл раствора перманганата калия  $\text{KMnO}_4$ . В первую пробирку прилейте 2мл 1М раствора серной кислоты, во вторую – 2мл воды, в третью – 2мл 2М раствора гидроксида калия. В каждую пробирку добавьте по 3мл раствора сульфита натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Запишите наблюдения, составьте уравнения соответствующих окислительно-восстановительных реакций и объясните результаты опыта.

*Учтите, что фиолетовая окраска характерна для ионов  $\text{MnO}_4^-$ , слабо-розовая – для ионов  $\text{Mn}^{2+}$ , зеленая – для ионов  $\text{MnO}_4^{2-}$ , бурый цвет имеют осадки  $\text{MnO}_2$  и  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ .*

Опыт 2. Окислительно-восстановительные свойства нитрит – иона  $\text{NO}_2^-$

К подкисленному раствору иодида калия KI (опыт проводить под тягой!) добавьте несколько капель раствора нитрита натрия  $\text{NaNO}_2$  и несколько капель раствора крахмала. Что наблюдаете?

К подкисленному раствору перманганата калия  $\text{KMnO}_4$  добавьте до обесцвечивания раствор нитрита натрия. Запишите наблюдения.

Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций. Объясните, какова функция  $\text{NaNO}_2$  в опытах 1 и 2.

Опыт 3. Взаимодействие железа с кислотами

Налейте в четыре пробирки по пять капель кислот: 2М HCl, 1М  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , концентрированной  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 2М  $\text{HNO}_3$ . В каждую пробирку внесите кусочек железной стружки.

Пробирку с концентрированной серной кислотой нагрейте. Затем добавьте во все растворы по капле 0,01М раствора роданид калия ( $\text{KNCS}$ ) или аммония ( $\text{NH}_4\text{NCS}$ ), которые образуют с ионами железа (III) соль  $\text{Fe}(\text{NCS})_3$ , окрашенную в красный цвет. В каких пробирках образовались ионы  $\text{Fe}^{3+}$ ?

*Роданид ион является качественным реагентом на ионы  $\text{Fe}^{3+}$ . Аналитический признак - появление кроваво-красного окрашивания.*

Напишите уравнения реакций растворения железа в различных кислотах.

Опыт 4. Восстановительные свойства меди

В три пробирки внесите по кусочку меди и по 5 – 6 капель 1М растворов кислот: в первую – соляной, во вторую – серной, в третью азотной (опыт проводить под тягой!).

Во всех ли пробирках появилось голубое окрашивание, характерное для ионов меди  $\text{Cu}^{2+}$ ? Напишите уравнения реакций взаимодействия меди с азотной кислотой, принимая во внимание, что азотная кислота восстановилась преимущественно до оксида азота NO.

Слейте разбавленные кислоты, оставив в пробирках кусочки меди. Ополосните пробирки и внесите в них по 5 – 6 капель концентрированных растворов тех же кислот (**опыт проводить под тягой!**) Проследите сначала при комнатной температуре, потом при осторожном нагревании, во всех ли пробирках протекает реакция. Напишите уравнения протекающих реакций.

Обратите внимание на запах диоксида серы  $\text{SO}_2$  и на окраску диоксида азота  $\text{NO}_2$ .

#### Опыт 5. Растворение цинка в кислотах и щелочах

Поместите в пробирку 4 – 5 капель 2М раствора серной кислоты, добавьте один микрошпатель цинковой пыли и подогрейте. Какой газ выделяется? Тоже проделайте с концентрированной серной кислотой. Какой газ выделяется?

Проверьте растворимость цинка в 2М растворах соляной кислоты и едкой щелочи. Напишите уравнения всех проделанных реакций и объясните результаты опыта.

### Вопросы для самопроверки

1. Дайте понятие степени окисления?
2. Как определить степени окисления для элементов, входящих в состав молекул или сложных ионов? Приведите примеры.
3. Какие реакции относятся к окислительно-восстановительным реакциям?
4. Дайте понятие процессов окисления и восстановления. Приведите примеры.
5. Что называется окислителем? Какие элементы или их соединения к ним относятся?
6. Что называется восстановителем? Какие элементы или их соединения к ним относятся?
7. Что такое окислительно-восстановительная двойственность.
8. Что происходит с окислителем и восстановителем во время окислительно-восстановительных процессов?
9. Какие окислительно-восстановительные реакции можно отнести к реакциям межмолекулярного окисления-восстановления? Приведите примеры.

10. Какие окислительно-восстановительные реакции можно отнести к реакциям внутримолекулярного окисления-восстановления? Приведите примеры.
11. Какие окислительно-восстановительные реакции относятся к реакциям диспропорционирования? Приведите примеры.
12. Какой баланс должен выдерживаться в окислительно-восстановительных реакциях? Как это достигается?
13. Дайте понятие методу электронных уравнений.
14. Дайте понятие методу электронно-ионных уравнений.
15. Как рассчитывается эквивалентная масса окислителя и восстановителя?
16. Какие свойства проявляют свободные металлы в окислительно-восстановительных реакциях?
17. Какая величина служит количественной характеристикой восстановительной активности металла в водном растворе?
18. Какие выводы о восстановительной активности металла позволяет сделать его положение в ряду напряжений металлов?
19. Как определить термодинамическую возможность осуществления окислительно-восстановительной реакции в растворе в заданном направлении (при стандартных условиях)?
20. Что представляет собой явление пассивации металла? За счет чего она может произойти в агрессивном растворе?
21. Чем отличаются «кислоты-неокислители» и «кислот-окислители»?
22. Особенности взаимодействия металлов с водными растворами щелочей.

### Лабораторная работа №10

## **ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ: ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ, ЭЛЕКТРОЛИЗ**

### Опыт 1. Определение ЭДС гальванического элемента

*Измерение ЭДС гальванического элемента обычно проводят компенсационным методом. Он заключается в том, что в момент измерения разности потенциалов электродов ток, проходящий че-*

рез элемент, близок к нулю. Для этого к исследуемому элементу подводят противо-ЭДС от внешнего источника.

Более простой, но менее точный метод измерения ЭДС заключается в прямом измерении напряжения на клеммах гальванического элемента с помощью вольтметра, имеющего высокое сопротивление. Вследствие высокого сопротивления величина силы тока, протекающего через элемент, незначительна, поэтому разница между ЭДС и напряжением элемента невелика.

Гальванические элементы собирают из двух металлических электродов, помещённых в два отдельных стакана, соединённых электролитическим ключом. Электролитический ключ представляет собой U-образную стеклянную трубку, заполненную насыщенным раствором хлорида калия (рисунок 2).

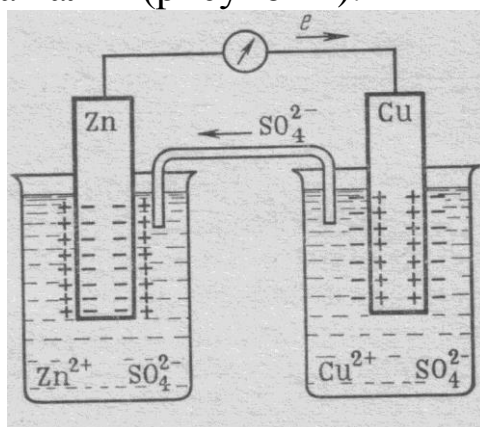


Рисунок 2 – Цинково-медный гальванический элемент

Подготовьте две электродные системы, состоящие из металлов, погружённых в растворы собственных солей. Конкретные металлы выберите по указанию преподавателя. Сосуды для растворов предварительно вымойте водой, ополосните раствором соли соответствующего металла и залейте этот раствор на  $\frac{2}{3}$  их объёма. Металлические стержни или пластинки тщательно вычистите наждачной бумагой, промойте проточной водой под краном и погрузите в сосуды с раствором соли. Проследите, чтобы места спаев металлической пластины с проводником не касались раствора.

Замкните цепь. Запишите показания вольтметра. Запишите уравнения электродных и токообразующих реакций. По уравнению Нернста рассчитайте величины равновесных потенциалов электродов, использованных в элементе. Примите, что активность ионов

равна концентрации. Рассчитайте ЭДС и сравните её с экспериментальным значением. Рассчитайте стандартную ЭДС элемента.

Стандартные электродные потенциалы приведены в приложении.

### Опыт 2. Электролиз водного раствора сульфата натрия с нерастворимыми электродами

Для проведения опыта в U-образную трубку наливают раствор сульфата натрия. К раствору добавить фенолфталеин. В оба колена поместите электроды. Соедините электроды с источником постоянного тока (источником тока может быть гальванический элемент, изучаемый в опыте 1).

Наблюдайте изменение окраски индикатора. В отчёте напишите схему электролиза раствора сульфата натрия. Объясните цвет индикатора.

### Вопросы для самопроверки

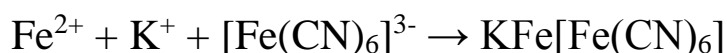
1. Равновесие на границе металл-электролит, образование двойного электрического слоя. Понятие об электродном потенциале металла.
2. Стандартные потенциалы металлических электродов. Водородный электрод.
3. Ряд напряжений металлов. Понятие о восстановительной активности металлов в растворах.
4. Принцип работы гальванического элемента. Катодные и анодные процессы.
5. Зависимость электродного потенциала от концентрации ионов металла и температуры. Уравнение Нернста.
6. Зависимость величины потенциала водородного электрода от рН раствора.
7. Понятие концентрационных гальванических элементов.
8. Электродвижущая сила гальванического элемента. Способы её определения.
9. Сущность электролиза. Электролиз расплавов электролитов.
10. Закономерности протекания электролиза растворов электролитов.

11. Особенность процессов, протекающих при электролизе растворов на растворимом аноде.
12. Составление схем электролиза (катодные и анодные процессы при нерастворимых и растворимых анодах).
13. Законы Фарадея, их использование для количественных расчётов.

Лабораторная работа № 11  
**КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ. МЕТОДЫ ЗАЩИТЫ  
МЕТАЛЛОВ ОТ КОРРОЗИИ**

Опыт 1. Электрохимическая неоднородность поверхности стали

Для проведения опыта зачистите стальную пластинку наждачной бумагой, промойте проточной водой и высушите фильтровальной бумагой. Затем положите на пластинку бумажный фильтр, смоченный ферроксилиндикатором. Ферроксилиндикатор представляет собой водный раствор хлорида натрия, содержащий гексацианоферрат (III) калия –  $K_3[Fe(CN)_6]$  и фенолфталеин. Гексацианоферрат (III) калия является качественным реактивом на ионы  $Fe^{2+}$ , качественным признаком наличия этих ионов является нерастворимого гексацианоферрат (III) калия-железа (II) тёмно-синего цвета, называемого турнбелевая синь.



Через 2-3 минуты опишите изменение цвета фильтровальной бумаги, форму и распределение пятен. Опишите наблюдения, запишите уравнения электродных реакций и схему коррозионного процесса.

Опыт 2. Коррозия железа в контакте с углеродом

Заполните U-образную трубку на  $\frac{1}{2}$  объёма 0,5 М раствором хлорида натрия. Зачистите наждачной бумагой и промойте проточной водой стальные и графитовые стержни. В одно колено трубки поместите стальной стержень и добавьте 3-4 капли раствора  $K_3[Fe(CN)_6]$ , во второе колено погрузите графитовый стержень и добавьте 3-4 капли фенолфталеина.



Замкните внешнюю цепь через милливольтметр и запишите напряжение. Отключите вольтметр, замкните внешнюю цепь и наблюдайте за работой элемента. Как изменяется окраска раствора в катодном и анодном пространствах.

Запишите уравнения катодного и анодного процессов, составьте суммарное уравнение коррозионного процесса и схему коррозионного элемента.

### Опыт 3. Легирование металла

В качестве легирующих добавок к железу применяют никель и хром. В две пробирки налейте на  $\frac{1}{2}$  объёма воды и добавьте 2-4 мл раствора серной кислоты и 2-3 капли раствора  $K_3[Fe(CN)_6]$ . В одну пробирку поместите зачищенную наждачной бумагой и промытую проточной водой стальную пластинку, во вторую пробирку – пластинку из нержавеющей стали (незачищенную).

Отметьте изменение цвета раствора через 5 минут и количество выделяющихся пузырьков газа в единицу времени.

Объясните ваши наблюдения, запишите уравнения анодных и катодных процессов. Приведите схему коррозионного процесса и уравнение суммарной реакции. Объясните причину различного поведения пластинок в растворе кислоты.

### Опыт 4. Анодные и катодные защитные покрытия

В две пробирки налейте на  $\frac{1}{2}$  объёма воды и добавьте 1-2 мл раствора серной кислоты и 2-4 капли раствора  $K_3[Fe(CN)_6]$ . В одну пробирку поместите полоску оцинкованного, а в другую – лужёного железа. Отметьте изменение цвета раствора через 5 минут.

Объясните ваши наблюдения, запишите уравнения анодных и катодных процессов, приведите схемы работы коррозионных элементов и суммарные уравнения процессов коррозии. Укажите, какое из изученных покрытий было анодным, какое – катодным.

Вылейте растворы из пробирок; полоски железа хорошо промойте водой и проделайте опыт с раствором щёлочи. Наблюдения запишите и объясните так же, как в случае с кислым раствором.

### Опыт 5. Протекторная защита металла

#### А. Протекторная защита свинца

В две пробирки налейте на  $\frac{1}{2}$  объёма 0,4 М раствора уксусной кислоты  $CH_3COOH$  и добавьте в каждую несколько капель раство-

ра иодида калия. В одну пробирку поместите полоску свинца, в другую – такую же полоску свинца, но в контакте с цинком. Наблюдайте, в какой из пробирок быстрее появится жёлтое окрашивание.

Объясните наблюдаемые явления. Запишите уравнения анодных и катодных процессов, приведите схемы работы коррозионных элементов и суммарные уравнения процессов коррозии.

### Б. Протекторная защита стали

В две пробирки налейте на  $\frac{1}{2}$  объёма 0,1 М раствора серной кислоты и 2-4 капли раствора  $K_3[Fe(CN)_6]$ . В одну пробирку поместите стальную полоску, в другую – такую же полоску стали, но в контакте с цинком.

Запишите ваши наблюдения и объясните их, написав уравнения анодного и катодного процессов, приведите схемы работы коррозионных элементов и суммарные уравнения процессов коррозии.

### Опыт 6. Влияние ингибитора на скорость коррозии

В две пробирки налейте на  $\frac{1}{2}$  объёма 0,1 М раствора серной кислоты и поместите в каждую пробирку полоску железа или железные стружки. В одну пробирку добавьте уротропин или другой ингибитор.

Наблюдения запишите и объясните. Запишите уравнения анодных и катодных процессов, приведите схемы работы коррозионных элементов и суммарные уравнения процессов коррозии.

## **Вопросы для самопроверки**

1. Понятие коррозии металлов и сплавов.
2. Термодинамические условия протекания коррозии.
3. Основные стадии коррозионного процесса.
4. Виды коррозии: химическая и электрохимическая. Сущность процессов, протекающих при химической (газовой) коррозии. Примеры данного вида коррозии.
5. Особенность электрохимической коррозии и причины, её вызывающие.

6. Коррозионный элемент. Анодный и катодный процессы.
7. Роль внешней среды в протекании электрохимической коррозии. Кислородная и водородная деполяризация.
8. Структурная неоднородность металла, а также деформация изделия как одни из причин электрохимической коррозии.
9. Методы защиты металлов от коррозии. Легирование и нанесение защитных покрытий.
10. Электрохимические способы защиты металлических изделий от коррозии. Протекторный и катодный способы предотвращения разрушения металлов.
11. Изменение состава коррозионной среды как один из способов защиты от коррозии. Ингибиторы коррозии, механизм их действия.

## 2 семестр

### Лабораторная работа №1 **ГАЛОГЕНЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ**

Опыт 1 Окислительные свойства галогенов. В три пробирки внести по 3-5 капель хлорной, бромной, йодной воды. Добавить к хлорной воде несколько капель сероводородной воды до появления мути. К бромной и йодной воде добавить порошок алюминия. Перемешать растворы стеклянной палочкой и отметить обесцвечивание. Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 2 Сравнение окислительных свойств галогенов. В две пробирки отдельно внести по 3-5 капель бромной и йодной воды. Добавить в каждую пробирку по 1-2 кристаллика сульфата железа (II). Что наблюдается? Написать уравнения реакций. В каком случае реакция окисления  $Fe^{2+}$  не протекала? Будет ли хлорная вода окислять  $FeSO_4$ ?

Опыт 3. Восстановительные свойства галогенидов.

а) (Работать под тягой!) В сухую пробирку вносят около 0,5 г кристаллического  $KMnO_4$  и около 0,5 г кристаллического  $KBr$ , до-

бавляют 2 мл 30%-ной серной кислоты и нагревают пробирку пламенем горелки. Наблюдают появление окрашенных паров брома.

б) В три пробирки вносят по 2-4 капли дихромата калия, подкисленного 1-2 каплями 2 н. серной кислотой. Добавляют по 2-3 капли в первую пробирку раствора хлорида натрия, во вторую — столько же бромида натрия, в третью — йодида калия. Растворы перемешивают. В каком случае восстановление дихромата не произошло? Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 4. Качественная реакция на йод. В пробирку наливают раствор крахмала и добавляют несколько капель раствора йода. Наблюдают появление окраски.

Опыт 5. Качественные реакции на ионы галогенидов.

а) Обнаружение и идентификация галогенид-ионов. Нитрат серебра дает с галогенид-ионами ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ) осадки, различающиеся по цвету и по устойчивости при действии веществ, способных связывать  $\text{Ag}^+$  в прочные комплексы, например,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ . В три пробирки наливают по 5-6 капель раствора  $\text{AgNO}_3$ , в одну добавляют раствор  $\text{NaCl}$ , в другую -  $\text{NaBr}$ , в третью -  $\text{KI}$ . Сравнивают цвета выпавших осадков галогенидов серебра. К полученным галогенидам добавляют водный раствор аммиака. Наблюдают, все ли осадки растворяются. Повторяют получение галогенидов серебра и действуют на них раствором тиосульфата натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Объясняют наблюдаемые явления. Для объяснения растворения сопоставить взятые из справочника ПР галогенидов серебра с константами нестойкости соответствующих комплексных ионов серебра.

б) Окисление ионов  $\text{Cl}^-$  до элементарного хлора. Хлороводородная кислота и ее соли в кислой среде являются восстановителями и способны окисляться сильными восстановителями до элементарного хлора:  $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$ . Поместите в пробирку 5 капель раствора, содержащего ионы  $\text{Cl}^-$ , добавьте 5 капель концентрированного раствора  $\text{KMnO}_4$ , 5 капель концентрированной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и нагрейте (под тягой!). При этом наблюдается частичное или полное обесцвечивание раствора  $\text{KMnO}_4$  и выделение газообразного хло-

ра. Для обнаружения выделяющегося хлора поднесите к отверстию пробирки йодкрахмальную бумагу. В присутствии хлора появляется синее окрашивание вследствие выделения элементарного йода:  
 $2\text{KJ} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{I}_2$ .

в) Свойства фторид - иона. Литий - щелочной металл и практически все его соли растворимы (так же как соли  $\text{Na}^+$  и  $\text{K}^+$ ). Образование нерастворимого фторида указывает на особый характер  $\text{HF}$  (слабый электролит!) по сравнению с  $\text{HCl}$  и  $\text{HBr}$  и является характерической реакцией на ион  $\text{Li}^+$ , позволяющей отличать его от ионов  $\text{Na}^+$  и  $\text{K}^+$ . В пробирку набирают 5-6 капель раствора  $\text{NaF}$  и добавляют раствор соли  $\text{Li}^+$ . Наблюдают осаждение малорастворимого фторида лития.

Опыт 6. Свойства соединений с положительными степенями окисления хлора

а) Окислительные свойства  $\text{Cl}^{+1}$ . В пробирку набирают раствор хлорной извести и добавляют раствор  $\text{KI}$ . Наблюдают выделение йода. Повторяют опыт с раствором гипохлорита натрия  $\text{NaClO}$ . Наблюдают выделение йода.

б) Свойства  $\text{Cl}^{+5}$ . В пробирке кипятят раствор  $\text{NaClO}$ . При нагревании происходит диспропорционирование  $\text{NaClO}$  с образованием  $\text{NaCl}$  и  $\text{NaClO}_3$ . К полученному раствору добавляют раствор  $\text{KI}$ . Наблюдают, выделяется ли йод? Сделать вывод об относительной окислительной активности ионов  $\text{ClO}^-$  и  $\text{ClO}_3^-$  в растворе. Полученный раствор, содержащий  $\text{KI}$ , подкисляют серной кислотой. Что наблюдается? Делают вывод об относительной окислительной активности  $\text{NaClO}_3$  и  $\text{HClO}_3$  в растворах. В используемом растворе  $\text{NaClO}$  содержится карбонат натрия, взятый в избытке при синтезе  $\text{NaClO}$ , поэтому при подкислении раствора происходит также выделение  $\text{CO}_2$ .

### Вопросы для самопроверки

1. Опишите положение галогенов в Периодической системе. Какова электронная структура атомов галогенов? Какие степени окисления галогены проявляют в своих соединениях?

2. Как изменяется окислительная активность галогенов по подгруппе?

3. Что такое «вытеснительный ряд галогенов»?

4. Какие свойства проявляют галогенид - ионы? Как изменяется их восстановительная активность по подгруппе?

5. Какова растворимость галогенидов серебра, свинца (II), фторидов лития, меди (II), никеля (II) используя таблицу растворимости и величины ПР.

## Лабораторная работа №2 СЕРА И ЕЕ СОЕДИНЕНИЯ

### Опыт 1. Полиморфизм серы

(Работать под тягой!) В пробирку насыпают порошок серы (около  $\frac{1}{4}$  ее объема). Осторожно и медленно нагревают ее пламенем горелки, пробирку держат специальным держателем. Наблюдают изменение цвета и вязкости серы. Расплавленную серу нагревают до кипения и быстро выливают ее в стакан с холодной водой. При нагревании возможно возгорание серы в пробирке, которое тушат, закрыв чем-либо устье пробирки (приготовить заранее!). Охлажденную серу вынимают из воды и проверяют ее пластичность.

### Опыт 2. Растворение сероводорода в воде

В пробирку с сульфидом железа (II) добавить 2-3 капли концентрированной хлороводородной кислоты. Закрывать пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Выделяющийся сероводород направить в пробирку, на  $\frac{1}{3}$  наполненную нейтральным раствором лакмуса. Отметить и объяснить изменение цвета лакмуса, указав, что собой представляет водный раствор сероводорода. Написать уравнения его диссоциации и выражения констант диссоциации по всем ступеням. Выписать их числовые значения из справочника.

### Опыт 3. Восстановительные свойства сероводорода

В две пробирки внести следующие раствор: в первую - 5 капель перманганата калия и 2 капли 2н. серной кислоты, во вторую -

столько же дихромата калия и той же кислоты. В каждую из пробирок добавлять по каплям сероводородную воду до изменения окраски каждого раствора и его помутнения вследствие выделения серы. Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 4. Качественные реакции иона  $S^{2-}$  и сероводородной кислоты. (Все работы с сульфидом натрия вести только под тягой!).

а) Свойства сульфидов тяжелых металлов. Нитрат серебра дает с  $S^{2-}$  черный осадок  $Ag_2S$ . Осадок нерастворим в  $NH_4OH$ , но растворяется при нагревании в разбавленной  $HNO_3$ . Соли кадмия ( $Cd^{2+}$ ) дают с  $S^{2-}$  характерный ярко-желтый осадок  $CdS$ , соли свинца (II) - черный осадок  $PbS$ . Реакция чувствительная, ее применяют для обнаружения сероводорода по почернению бумаги, смоченной раствором ацетата свинца  $Pb(CH_3COO)_2$  или  $Na_2PbO_2$ , который получается при действии избытка  $NaOH$  на раствор соли свинца. В 6 пробирок набирают по 5-6 капель 0,1 н. растворов солей меди (II), бария, цинка, кадмия, сурьмы (III) и свинца (II). Добавляют столько же 0,1 н. раствора сульфида натрия. Отмечают, во всех ли пробирках выделяются осадки и каков их цвет.

б) Гидролиз сульфида натрия. В пробирку набирают 5-6 капель раствора сульфида натрия. Осторожно нюхают раствор; какой запах ощущается? С помощью индикаторной бумаги определяют рН раствора сульфида натрия. О чем это говорит? Добавляют в пробирку такой же объем разбавленной серной кислоты и подносят полоску фильтровальной бумаги, смоченной раствором свинца (II), как описано выше. Объясняют наблюдаемое явление. Привести уравнения гидролиза сульфида натрия по обеим ступеням в молекулярной и ионной форме. Рассчитать константы гидролиза по первой и второй ступеням.

в) Восстановительные свойства соединений  $S^{2-}$ . В три пробирки набирают по 5-6 капель раствора сульфида натрия и столько же разбавленной серной кислоты. В одну пробирку добавляют 5 капель раствора перманганата калия, в другую – 5 капель раствора бихромата калия, в третью — 5 капель раствора хлорида железа (III). В четвертую пробирку набирают 5-6 капель раствора сульфи-

да натрия и добавляют хлорную воду. Объясняют, что происходит. Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 5. Полисульфид натрия и его свойства (опыт проводится под тягой)

В микро стаканчик с концентрированным раствором сульфида натрия (8-10 мл) внести немного мелко растертой серы, предварительно смоченной спиртом, и осторожно кипятить, нагревая маленьким пламенем горелки, до изменения окраски раствора. Отделить раствор полученного полисульфида натрия от не прореагировавшей серы. 5-6 капель прозрачного раствора перенести пипеткой в чистую пробирку. К раствору добавляем по каплям 2н. хлороводородной кислоты до кислой реакции (проба лакмусовой бумажкой). Через некоторое время отметить появление серы в коллоидном состоянии. Написать графические формулы сульфида и простейшего полисульфида. Описать наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций получения полисульфида натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2$  и его разрушения в кислой среде (реакция диспропорционирования)

Опыт 6. Неустойчивость сернистой кислоты. К нескольким кристаллам сульфита натрия добавляют 5-6 капель разбавленной серной кислоты и осторожно нюхают раствор. О каком свойстве сернистой кислоты свидетельствуют эти наблюдения. Привести уравнения протекающих реакций.

Опыт 7. Восстановительные свойства  $\text{SO}_3^{2-}$  иона. В пробирку, содержащую 5-6 капель перманганата калия и 3-4 капли 2н. хлороводородной кислоты, прибавить несколько кристалликов сульфита натрия. Описать наблюдаемое явление. В какой ион перешел ион  $\text{SO}_3^{2-}$ ? Написать уравнения соответствующей реакции.

Опыт 8. Гидратация концентрированной серной кислоты. В пробирку набирают 5-6 капель дистиллированной воды и по каплям добавляют концентрированную серную кислоту. Раствор в пробирке сильно нагревается, на основании чего объясняют правило: при смешивании концентрированной серной кислоты с водой всегда следует наливать кислоту в воду (а не наоборот!).

Опыт 9. Обугливающее действие на целлюлозу концентрированной серной кислоты. В пробирку набирают 5-6 капель концен-



трированной серной кислоты и опускают лучинку, ватку или полоску фильтровальной бумаги в кислоту. Объясняют наблюдаемые явления.

Опыт 10. Качественная реакция на анион  $\text{SO}_4^{2-}$

Ион  $\text{Ba}^{2+}$  образует с  $\text{SO}_4^{2-}$  белый осадок  $\text{BaSO}_4$ . Он нерастворим в кислотах. Этим  $\text{BaSO}_4$  отличается от солей всех других анионов, чем пользуются для обнаружения  $\text{SO}_4^{2-}$ . Поместите в пробирку 2-3 капли исследуемого раствора, 2-3 капли 6 н. раствора  $\text{HCl}$  и затем 1-2 капли раствора  $\text{BaCl}_2$ . В присутствии иона  $\text{SO}_4^{2-}$  мгновенно образуется белый кристаллический осадок  $\text{BaSO}_4$ .

Опыт 11. Неустойчивость тиосерной кислоты. В пробирку набирают 5-6 капель раствора тиосульфата натрия ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ) и столько же разбавленной хлороводородной кислоты. Объясняют наблюдаемое явление.

Опыт 12. Гидролиз тиосульфата натрия. В пробирку набирают 5-6 капель раствора тиосульфата натрия и вносят 1-2 капли фенолфталеина. Объясняют наблюдаемое явление.

Опыт 13. Восстановительные свойства тиосульфат -иона. В три пробирки вносят по 5-6 капель раствора тиосульфата натрия. В одну пробирку добавляют в равном объеме раствор йода, в другую - 1-2 капли хлорной воды, в третью - избыток хлорной воды. Объясняют наблюдаемые явления. Приведите структурную формулу тиосульфата натрия с указанием степеней окисления элементов. Написать уравнение реакции.

### Вопросы для самопроверки

1. Каково положение серы в периодической системе элементов?
2. Каково электронное строение атома серы?
3. Каковы аллотропные модификации серы и как изменяется ее молекулярное состояние в расплаве при повышении температуры?
4. Какие степени окисления проявляет сера в своих соединениях?
5. Какова растворимость сульфидов натрия, меди (II), бария, цинка, кадмия, сурьмы (III), свинца (II)?
6. Как ведет себя соль сульфид натрия в водном растворе? Как ведет себя сульфид натрия в ОВР?

7. Опишите аналогично свойства соли сульфита натрия.
8. Каковы особенности свойств концентрированной серной кислоты?
9. Что такое «тиосоединения»? Напишите структурную формулу тиосульфата натрия и предскажите его поведение в ОВР.

### Лабораторная работа №3 СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ АЗОТА, ФОСФОРА

#### Опыт 1. Качественные реакции на ион $\text{NH}_4^+$

а) Щелочи NaOH, KOH выделяют из растворов солей аммония при нагревании газообразный аммиак:  $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ . Поместите в пробирку 2-3 капли раствора соли аммония, добавьте несколько капель раствора сильного основания (NaOH, KOH) и подогрейте содержимое пробирки. Выделяющийся аммиак можно обнаружить по запаху, по изменению окраски индикаторной бумажки, смоченной дистиллированной водой. При этом бумажку следует держать над пробиркой, не касаясь стекла во избежание попадания на нее щелочи.

б) Действие реактива Несслера (раствор  $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$  в KOH). Реактив Несслера образует с растворами солей аммония характерный красно-бурый осадок.  $\text{NH}_4^+ + 2(\text{HgI}_4)^{2-} + 4\text{OH}^- = [\text{HgO} \cdot \text{HgNH}_2\text{I}] \downarrow + 7\text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$ . Очень малые количества (следы) солей аммония вместо красно-бурого осадка дают желто-оранжевое окрашивание. Прибавьте к капле разбавленного раствора соли аммония 1-2 капли раствора реактива Несслера (реактив Несслера берут в избытке по отношению к соли аммония, так как в избытке соли аммония осадок растворим). Наблюдайте выпадение осадка.

#### Опыт 2. Окислительные свойства азотной кислоты

а) Действие на металлы. В две пробирки с медной стружкой и цинковыми гранулами добавляют по 5-6 капель концентрированной азотной кислоты. Пробирку с медью нагревают (для инициирования реакции). Отмечают окраску выделяющихся газов.

б) Окисление серы. В фарфоровую чашку вносят немного порошкообразной серы и добавляют 5-6 капель концентрированной

азотной кислоты. Смесь кипятят на водяной бане 7-10 мин, добавляя немного азотную кислоту по мере ее разложения. По окончании реакции тигель охлаждают и его содержимое разбавляют водой. По реакции с  $\text{BaCl}_2$  доказывают наличие в растворе сульфат-ионов.

Опыт 3 Сравнение окислительной способности нитритов и нитратов. В две пробирки набирают по 5-6 капель раствора иодида калия. В одну пробирку добавляют столько же раствора  $\text{NaNO}_2$ , в другую -  $\text{NaNO}_3$ . Наблюдают, изменилась ли окраска растворов. Затем добавляют в пробирки 1-2 капли концентрированной серной кислоты. Объясняют наблюдаемое явление.

Опыт 4. Качественная реакция на ион  $\text{NO}_3^-$ .

Все соли азотной кислоты растворимы в воде, поэтому для обнаружения  $\text{NO}_3^-$  применяются вызываемые им реакции окисления. На чистое сухое часовое стекло помещают 4-5 капель раствора дифениламина  $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$ , 5 капель концентрированной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и 2 капли анализируемого раствора. В присутствии  $\text{NO}_3^-$  появляется интенсивная синяя окраска, вызываемая продуктами окисления дифениламина.

Опыт 5 Термическое разложение нитратов

а) Разложение нитрата калия. В пробирку поместить кристаллик нитрата калия. Пробирку нагреть на пламени горелки до расплавления соли и начала выделения пузырьков газа. Внести в пробирку тлеющую лучину. Какой газ выделяется? Доказать образование нитрита калия при разложении нитрата. Для этого в двух пробирках растворить твердый остаток плава. В одну пробирку добавить подкисленный раствор иодида калия, в другую - подкисленный раствор перманганата калия. Отметить изменение окраски растворов в каждом из случаев. Аналогичные опыты провести с нитратом калия. Написать уравнения протекающих процессов.

б) Разложение нитрата меди. В пробирку поместить микрошпатель сухой соли нитрата меди. Пробирку осторожно нагреть. Наблюдать окраску выделяющихся газов. Какой газ выделяется кроме кислорода? Написать уравнение соответствующей реакции.

в) Разложение нитрата серебра. В пробирку поместить несколько кристалликов нитрата серебра. Пробирку нагреть. Наблюдать окраску выделяющихся газов. Какой газ выделяется кроме кислорода? Написать уравнение соответствующей реакции, учитывая, что кроме газов образуется металлическое серебро.

Опыт 6. Ортофосфаты некоторых металлов.

а) получение гидрофосфата кальция. В пробирку внести по 4-5 капель раствора хлорида кальция и гидрофосфата натрия  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ . Отметить цвет выпавшего осадка. Написать уравнение в молекулярном и ионном видах.

б) Осаждение фосфата железа и алюминия в присутствии ацетата натрия. В две пробирки внести по 3-4 капли растворов солей: в первую - хлорида железа (III); во вторую - хлорида или сульфата алюминия. Добавить в каждую из пробирок по 2-3 капли растворов ацетата натрия и гидрофосфата натрия. Отметить цвет выпавших осадков. В данном случае образуются средние фосфаты, не растворимые в уксусной кислоте. Написать уравнения в молекулярной и ионной формах.

Опыт 7. Гидролиз ортофосфата натрия. В три пробирки внести по 5-6 капель раствора нейтрального лакмуса. Одну пробирку оставить как контрольную, во вторую добавить 3-4 кристалла фосфата натрия, в третью - столько же дигидрофосфата натрия. Содержимое пробирки перемешать до растворения соли. Отметить изменение цвета раствора лакмуса по сравнению с контрольной пробиркой. На увеличение каких ионов указывает изменение окраски лакмуса при растворении фосфата и дигидрофосфата? Написать уравнение первой ступени гидролиза фосфата натрия в молекулярном и ионном видах. Кислотность раствора  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  обусловлено тем, что из двух реакций: 1)  $\text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$  2)  $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{OH}^-$ , первая протекает интенсивнее, чем гидролиз этого иона, так как сопровождается образованием более слабого электролита  $\text{HPO}_4^{2-}$  по сравнению с  $\text{H}_3\text{PO}_4$  ( $K_{\text{дисс.}} \text{HPO}_4^{2-} = 4,5 \cdot 10^{-12}$ ;  $K(1)\text{H}_3\text{PO}_4 = 7,9 \cdot 10^{-3}$ ).

Опыт 10. Гидроксиды сурьмы (III) и висмута (III) и их свойства. В две пробирки внести по 3-4 капли раствора соли сурьмы, в

две другие - соли висмута. Во все пробирки прибавить 2н. раствор щелочи до выпадения осадков. В одну пробирку с осадком гидроксида сурьмы добавить несколько капель 2н. раствора HCl, в другую - щелочи. Наблюдать растворение осадков в обоих случаях. Прodelать аналогичные опыты с гидроксидом висмута, заменив HCl на HNO<sub>3</sub>. В обоих ли случаях растворился осадок? Написать уравнения реакций в ионном и молекулярном виде, учитывая, что в избытке щелочи гидроксид сурьмы образует ион [Sb(OH)<sub>6</sub>]<sup>3-</sup>. Сделать вывод о свойствах данных гидроксидов.

Опыт 11. Действие перманганата калия на хлорид сурьмы(III) и нитрат висмута (III). В две пробирки поместить по 2-3 капли перманганата калия и 2н. раствора хлороводородной кислоты. В одну из пробирок добавить 3-5 капель раствора хлорида сурьмы, в другую - столько же раствора нитрата висмута. В какой пробирке происходит обесцвечивание перманганата калия? Написать уравнение соответствующей реакции.

### Вопросы для самопроверки

1. Какова электронная структура атомов азота, фосфора, мышьяка, сурьмы, висмута? В какой степени окисления наиболее устойчив фосфор?
2. Какие электронные орбитали атома азота могут участвовать в образовании химических реакций?
3. Каков характер химической связи в молекуле N<sub>2</sub>? Как объяснить химическую инертность свободного азота?
4. Аллотропические модификации фосфора, их свойства.
5. Назовите характерные степени окисления азота в соединениях? Приведите примеры. Для какого элемента этой группы не характерна степень окисления +5, какие свойства проявляют соединения этого элемента в этой степени окисления?
6. Какие типы химических реакций характерны для аммиака? Приведите примеры.
7. Чьим аналогом является водородное соединение фосфора? Как отличается по активности? Его свойства.
8. Каковы свойства нитридов? Как они классифицируются?

9. Перечислите оксиды азота и фосфора. Какие из них являются кислотными оксидами? Какие кислоты им соответствуют?
10. Каковы свойства азотистой кислоты и ее солей? Каковы свойства фосфористой кислоты и ее солей?
11. Каковы свойства азотной кислоты и ее солей?
12. Фосфорная кислота: полимерные формы, основность, сила кислоты, свойства в ОВР, её соли.
13. Как взаимодействует висмут с соляной и разбавленной серной кислотой?
14. Как изменяется устойчивость и восстановительные свойства в ряду  $\text{NH}_3\text{-PH}_3\text{-AsH}_3\text{-SbH}_3\text{-BiH}_3$ .
15. Как изменяются кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства в ряду трех и пяти валентных оксидов и гидроксидов элементов V группы?

#### Лабораторная работа №4

### СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ УГЛЕРОДА И КРЕМНИЯ

Опыт 1. Адсорбционная способность активного угля. В конические колбы наливают по 50 мл воды и по несколько капель растворов лакмуса, фуксина или чернил для авторучек. Приготовленные растворы пропускают через заполненную активированным углем колонку. Наблюдают обесцвечивание растворов.

Опыт 2. Восстановление углем оксида меди. Н лист фильтровальной бумаги смешать один объем порошка оксида меди с двумя объемами порошка углы. Приготовленную смесь поместить в пробирку и нагревать на сильном пламени горелки 10-15 минут, наблюдая сильное раскаливание смеси. После охлаждения пробирки высыпать её содержимое на лист белой бумаги. Отметить цвет полученного продукта. Написать уравнение реакции.

Опыт 3. Восстановление углем серной кислоты В пробирку поместить 2-3 капли концентрированной серной кислоты и маленький кусочек угля. Пробирку осторожно нагреть на маленьком пламени горелки. Наблюдать выделение газа. По запаху определить один из выделяющихся газов. Написать уравнение реакции, учитывая, что углерод окисляется до углекислого газа.

Опыт 4. Взаимодействие  $\text{CO}_2$  с водой и раствором щелочи. В одну пробирку наливают воду, в другую - 5%-ный раствор  $\text{NaOH}$ . Добавляют по 2-3 капли: к воде - раствор синего лакмуса, к  $\text{NaOH}$  - раствор фенолфталеина. Через растворы в пробирках пропускают диоксид углерода.

Опыт 5 Получение карбонатов щелочноземельных металлов и их растворение в воде. В пробирки набирают по 5-6 капель водных растворов солей:  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ : и прибавляют к ним по столько же раствора  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Наблюдают осаждение веществ и отмечают окраску полученных осадков карбонатов. К полученным осадкам добавить по одной капле уксусной кислоты. Что наблюдается? Написать уравнения соответствующих реакций в ионном и молекулярном виде.

Опыт 6. Получение нерастворимых гидроксокарбонатов. В пробирки набирают по 5-6 капель водных растворов солей:  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$  и прибавляют к ним по столько же раствора  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Наблюдают осаждение веществ и отмечают окраску полученных осадков гидроксокарбонатов. Написать уравнения соответствующих реакций в ионном и молекулярном виде.

Опыт 7. Гидролиз карбоната и гидрокарбоната натрия. В две пробирки внести по 3-4 капли нейтрального лакмуса. В одну из пробирок добавить 1-2 капли раствора карбоната натрия, в другую - такое же количество раствора гидрокарбоната натрия. Отметить различие в окраске лакмуса. Написать уравнение в ионном и молекулярном виде по каждой ступени гидролиза. В каком случае гидролиз протекает слабее? Почему?

Опыт 8. Влияние иона  $\text{CO}_3^{2-}$  на гидролиз некоторых солей. К растворам солей железа (III) и олова (II) добавить по 3-5 капель раствора карбоната натрия. Отметить выделение газа и образование гидроксидов соответствующих металлов. Написать уравнения соответствующих реакций гидролиза указанных солей при добавлении к ним карбоната натрия. Почему гидролиз идет практически до конца?

Опыт 9. Получение кремневой кислоты. (Работать под тягой!). В пробирку наливают 3 мл конц.  $\text{HCl}$ , 3 мл 10%-го раствора силиката натрия (растворимого стекла) и перемешивают стеклянной па-

лочкой. Получается коллоидный раствор — золь кремневой кислоты. Содержимое пробирки нагревают, при этом происходит коагуляция золя и выделяется студенистый осадок геля кремневой кислоты.

Опыт 10. Выщелачивание стекла. В ступку вносят несколько небольших кусочков стекла, немного воды, тщательно растирают стекло в порошок (работать в защитных очках!) и переносят всю массу в пробирку. Добавляют несколько капель фенолфталеина. Наблюдают изменение окраски индикатора.

Опыт 11. Получение малорастворимых солей кремневой кислоты. В 4 пробирки внести по 3-5 капель растворов солей: в первую - хлорида кальция, во - вторую - нитрата кобальта, в третью - ацетата свинца, в четвертую - сульфата меди. Добавить в каждую пробирку по 2-3 капли раствора силиката натрия. Отметить цвет осадка. Написать уравнения соответствующих реакций.

### Вопросы для самопроверки

1. Опишите положение углерода и кремния в периодической системе элементов и электронную структуру их атомов?
2. Какова валентность атома углерода в соединениях? Какие степени окисления он проявляет в соединениях?
3. Каковы модификации углерода и кремния? Опишите их свойства.
4. Какова классификация карбидов? Укажите их основные свойства.
5. Назовите оксиды углерода, опишите их свойства.
6. Какова формула угольной кислоты, как она диссоциирует в водных растворах, каковы свойства карбонатов и гидрокарбонатов?
7. Опишите свойства кремниевой кислоты. Какова ее растворимость?
8. Опишите поведение олова и свинца в агрессивных средах.
9. Укажите возможные степени окисления олова и свинца, их относительную устойчивость.
10. Опишите кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства олова и свинца.



Лабораторная работа №5  
**СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ МАРГАНЦА, ХРОМА**

Опыт 1. Получение и свойства гидроксида марганца (II). В пробирку набирают 5-6 капель раствора соли  $Mn^{2+}$ , добавляют раствор щелочи и взбалтывают. Наблюдают выделение осадка и изменение его окраски вследствие окисления кислородом воздуха. Испытывают отношение осадка гидроксида к кислотам и растворам щелочей. Написать уравнения реакций получения гидроксида марганца (II), его окисления кислородом воздуха до  $Mn(OH)_2$ , его взаимодействия с серной кислотой.

Опыт 2. Получение некоторых малорастворимых солей марганца (II). В трех пробирках получить: а) хромат марганца; б) карбонат марганца; в) сульфид марганца взаимодействием хромата калия, карбоната натрия, сульфида аммония и сульфатом марганца (II). Отметить цвета осадков. Раствор сульфида марганца размешать стеклянной палочкой. Отметить изменение цвета осадка. Добавить к каждому осадку 2-4 капли 2н. раствора кислоты.

Опыт 3. Разложение перманганата калия при нагревании. Поместить 3-4 кристаллика перманганата калия в пробирку, укрепить ее в штативе горизонтально и нагревать небольшим пламенем горелки до полного разложения перманганата на диоксид марганца, манганат калия и кислород. (Выделение кислорода и полноту разложения перманганата установить с помощью тлеющей лучинки). После охлаждения пробирки к сухому остатку добавить 5-6 капель воды. Отметить цвет полученного раствора. Какое вещество находится в растворе? Какое в осадке?

Опыт 4. Окисление перманганатом калия сульфата марганца (II). В пробирку внести 3-4 капли раствора перманганата калия и столько же раствора сульфата марганца (II). Отметить исчезновение окраски и образование бурого осадка. Опустить в пробирку синюю лакмусовую бумажку. Какая среда в полученном растворе? Написать уравнение реакции.

Опыт 5. Окисление перманганатом калия спирта в кислой и щелочной среде. В две пробирки внести по 2-3 капли раствора

перманганата калия. В одну пробирку добавить 2 капли 2н. раствора серной кислоты, в другую - столько же 2н. раствора щелочи. В обе пробирки добавить 3 капли этилового спирта. Раствор подогреть на маленьком пламени горелки. Отметить изменение цвета раствора в первой пробирке и постепенное восстановление перманганата сначала до манганата, а затем до диоксида марганца во второй. Как изменилась степень окисления марганца? Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 6. Получение солей хрома (II). В пробирку набирают 10-12 капель раствора соли  $\text{Cr}^{3+}$  и добавляют столько же концентрированной  $\text{HCl}$ . В раствор вносят гранулу цинка и наблюдают изменение окраски раствора.

Опыт 7. Свойства солей хрома (II). Полученный в опыте 6 раствор соли хрома (II) делят на две части. К одной части добавляют концентрированный водный раствор аммиака, к другой части приливают концентрированный раствор ацетата натрия. Наблюдают изменение окраски.

Опыт 8. Свойства оксида хрома (III). Разделить полученный оксид на 2 части, поместить в фарфоровые тигельки. В один из них добавить равный объем пиросульфата калия  $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$ , во второй - равный объем карбоната натрия и сплавить полученный смеси. Охладить продукты сплавления, перенести в пробирки и растворить в малом количестве воды. Отметить цвет растворов в двух пробирках. Написать уравнения соответствующих реакций сплавления.

Опыт 9. Гидролиз солей хрома (III). В три пробирки налить раствор сульфата хрома (III). В первую пробирку добавить раствор лакмуса. Как изменился цвет индикатора. Написать уравнение гидролиза в ионной и молекулярной формах. Во вторую пробирку прибавить раствор карбоната натрия до образования осадка  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ . Отметить выделение газа. Написать уравнение совместного гидролиза в ионном и молекулярном видах. В третью пробирку добавить избыток щелочи. Полученный раствор хромита нагреть на водяной бане до выпадения осадка гидроксида хрома (III). Написать уравнение соответствующих реакций.

Опыт 10. Восстановительные свойства солей хрома (III). Хром образует два ряда устойчивых солей — соли хрома (III) и соли хрома (VI). Растворы солей хрома (III) имеют зеленую или фиолетовую окраску. При действии окислителей хром (III) переходит в хром (VI), образующий анионы  $\text{CrO}_4^{2-}$  (хромат-ионы, желтая окраска) или  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  (бихромат-ионы, оранжевая окраска). Окисление в щелочной среде приводит к образованию хромат-ионов  $\text{CrO}_4^{2-}$ , в кислой среде — бихромат-ионов  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ . Окисление в щелочной среде проводят пероксидом водорода. В щелочной среде хром (III) находится в виде хромитов:  $2\text{CrO}_2^- + 3\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$ .

К 2-3 каплям раствора соли хрома (III) прибавляют 4-5 капель 2 н. раствора NaOH, 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода и нагревают несколько минут до тех пор, пока зеленая окраска раствора перейдет в желтую (присущую хромат-иону  $\text{CrO}_4^{2-}$ ). Для подтверждения образования иона  $\text{CrO}_4^{2-}$  к полученному раствору добавьте соль свинца. Если имеется хромат ион образуется желтый осадок хромата свинца. Объяснить, почему окисление соединений хрома (III) проводят в щелочной среде. Возможно ли самопроизвольное протекание этих реакций в кислой среде? Написать уравнение соответствующего процесса.

Опыт 11. Переход дихромата калия в хромат и обратно. К раствору дихромата калия (3-4 капли) прибавляют по каплям 2 н. раствор NaOH до изменения окраски. Полученный раствор подкислить раствором 2 н. серной кислоты. Наблюдать изменение окраски. Записать реакцию равновесия хромат/дихромат и объяснить влияние среды на это равновесие.

### Вопросы для самопроверки

1. К какому электронному семейству относятся марганец?
2. Какова электронная структура атома марганца?
3. Какие степени окисления он проявляют в соединениях?
4. Каковы общие правила изменения кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов при повышении степени окисления атома? Продемонстрируйте на примере марганца. Укажите амфотерные оксиды и гидроксиды.

5. Какие формы существования марганца стабильны в средах кислот, щелочей и нейтральной? Какие продукты дает перманганат-ион при восстановлении в разных средах?

6. К какому электронному семейству относятся хром? Какова электронная структура атома хрома?

7. Какие степени окисления он проявляют в соединениях? В какой степени окисления хром не образует устойчивых соединений?

8. Каковы катионная и анионная формы существования хрома (III) в растворах? Каковы условия преимущественного существования той или другой формы?

9. Каковы общие правила изменения кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов при повышении степени окисления атома? Продемонстрируйте на примере хрома.

10. Запишите хромат - дихроматное равновесие. Каковы условия перехода хромата в дихромат и обратно?

### Лабораторная работа №6

## СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТОВ П/Г ЖЕЛЕЗА, МЕДИ, ЦИНКА

Опыт 1. Получение гидроксида меди (II) и исследование его свойства

а) Внести в пробирку по 3-4 капли раствора сульфата меди (II) и 2н. раствора щелочи. Отметить цвет выпавшего осадка гидроксида меди (II). Осторожно нагреть пробирку с полученным осадком. Как изменяется цвет осадка при превращении гидроксида меди (II) в оксид? Написать уравнения реакций образования гидроксида меди (II) и его разложения.

б) Получить в двух пробирках гидроксид меди (II). К полученным осадкам прибавить в одну пробирку 5-6 капель 2н. раствора серной кислоты, в другую - столько же 2н. раствора щелочи. В каком случае происходит растворение осадка? Какой вывод можно сделать из этого опыта о свойствах гидроксида меди (II)? В избытке концентрированного раствора щелочи гидроксид меди (II) растворяется с образованием купратов типа  $K_2[Cu(OH)_4]$ . Однако последние весьма неустойчивы и при разбавлении раствора разлага-

ются с выделением  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . Это показывает, что кислотные свойства гидроксида меди (II) выражены чрезвычайно слабо.

Опыт 2. Получение малорастворимых солей меди (II)

а) сульфида меди (II) В пробирку с раствором сульфата меди (2- 3 капли) прибавить столько же сероводородной воды. Отметить цвет выпавшего осадка сульфида меди (II). Написать уравнения его образования в ионном и молекулярном видах.

б) основного карбоната меди (II) В пробирку с раствором сульфата меди (II) (2-3 капли) прибавить такое же количество раствора соды. Наблюдать выпадение зеленого осадка гидроксокарбоната меди  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ . Почему при взаимодействии солей меди с раствором соды выпадает не средний карбонат меди? Написать уравнение реакции взаимодействия сульфата меди (II) с содой при участии воды.

Опыт 3. Получение иодида меди (I)

Внести в пробирку по 3 капли растворов сульфата меди (II) и иодида калия. Отметить образование осадка и окрашивание содержимого пробирки в желтый цвет. Доказать с помощью крахмала, что желтая окраска обусловлена выделением свободного йода. Для определения цвета выпавшего осадка иодида меди (I) необходимо свободный йод, маскирующий своей окраской цвет осадка, перевести в бесцветный ион. Для этого прибавить в пробирку несколько капель сульфита натрия до исчезновения желтой окраски. Осадок сохранить для опыта 4. Каков цвет иодида меди (I)? Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 4. Комплексные соединения меди

а) комплексный тиосульфат меди (I)

В пробирку с осадком иодида меди (I), полученном в опыте 3, прибавить несколько капель раствора тиосульфата натрия. Наблюдать полное растворение осадка, происходящее вследствие образования хорошо растворимого комплексного тиосульфата меди (I). Написать уравнение протекающей реакции, учитывая, что ионы  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  являются монодентатными лигандами, координационное число  $\text{Cu}^{2+}$  равно 2.

б) амминокомплекс меди (II)

В пробирку с раствором сульфата меди (II) (2-3 капли) прибавить по каплям раствор аммиака до полного растворения осадка основной соли  $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ , выпавшего при добавлении первых капель раствора аммиака. Отметить окраску исходного раствора сульфата меди и раствора, получившегося после растворения осадка. Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 5. Получение оксида серебра. В пробирку с раствором нитрата серебра (3-4 капли) прибавить несколько капель 2н. раствора гидроксида натрия до выпадения осадка оксида серебра. Какое заключение о прочности гидроксида серебра можно сделать на основании опыта? Написать уравнения реакций образования гидроксида серебра и его распада.

Опыт 6. Получение гидроксида железа (II) и его свойства

В солях железа (II) вследствие частичного окисления на воздухе всегда присутствует железо (III). Поэтому во всех опытах по изучению свойств железа (II) берут наиболее устойчивую двойную соль Мора  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Почему соль Мора более устойчива, чем сульфат железа (II)? Почему раствор соли Мора должен быть свежеприготовленным? В пробирку с 3-4 каплями соли Мора прилить 2н. раствор щелочи до выпадения зеленоватого осадка гидроксида железа (II). Перемешать палочкой и наблюдать через 1-2 минуты побурение осадка вследствие его окисления в гидроксид железа (III). Проверить как взаимодействует свежеполученный гидроксид железа (II) с 2н. растворами  $\text{HCl}$  и  $\text{KOH}$ . Сделать выводы о свойствах гидроксида железа (II). Написать уравнения соответствующих реакций в ионном и молекулярном видах. В уравнениях вместо соли Мора можно пользоваться формулой сульфата железа, т.к. двойная соль Мора практически полностью диссоциирует на ионы при растворении в воде на все составляющие её ионы.

Опыт 7. Действие на соли железа (II) гексацианоферрата (III) калия

Данная реакция является качественной реакцией на ион  $\text{Fe}^{2+}$ . К раствору соли Мора добавить небольшое количество раствора гексацианоферрата (III) калия (красной кровяной соли  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ). Отметить цвет образовавшегося осадка (турнбулева

синь), указать химическое название и формулу полученного вещества. Написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

Опыт 8. Действие на соли железа (III) гексацианоферрата (II) калия

Данная реакция является качественной реакцией на ион  $\text{Fe}^{3+}$ . К раствору хлорида железа (III) добавить небольшое количество раствора гексацианоферрата (II) калия (желтой кровяной соли  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ). Отметить цвет образовавшегося осадка (берлинская лазурь), указать химическое название и формулу полученного вещества. Написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

Опыт 9. Получение гидроксида железа (III) и его свойства

До сих пор существование  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  не доказано экспериментально. Формулу гидроксида железа (III) правильнее записывать в виде  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ . часть этого осадка, по-видимому, представляет собой  $\text{FeOOH}$ . Несмотря на отсутствие взаимодействия со щелочами при обычных условиях гидроксид железа (III) слабо амфотерен. Кислотные свойства он проявляет только при сплавлении со щелочами или карбонатами щелочных металлов. При этом образуются соли железистой кислоты - ферриты. Водой они полностью гидролизуются. В две пробирки внести по 5-6 капель раствора хлорида железа(III) и добавить по 3-4 капли 2н. раствора щелочи. Что наблюдается? В одну пробирку добавить разбавленной кислоты до растворения осадка, во второй проверить растворимость осадка в щелочи. Написать уравнения реакций: 1) взаимодействия хлорида железа (III) с раствором щелочи с образованием  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . 2) растворение гидроксида железа в кислоте.

Опыт 10. Гидролиз солей железа

а) сульфата железа (II) Поместить в пробирку раствор нейтрального лакмуса и добавить микрошпатель соли Мора. Размешать стеклянной палочкой. Установить по цвету лакмуса реакцию среды в полученном растворе. Написать уравнение реакции гидролиза.

б) хлорида железа (III). Поместить в пробирку раствор нейтрального лакмуса и добавить микрошпатель хлорида железа (III). Размешать стеклянной палочкой. Установить по цвету лакму-

са реакцию среды в полученном растворе. Написать уравнение реакции гидролиза.

в) хлорида железа (III) в присутствии соды. Поместить в пробирку 3-4 капли раствора хлорида железа (III) и прибавить по каплям раствор соды. Отметить выпадение в осадок гидроксида  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции.

Опыт 11. Комплексные соединения железа. а) комплексного фторида железа (III) В пробирку с 3-4 каплями раствора  $\text{FeCl}_3$  добавить 1 каплю 0,01н. раствора роданида аммония и 2 капли 2н. раствора фтороводородной кислоты. Что наблюдается? Учитывая, что комплексный ион  $[\text{FeF}_6]^{3-}$  бесцветен, объяснить наблюдаемое явление и написать уравнения соответствующих реакций.

### Вопросы для самопроверки

1. Указать положение меди и серебра в периодической системе элементов. Какова электронная конфигурация их атомов?
2. Почему восстановительные свойства у меди и серебра выражены слабее, чем у щелочных металлов?
3. Какие степени окисления они проявляют в соединениях?
4. Каковы кислотно-основные свойства их оксидов и гидроксидов?
5. Охарактеризуйте склонность меди и серебра к комплексообразованию.
6. Описать отношение меди и серебра к воде, растворам щелочей, кислотам окислителям и кислотам не окислителям.
7. Указать положение цинка и кадмия в периодической системе элементов. Какой из этих элементов обладает наиболее выраженными металлическими свойствами? Почему?
8. Какие степени окисления они проявляют в соединениях?
9. Каковы кислотно-основные свойства их оксидов и гидроксидов?
10. Охарактеризуйте склонность цинка и кадмия к комплексообразованию.
11. Описать отношение цинка и кадмия к воде, растворам щелочей, кислотам окислителям и кислотам не окислителям



12. Какие элементы входят в подгруппу железа? Почему эти элементы объединены в одну подгруппу.

13. Охарактеризовать положение элементов подгруппы железа в периодической системе элементов. Какова их электронная конфигурация? Какие степени окисления могут проявлять эти элементы в своих соединениях?

14. Как ведут себя элементы подгруппы железа в агрессивных средах (вода, растворы кислот и щелочей)?

15. Какой из ионов  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$  обладает более сильными восстановительными свойствами? Привести примеры

16. В какой степени окисления ион железа обладает окислительными свойствами? Как можно различить ионы  $\text{Fe}^{2+}$  и  $\text{Fe}^{3+}$ .

17. Охарактеризовать кислотно-основные свойства гидроксидов элементов подгруппы железа. Чем отличается поведение гидроксидов этих элементов в растворе аммиака?

18. Сравните комплексообразующие свойства элементов подгруппы железа.

#### Лабораторная работа № 7

### ИЗУЧЕНИЕ АНАЛИТИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ НА ИССЛЕДУЕМЫЕ АНИОНЫ И КАТИОНЫ

Основной задачей качественного анализа является идентификация веществ, находящихся в интересующих нас объектах (продукты питания, лекарственные препараты, технологические растворы, сточные и природные воды, минералы и т.д.). В качественном анализе используют только те реакции, которые сопровождаются каким-либо внешним эффектом (аналитическим признаком). Наиболее часто используемые аналитические признаки - это изменение цвета раствора, образование осадка, выделение газа. Реакции, по результатам которых делают вывод о присутствии или отсутствии определяемых веществ, называют аналитическими. Особенность аналитических реакций в том, что они должны проводиться при определенных, разработанных для данной реакции внешних условиях, иначе результат реакции окажется недостоверным. По технике проведения аналитических реакций различают их виды: осадочные; микрокристаллические; сопровождающиеся вы-

делением газов; проводимые на бумаге; экстракционные; цветные в растворах; окрашивание пламени. При проведении наиболее распространенных –осадочных реакций отмечают цвет и характер осадка (кристаллический, аморфный), при необходимости проводят дополнительные испытания: проверяют растворимость осадка в сильных и слабых кислотах, щелочах, гидроксиде аммония или других, указанных для данного осадка, реагентах. Для некоторых осадков характеристичным признаком является форма кристаллов, и реакцию проводят в микрокристаллическом варианте. Осадок получают на стеклянной пластинке и форму его кристаллов изучают под микроскопом. При проведении реакций с выделением газа идентифицируют газ: отмечают его цвет и запах, окраску от газа влажной индикаторной бумаги.

### **Ход выполнения качественного состава соли (раствора, содержащего несколько солей)**

#### Предварительные испытания

1. Цвет раствора. Обратите внимание на окраску анализируемого раствора. Некоторые акваионы имеют окраску:  $\text{Cu}^{2+}$  – голубую,  $\text{Fe}^{3+}$  – желтую,  $\text{Cr}^{3+}$  – сине-фиолетовую,  $\text{Co}^{2+}$  – розовую,  $\text{CrO}_4^{2-}$  – желто-коричневую. Конечно, вывод о наличии или отсутствии ионов по окраске – только ориентировочный.

2. Анализ pH раствора. С помощью универсальной индикаторной бумаги определите pH водного раствора анализируемой соли и pH дистиллированной воды, находящейся в равновесии с воздухом. Если значения pH равны – соль гидролизу не подвергается. Сдвиг pH в кислую область указывает на то, что соль образована слабым основанием, т.е. в растворе могут быть катионы:  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ .

Если pH водного раствора больше pH дистиллированной воды, можно предположить наличие в контрольном растворе анионов слабых кислот  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{S}^{2-}$ .

#### Групповые реакции катионов

1. *Обнаружение катионов, образующих нерастворимые карбонаты.* К 5 каплям анализируемого раствора добавляют 3-4 капли

раствора карбоната калия и отмечают, образовался ли осадок. Какие из изучаемых ионов образуют растворимые карбонаты?

2. *Обнаружение катионов, образующих нерастворимые гидроксиды.* К 10-15 каплям анализируемого раствора добавляют по каплям 2 М раствор гидроксида натрия. Наблюдают, образовался ли осадок.  $Mg(OH)_2$ ,  $Pb(OH)_2$ ,  $Zn(OH)_2$ ,  $Al(OH)_3$  – белого цвета;  $Mn(OH)_2$  – белый, постепенно темнеющий на воздухе;  $Fe(OH)_2$  – белый, постепенно зеленеющий, а затем принимает бурый оттенок.  $Cr(OH)_3$  – хлопья, от серо-зеленого до фиолетового цвета.  $Cu(OH)_2$  – голубого цвета. При большой концентрации иона  $Ca^{2+}$  возможно образование осадка  $Ca(OH)_2$  (белый).

3. *Обнаружение катионов, образующих прочные гидроксокомплексы.* Осадок гидроксидов, полученных при испытании 2, делят на две части. К одной части раствора добавляют концентрированный раствор гидроксида натрия. Растворение осадка происходит за счет образования растворимых гидроксокомплексов  $[Pb(OH)_4]^{2-}$ ,  $[Al(OH)_4]^-$  (бесцветные),  $[Cr(OH)_4]^-$  (сине-фиолетовый).

4. *Обнаружение катионов, образующих прочные амминокомплексы.* Ко второй части осадка гидроксидов добавляют концентрированный раствор аммиака. Наблюдают, растворяется ли осадок, отмечают цвет раствора. Растворы амминокомплексов:  $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$  – ярко-синий,  $[Co(NH_3)_4]^{2+}$  – грязно-желтый, переходящий в сине-вишневый за счет окисления  $Co^{2+}$  до  $Co^{3+}$ .

#### Характерные реакции катионов

Выявив группу катионов, проводят характерные реакции на индивидуальные катионы из группы. Реакции описаны и проводились в ранее выполненных работах. Характерные реакции рекомендуется проводить со «свидетелем», т.е. одним и тем же реактивом действовать и на анализируемый раствор, и на раствор соли, содержащей ион, наличие которого предполагается. По результатам предварительных испытаний, групповых и характерных реакций, делают вывод о том, какой катион присутствует в анализируемом растворе.

#### Ограничение круга анионов

Из схемы дальнейших исследований исключают те анионы, которые образуют нерастворимые соли с обнаруженным катионом. Например, если обнаружен ион  $\text{Pb}^{2+}$ , то в растворе не могут присутствовать анионы  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{CrO}_4^{2-}$ .

#### Групповые реакции анионов

1. *Обнаружение анионов, образующих нерастворимые соли бария.* К 10-15 каплям анализируемого раствора (если исходный раствор кислый, его нейтрализуют гидроксидом аммония) добавляют 6-8 капель раствора  $\text{BaCl}_2$ . Образуется ли осадок? Проверить его растворимость в соляной кислоте. Нерастворимые в воде, но растворяющиеся в соляной кислоте соли бария —  $\text{BaSO}_3$ ,  $\text{BaCO}_3$ ,  $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ . Все осадки белого цвета.

2. *Обнаружение анионов, образующих нерастворимые соли серебра.* К 10-15 каплям анализируемого раствора (если исходный раствор кислый, его нейтрализуют гидроксидом аммония) добавляют 1 каплю раствора  $\text{AgNO}_3$  и 1 каплю раствора  $\text{HNO}_3$ . В осадок переходят галогенид-ионы ( $\text{AgCl}$  — белый,  $\text{AgBr}$  и  $\text{AgJ}$  — желтые).

3. *Обнаружение анионов летучих кислот.* К 10-15 каплям анализируемого раствора добавляют 2-3 капли раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Выделяется ли газ? Каков его цвет и запах? Анионы летучих кислот выделяют при подкислении следующие газообразные продукты: карбонат —  $\text{CO}_2$  (бесцветный, без запаха); сульфит —  $\text{SO}_2$  (бесцветный, резкий запах); тиосульфат —  $\text{SO}_2$ , с одновременным помутнением раствора (выделяется сера); сульфид —  $\text{H}_2\text{S}$  (бесцветный, запах тухлых яиц заметен еще без подкисления, при подкислении усиливается); нитрит —  $\text{NO}_2$  (бурый, цвет хорошо заметен, запах отвратительный, его не проверяют — ядовит!).

#### Характерные реакции анионов

Выявив группу, проводят характерные реакции на индивидуальные анионы (описаны в ранее выполненных работах). Рекомендуется проводить реакции со «свидетелем». По результатам групповых и характерных реакций на катионы и анионы делают вывод о составе соли.

#### Оформление отчета по работе

В отчете описывают этапы выполнения работы. Обязательно отмечают, какие операции проводились (реактивы, условия, оборуду-

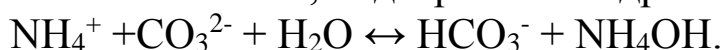
дование), что при этом наблюдалось, какие были сделаны выводы. Формулируют вывод по работе в целом. Приводят уравнения реакций, давших положительный эффект.

Описание качественных реакций на некоторые катионы

Опыт 1. Обнаружение иона  $\text{NH}_4^+$ . Взаимодействие с растворами щелочей или реактивом Несслера.

Опыт 2. Обнаружение  $\text{Ca}^{2+}$  -ионов. Карбонат аммония образует с ионами  $\text{Ca}^{2+}$  белый аморфный осадок известняка, переходящий при нагревании и последующем отстаивании в мелко кристаллический:  $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3 \downarrow$ .

Реакцию проводят в аммиачной (слабощелочной) среде в присутствии  $\text{NH}_4\text{OH}$  при температуре около  $70^\circ \text{C}$ . Эти условия вызваны тем, что  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  как соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой, подвергается гидролизу:



Ионы  $\text{HCO}_3^-$  не могут осаждать ионы  $\text{Ca}^{2+}$ , так как образуют растворимую соль  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ . Добавление продукта гидролиза  $\text{NH}_4\text{OH}$  подавляет гидролиз.

Внесите в пробирку 2 капли раствора  $\text{CaCl}_2$ , прибавьте по 1 капле 2 н. растворов  $\text{NH}_4\text{OH}$  и  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , нагрейте смесь на водяной бане и добавьте 3 капли раствора  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ .

Опыт 3. Обнаружение  $\text{Cr}^{3+}$  -ионов.

Взаимодействие с растворами щелочей. Ион хрома (III) образует амфотерные гидроксид, реагирующий со раствором щелочи с образованием раствора изумрудного цвета.

В пробирку налить несколько капель соли хрома (III) и по каплям добавлять разбавленный раствор щелочи, проходя этапы образования осадка и его растворения с образованием зеленого раствора.

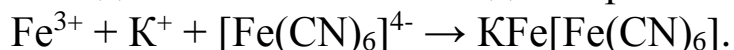
Опыт 4. Обнаружение  $\text{Fe}^{3+}$  -ионов.

Растворы солей железа (III) имеют желтую или красно-бурую окраску.

а) *Действие щелочей и гидроксида аммония*. Едкие щелочи  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$  и гидроксид аммония  $\text{NH}_4\text{OH}$  дают с  $\text{Fe}^{3+}$  красно-бурый осадок  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . В отличие от  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  гидроксид железа (III)

практически не обладает амфотерными свойствами и поэтому не растворим в избытке щелочи.

б) *Реакция с гексацианоферратом (II) калия*  $K_4[Fe(CN)_6]$ . Поместите в пробирку или на стеклянную пластинку 1-2 капли раствора какой-либо соли железа (III), подкислите раствор 1-2 каплями HCl и прибавьте 2-3 капли раствора гексацианоферрата (II) калия. Выпадает темно-синий осадок берлинской лазури:



Течению этой реакции способствует умеренное подкисление раствора (pH = 2). Слишком сильное подкисление не рекомендуется, осадок при этом растворится, как и при добавлении избытка реагента. Щелочи разлагают берлинскую лазурь с выделением  $Fe(OH)_3$ .

в) *Реакция с роданидом аммония*. Поместите в пробирку 1 каплю раствора какой-либо соли железа (III), разбавьте 5 каплями дистиллированной воды и добавьте 3-5 капель раствора  $NH_4CNS$ . При этом появится кроваво-красное окрашивание. В зависимости от концентрации роданид-иона могут образоваться комплексы различного состава:  $Fe^{3+} + SCN^- \rightarrow [FeSCN]^{2+}$ ,  $Fe^{3+} + 2SCN^- \rightarrow [Fe(SCN)_2]^+$ ,  $Fe^{3+} + 3SCN^- \rightarrow [Fe(SCN)_3]$  и так далее до образования  $[Fe(SCN)_6]^{3-}$ . Поскольку реакция обратима, избыток реагента усиливает окраску.

#### Опыт 5. Обнаружение $Fe^{2+}$ -ионов.

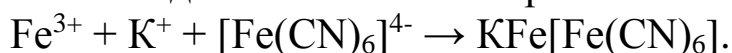
Растворы солей железа (II) окрашены в бледно-зеленый цвет. Разбавленные растворы бесцветны. Ион  $Fe^{2+}$  в растворе неустойчив и под действием кислорода воздуха постепенно окисляется до иона  $Fe^{3+}$ :  $4Fe^{2+} + O_2 + 2H_2O \rightarrow 4FeOH^{2+}$ .

а) *Действие щелочей*. Едкие щелочи NaOH и KOH осаждают  $Fe^{2+}$  в виде  $Fe(OH)_2$ :  $Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2$ . Если осаждение вести без доступа воздуха, то выпадает осадок белого цвета. В обычных условиях, в результате частичного окисления, он имеет грязно-зеленую окраску, которая при контакте с воздухом переходит в бурую.

#### б) *Реакция с гексацианоферратом (III) калия* $K_3[Fe(CN)_6]$ .

Поместите в пробирку или на пластинку 1-2 капли раствора соли железа (II), и добавьте 1-2 капли гексацианоферрата (III) ка-

лия. Образуется синий осадок, состав которого, по современным данным совпадает с составом «берлинской лазури»:



Опыт 6. Обнаружение  $\text{Pb}^{2+}$  -ионов.

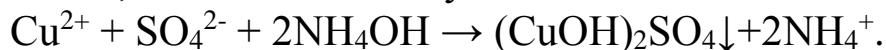
Взаимодействие с иодидом калия, хроматом калия, хлоридом калия (описание в лабораторной работе).

Опыт 7. Обнаружение  $\text{Cu}^{2+}$  -ионов.

Растворы солей меди (II) окрашены в голубой или зеленый цвет.

а) *Действие щелочей.* Едкие щелочи NaOH и KOH образуют с  $\text{Cu}^{2+}$  голубой осадок  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ :  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$

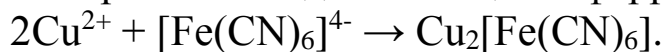
б) *Действие аммиака.* Аммиачные комплексы меди обладают большой прочностью. Аммиак  $\text{NH}_4\text{OH}$ , прибавленный в небольшом количестве, осаждает основную соль сине-зеленого цвета:



Осадок легко растворяется в избытке реагента с образованием комплексного иона  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  интенсивно синего цвета:  $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + 8\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow 2[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$ .

К 1 капле раствора сульфата меди (II) прибавьте 1-2 капли разбавленного раствора аммиака, наблюдайте выпадение осадка основной соли. Добавьте избыток раствора аммиака.

в) *Реакция с гексацианоферратом (II) калия.* К нескольким каплям раствора соли меди (II) добавьте 1-2 капли  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Образуется красный осадок гексацианоферрата меди:



Реакцию следует проводить при  $\text{pH} < 7$ . В аммиачной среде осадок растворяется.

### Вопросы для самопроверки

1. Что такое качественный анализ? Каковы его задачи?
2. Какие реакции называются аналитическими?
3. Какими внешними эффектами могут сопровождаться аналитические реакции?
4. Какие условия влияют на ход реакций?

5. Приведите примеры катионов и анионов, которые могут быть обнаружены с помощью окислительно-восстановительных реакций.

6. Присутствие каких ионов может быть обнаружено по образованию летучих веществ:  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ?

7. Какие ионы образуют окрашенные комплексные соединения:  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ?

8. Как доказать наличие  $\text{Cu}^{2+}$  и  $\text{Ag}^+$  в одном растворе?

### СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Семенов, И.Н. Химия: учебник / И.Н. Семенов, И.Л. Перфилова. – 3-е изд. – Санкт-Петербург : Химиздат, 2020. – 656 с. : ил. – Режим доступа: по подписке. – URL: <https://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=599172> .

2. Вострикова, Н.М. Химия: учебное пособие / Н.М. Вострикова, Г.А. Королева ; Сибирский федеральный университет. – Красноярск : Сибирский федеральный университет (СФУ), 2016. – 136 с. : ил., табл., схем. – Режим доступа: по подписке. – URL: <https://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=497755> .

3. Коровин, Н. В. Лабораторные работы по химии: учебное пособие / [под ред. Н. В. Коровина]. - М. : Высшая школа, 2001. - 256 с.



**Давление насыщенного водяного пара**

$T, ^\circ\text{C}$	$h,$ мм рт. ст.	$T, ^\circ\text{C}$	$h,$ мм рт. ст.	$T, ^\circ\text{C}$	$h,$ мм рт. ст.
13	11,2	19	16,5	25	23,8
14	11,9	20	17,5	26	25,2
15	12,6	21	18,7	27	26,7
16	13,6	22	19,8	28	28,1
17	14,5	23	21,1	29	29,8
18	15,5	24	22,4	30	31,6

### Константы диссоциации слабых электролитов (20<sup>0</sup> С)

Вещество		К <sub>д</sub>	Вещество		К <sub>д</sub>
H <sub>2</sub> O		1,8·10 <sup>-16</sup>	NH <sub>4</sub> OH		1,77·10 <sup>-5</sup>
HCOOH		1,8·10 <sup>-4</sup>	Pb(OH) <sub>2</sub>	1	9,6·10 <sup>-4</sup>
				2	3,0·10 <sup>-8</sup>
HNO <sub>2</sub>		4·10 <sup>-4</sup>	Fe(OH) <sub>2</sub>	2	1,3·10 <sup>-4</sup>
H <sub>2</sub> S	1	6,0·10 <sup>-8</sup>	Fe(OH) <sub>3</sub>	2	1,82·10 <sup>-11</sup>
	2	10 <sup>-14</sup>		3	1,35·10 <sup>-12</sup>
HCN		7,2·10 <sup>-10</sup>	Al(OH) <sub>3</sub>	3	1,38·10 <sup>-9</sup>
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	1	4,3·10 <sup>-7</sup>	Mg(OH) <sub>2</sub>	2	2,63·10 <sup>-3</sup>
	2	5,6·10 <sup>-11</sup>			
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	1	1,3·10 <sup>-2</sup>	Zn(OH) <sub>2</sub>	1	5,0·10 <sup>-5</sup>
	2	5,0·10 <sup>-6</sup>		2	1,5·10 <sup>-9</sup>
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	1	7,52·10 <sup>-3</sup>	Cr(OH) <sub>3</sub>	3	1,02·10 <sup>-10</sup>
	2	6,31·10 <sup>-8</sup>			
	3	1,26·10 <sup>-12</sup>			
HOCl		5·10 <sup>-7</sup>	Sn(OH) <sub>2</sub>	2	1,17·10 <sup>-12</sup>
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	1	2,2·10 <sup>-10</sup>	Sn(OH) <sub>4</sub>	4	1,2·10 <sup>-15</sup>
	2	1,6·10 <sup>-12</sup>			
CH <sub>3</sub> COOH		1,8·10 <sup>-5</sup>	Cu(OH) <sub>2</sub>	2	3,4·10 <sup>-7</sup>
HF		6,8·10 <sup>-4</sup>			

## Стандартные потенциалы металлических электродов

Электрод	Электродная реак-	$E^0$ , В
Li <sup>+</sup> /Li	Li <sup>+</sup> + e = Li	-3,045
Rb <sup>+</sup> /Rb	Rb <sup>+</sup> + e = Rb	-2,925
K <sup>+</sup> /K	K <sup>+</sup> + e = K	-2,925
Cs <sup>+</sup> /Cs	Cs <sup>+</sup> + e = Cs	-2,923
Ba <sup>2+</sup> /Ba	Ba <sup>2+</sup> + 2e = Ba	-2,906
Ca <sup>2+</sup> /Ca	Ca <sup>2+</sup> + 2e = Ca	-2,866
Na <sup>+</sup> /Na	Na <sup>+</sup> + e = Na	-2,714
Mg <sup>2+</sup> /Mg	Mg <sup>2+</sup> + 2e = Mg	-2,363
Be <sup>2+</sup> /Be	Be <sup>2+</sup> + 2e = Be	-1,847
Al <sup>3+</sup> /Al	Al <sup>3+</sup> + 3e = Al	-1,662
Ti <sup>2+</sup> /Ti	Ti <sup>2+</sup> + 2e = Ti	-1,628
V <sup>2+</sup> /V	V <sup>2+</sup> + 2e = V	-1,186
Mn <sup>2+</sup> /Mn	Mn <sup>2+</sup> + 2e = Mn	-1,180
Cr <sup>2+</sup> /Cr	Cr <sup>2+</sup> + 2e = Cr	-0,913
Zn <sup>2+</sup> /Zn	Zn <sup>2+</sup> + 2e = Zn	-0,763
Cr <sup>3+</sup> /Cr	Cr <sup>3+</sup> + 3e = Cr	-0,744
Fe <sup>2+</sup> /Fe	Fe <sup>2+</sup> + 2e = Fe	-0,440
Cd <sup>2+</sup> /Cd	Cd <sup>2+</sup> + 2e = Cd	-0,403
Co <sup>2+</sup> /Co	Co <sup>2+</sup> + 2e = Co	-0,277
Ni <sup>2+</sup> /Ni	Ni <sup>2+</sup> + 2e = Ni	-0,250
Sn <sup>2+</sup> /Sn	Sn <sup>2+</sup> + 2e = Sn	-0,136
Pb <sup>2+</sup> /Pb	Pb <sup>2+</sup> + 2e = Pb	-0,126
Fe <sup>3+</sup> /Fe	Fe <sup>3+</sup> + 3e = Fe	-0,036
H <sup>+</sup> /H <sub>2</sub>	H <sup>+</sup> + e = 1/2H <sub>2</sub>	+0,000
Cu <sup>2+</sup> /Cu	Cu <sup>2+</sup> + 2e = Cu	+0,337
Ag <sup>+</sup> /Ag	Ag <sup>+</sup> + e = Ag	+0,799
Hg <sup>2+</sup> /Hg	Hg <sup>2+</sup> + 2e = Hg	+0,854
Pd <sup>2+</sup> /Pd	Pd <sup>2+</sup> + 2e = Pd	+0,987
Pt <sup>2+</sup> /Pt	Pt <sup>2+</sup> + 2e = Pt	+1,190
Au <sup>3+</sup> /Au	Au <sup>3+</sup> + 3e = Au	+1,498
Au <sup>+</sup> /Au	Au <sup>+</sup> + e = Au	+1,691