

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ  
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
ФГБОУ ВО «СГУ имени Н.Г.Чернышевского»  
Институт химии



Авторы - составители  
Кожина Л.Ф., Егорова А.А.

**Металлы и их соединения:  
лабораторный практикум  
Часть II**

Рабочий журнал  
для лабораторных работ по «Общей и неорганической химии»  
студента 2 курса \_\_\_\_ группы \_\_\_\_\_ Института химии СГУ

учебно-методическое пособие  
для студентов направления «Педагогическое образование»  
профиль «Химия»

Саратов  
2017



**ФОРМУЛЫ, ИСПОЛЬЗУЕМЫЕ ПРИ РЕШЕНИИ ЗАДАЧ**

$N = N_A \cdot \nu$	$\nu = \frac{V}{V_m}$
$\nu = \frac{m}{M}$	$\nu = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$
$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P \cdot V}{T}$	$K_A = [H^+][A^-]/[HA]$ $K_B = [Me^+][OH^-]/[MeOH]$
$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$	$K_p = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$
$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{p-ра}}$	$\alpha = \sqrt{K/C}$
$N_1 = \frac{\nu_1}{\nu_1 + \nu_2}$	$\alpha = \frac{N_{\text{дисс.}}}{N_{\text{общ.}}}$
$C_M = \frac{\nu}{V_{p-ра}}$	$IP_{(AxBy)} = [A]^x \cdot [B]^y$
$C_m = \frac{\nu}{m_{p-ля}}$	$pH = -\lg[H^+]$
$pH + pOH = 14$	$pOH = -\lg[OH^-]$
$\Delta T_{\text{зам}} = K \cdot C_m$	$K_w = [H^+][OH^-]$
$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$	$K_p = 10^{n\Delta E^0 / 0,0592}$
$\Delta G^0 = -nF\Delta E^0 = -RT \ln K_p$	



<b>Гидролиз</b>		
<b>По аниону</b> $K_r = \frac{K_w}{K_a}$	<b>По катиону</b> $K_r = \frac{K_w}{K_b}$	<b>По катиону и аниону</b> $K_r = \frac{K_w}{K_a K_b}$
<b>Реакции нейтрализации</b>		
<b>Сильная кислота + сильное основание</b>		$K_p = \frac{1}{K_w}$
<b>Сильная кислота + слабое основание</b>		$K_p = \frac{K_b}{K_w}$
<b>Слабая кислота + сильное основание</b>		$K_p = \frac{K_a}{K_w}$
<b>Перерасчет ПР на растворимость S (моль/л) вещества A<sub>x</sub>B<sub>y</sub>:</b>		
x:y = 1:1	$S = \sqrt{ПР}$	x:y = 3:1 (1:3) $S = \sqrt[4]{ПР/27}$
x:y = 2:1 (1:2)	$S = \sqrt[3]{ПР/4}$	x:y = 3:2 (2:3) $S = \sqrt[5]{ПР/108}$

**Константы равновесия в процессах с участием  
комплексных соединений**

<b>Растворение осадка с образованием комплексного соединения</b>	$K_{равн.} = ПР \cdot K_{уст.}$
<b>Разрушение комплексного соединения с образованием осадка</b>	$K_{равн.} = \frac{1}{ПР \cdot K_{уст.}}$



Кожина Л.Ф., Егорова А.А. Металлы и их соединения: лабораторный практикум. Часть 2. Учебно-методическое пособие для студентов Института химии СГУ направления «Педагогическое образование» профиль «Химия» – Саратов, 2017. –122с.

Настоящее пособие составлено в соответствии с программой изучаемой дисциплины и предназначено для студентов 2 курса Института химии, обучающихся по направлению «Педагогическое образование», профиль «Химия», бакалавриат. Данное пособие является частью комплекта пособий для самостоятельной подготовки студентов по «Общей и неорганической химии».

Пособие включает описание лабораторных работ по химии d-элементов. Перед каждой лабораторной работой приведены краткие данные о кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойствах d-металлов и их соединений в зависимости от степени окисления металла. В некоторые лабораторные работы включены опыты научно-исследовательского характера. Их выполнение не является обязательным, но может быть предложено преподавателем для повышения рейтинга студентов. Химический эксперимент такого вида представляет собой экспериментальную проверочную работу, целью которой является проверка степени усвоения полученных знаний по изучаемой дисциплине. Особое внимание уделено формированию умения наблюдать, начиная от постановки цели и заканчивая фиксацией и интерпретацией наблюдений. В каждой работе имеются вопросы теоретического характера, что делает данное пособие одновременно конспектом и рабочей лабораторной тетрадью. Является хорошей основой для подготовки к зачету и экзамену.

Предлагаемый лабораторный практикум может быть использован в комплекте с любым учебником, поскольку предлагаемые экспериментальные химические опыты отражены в каждой учебной программе в той или иной степени и полностью отвечают требованиям Федеральных государственных образовательных стандартов (ФГОС).

В приложении включены справочные данные, необходимые при выполнении лабораторных и самостоятельных работ.

Рекомендуют к печати  
кафедра общей и неорганической химии СГУ  
НМС Института химии СГУ

Рецензент  
доцент кафедры общей и неорганической химии, к.х.н.  
Акмаева Т.А.



## Содержание

Порядок подготовки и проведения лабораторного занятия	7
Общие правила техники безопасности	8
Общая характеристика d-элементов	11
<b><i>Свойства хрома и его соединений</i></b>	<b>14</b>
<b><i>Работа 6. Хром и его соединения</i></b>	
<i>Опыт 1. Получение и свойства солей хрома (II)</i>	16
<i>Опыт 2. Получение и свойства гидроксида хрома(III)</i>	19
<i>Опыт 3. Получение и изучений свойств солей хрома (III)</i>	21
<i>Опыт 4. Влияние среды на смещение химического равновесия в растворах солей хрома(VI)</i>	25
<i>Опыт 5. Свойства солей хрома (VI)</i>	27
<b><i>Свойства марганца и его соединений</i></b>	<b>31</b>
<b><i>Работа 7. Марганец и его соединения</i></b>	
<i>Опыт 1. Получение и изучение свойств соединений марганца (II)</i>	33
<i>Опыт 2. Свойства соединений марганца (IV)</i>	36
<i>Опыт 3. Получение манганата калия</i>	38
<i>Опыт 4. Свойства соединений марганца (VI)</i>	39
<i>Опыт 5. Свойства соединений марганца (VII)</i>	41
<b><i>Свойства железа и его соединений</i></b>	<b>45</b>
<b><i>Работа 8. Железо и его соединения</i></b>	
<i>Опыт 1. Отношение железа к кислотам</i>	46
<i>Опыт 2. Получение и свойства гидроксида железа (II)</i>	48
<i>Опыт 3. Качественная реакция на ион <math>Fe^{2+}</math></i>	52
<i>Опыт 4. Восстановительные свойства соединений железа (II)</i>	53
<i>Опыт 5. Гидролиз солей железа (II) и железа (III)</i>	55
<i>Опыт 6. Получение и свойства гидроксида железа (III)</i>	58
<i>Опыт 7. Качественные реакции на ионы <math>Fe^{3+}</math></i>	60
<i>Опыт 8. Свойства комплексных соединений железа (III)</i>	61
<i>Опыт 9. Окислительные свойства соединений железа (III)</i>	62
<i>Опыт 10. Свойства комплексных соединений железа (III)</i>	64
<i>Опыт 11. Влияние комплексообразования на окислительно-восстановительные свойства веществ</i>	65
<b><i>Свойства кобальта, никеля и их соединений</i></b>	<b>66</b>
<b><i>Работа 9. Кобальт, никель и их соединения</i></b>	
<i>Опыт 1. Получение и свойства гидроксида кобальта(II)</i>	68



<i>Опыт 2.</i> Свойства солей кобальта (II)	70
<i>Опыт 3.</i> Получение и свойства гидроксида кобальта(III)	72
<i>Опыт 4.</i> Комплексные соединения кобальта (III)	74
<i>Опыт 5.</i> Получение и свойства гидроксида никеля(II)	75
<i>Опыт 6.</i> Комплексные соединения никеля (II)	76
<i>Опыт 7.</i> Получение и свойства гидроксида никеля(III)	78
<b><i>Свойства меди, серебра и их соединений</i></b>	<b>80</b>
<b><i>Работа 10.</i></b> Медь, серебро и их соединения	
<i>Опыт 1.</i> Взаимодействие меди с кислотами	82
<i>Опыт 2.</i> Получение и свойства гидроксида меди (II)	85
<i>Опыт 3.</i> Получения и свойства оксида меди (II)	87
<i>Опыт 4.</i> Гидролиз солей меди (II)	88
<i>Опыт 5.</i> Получение комплексной соли меди (II)	90
<i>Опыт 6.</i> Получение и свойства оксида меди (I)	91
<i>Опыт 7.</i> Получение иодида меди (I)	94
<i>Опыт 8.</i> Получение галогенидов серебра	95
<i>Опыт 9.</i> Получение хромата и дихромата серебра	99
<b><i>Свойства цинка и его соединений</i></b>	<b>100</b>
<b><i>Работа 11.</i></b> Цинк и его соединения	
<i>Опыт 1.</i> Взаимодействие цинка с растворами кислот и щелочей	101
<i>Опыт 2.</i> Изучение свойств гидроксида цинка	105
<i>Опыт 3.</i> Гидролиз солей цинка	106
<i>Опыт 4.</i> Изучение свойств тетрагидроксоцинката цинка	107
<i>Опыт 5.</i> Качественные реакции на катион цинка	109
<b><i>Приложение 1.</i></b> Стандартные электродные потенциалы в водных растворах	110
<b><i>Приложение 2.</i></b> Произведение растворимости труднорастворимых соединений	115
<b><i>Приложение 3.</i></b> Константы диссоциации некоторых слабых электролитов при 20°C	118
<b><i>Приложение 4.</i></b> Общие константы устойчивости комплексных соединений	120
Литература	121





### Порядок подготовки и проведения лабораторного занятия

1. Проверка присутствующих.
2. Проведение тематического тестирования 20 – 25 мин. В это время преподаватель проверяет у каждого студента рабочий журнал на наличие частично оформленной лабораторной работы («домашней заготовки»), письменного домашнего задания и выставляет соответствующие баллы в практикантскую книжку студента и журнал учета успеваемости.
3. Проверка правильности выполненных тестов, анализ полученных результатов, обсуждение вопросов, вызвавших у студентов наибольшие затруднения при выполнении теста. К выполнению лабораторной работы допускается студент, успешно выполнивший тест, имеющий «домашнюю заготовку» по оформлению работы и домашнее задание. Студенты обязаны самостоятельно проработать соответствующий теоретический материал. До занятия студенты должны ознакомиться с содержанием предстоящей лабораторной работы. При выполнении работы следует придерживаться простого правила: *эксперимент и вся работа по отчету должны быть завершены во время лабораторного занятия.*
4. Выполнение лабораторной работы. Разрешается выполнение отдельных опытов небольшой группой. Работая группой, студенты обсуждают ход выполнения работы и результаты и при этом ими приобретаются навыки научного общения.
5. Отчет о выполнении лабораторной работы оформляется каждым студентом индивидуально и предоставляется преподавателю по окончании лабораторной работы. Если отчет составлен правильно, преподаватель расписывается в Рабочем журнале студента и выставляет соответствующий балл. Если преподаватель обнаружит ошибки в отчете или будет неудовлетворен ответами на вопросы, то студенту необходимо внести исправления и вновь отчитаться перед преподавателем. Отчет за выполненную работу предоставляется преподавателю **в день выполнения работы.**

В случае болезни или в других исключительных случаях, документально подтвержденных, студент **обязан в 3-х дневный** срок известить дирекцию института о пропуске занятий и представить медицинскую справку, заверенную в здравпункте СГУ (или другой документ, например, справку из военкомата). В таком случае студенту будет предоставлена возможность отработки пропущенных лабораторных занятий в другое дополнительное время.



На первом лабораторном занятии студенты должны пройти инструктаж по технике безопасности и зафиксировать это в журнале. Кроме этого, перед выполнением каждой лабораторной работы преподаватель указывает на необходимые меры предосторожности.

За каждым студентом в лаборатории закрепляется определенное рабочее место. Студент обязан следить за порядком на своем рабочем месте и поддерживать его чистоту. После окончания работы дежурные студенты приводят лабораторию в порядок.

### Общие правила техники безопасности

1. К любой работе следует приступать только тогда, когда все ее этапы известны и не вызывают сомнения.
2. Использовать для опытов минимальное количество реактивов.
3. Для защиты одежды от действия химических соединений работать необходимо в халате.
4. Запрещается выносить за пределы лаборатории реактивы, а также передавать их кому-либо.
5. Реактивы общего пользования не уносить на рабочие места.
6. Не путать пробки от склянок с разными реактивами, во избежания загрязнения реагентов.
7. Неизрасходованные реактивы не выливать в те склянки, из которых они налиты.
8. Все работы с летучими, токсичными и высокоагрессивными веществами проводить только в вытяжном шкафу при работающей вентиляции.
9. Не выливать в раковину остатки кислот, щелочей и других агрессивных веществ; их нужно сливать в специально предназначенные для этого склянки, находящиеся в вытяжном шкафу.
10. Не выбрасывать в раковину непрореагировавшие остатки металлов.
11. Не подносить к глазам и не приближать лицо к пробирке с кипящей жидкостью. Направлять пробирку с кипящей жидкостью так, чтобы предотвратить попадание ее на себя и окружающих.
12. Не отвлекать внимание студентов, проводящих эксперимент.
13. При всех несчастных случаях сразу же обращаться к преподавателю или инженеру, работающему в группе.





14. Все работающие в лаборатории должны уметь оказывать первую помощь при ожогах и отравлениях:

- при попадании на кожу кислоты или щелочи необходимо промыть обожженное место большим количеством воды, затем – при ожогах кислотой – 3%-ным раствором соды, а при ожогах щелочами – 1%-ным раствором борной кислоты;
- при термическом ожоге кожу следует обмыть спиртом, а затем смазать мазью от ожогов.

После изучения раздела «Металлы и их соединения» дисциплины «Общая и неорганическая химия» студенты должны

**владеть:**

- навыками характеристики общих свойств элементов-металлов и зависимости химических свойств соединений от свойств атомов;
- навыками применения знаний по общей химии для характеристики свойств соединений металлов;

**уметь:**

- описывать различные типы атомов металлов периодической таблицы – d-элементов;
- записывать электронную конфигурацию атомов металлов в основном, возбужденном состояниях и ионов, исходя из положения элемента в периодической системе;
- определять валентные возможности атомов металлов и степени окисления в соединениях;
- оценивать изменение металлических свойств по периоду слева направо и по группе сверху вниз;
- предсказывать формулы ионных соединений, образуемых распространенными металлами;
- применять величины стандартных окислительно-восстановительных потенциалов и ряд напряжений металлов для оценки восстановительных свойств металлов, а также свойств различных соединений металлов;
- записывать уравнения химических реакций, характеризующих свойства металлов и их соединений.

**знать:**

- особенности электронного строения атомов d-металлов;
- понятие о металлической связи;
- количественные характеристики металлических свойств



(потенциал ионизации, стандартные окислительно-восстановительные потенциалы);

- физические свойства d-металлов, обусловленные металлической связью;
- основные способы получения металлов;
- восстановительные свойства d-металлов (взаимодействие с водой; взаимодействие с кислотами, в которых окислителями являются ионы водорода; взаимодействие с кислотами-окислителями; реакции с простыми веществами-неметаллами, с оксидами, с солями менее активных металлов);
- свойства различных соединений металлов.

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



## Общая характеристика *d*-элементов

К *d*-блоку относятся 32 элемента Периодической системы. Они находятся в больших периодах таблицы Менделеева. У атомов IIIБ-группы появляется первый электрон на *d*-орбитали. В последующих Б-группах происходит постепенное заполнение *d*-подуровня до 10 электронов. Строение валентных оболочек атомов описывается общей формулой  $(n-1)d^a ns^b$ , где *a* (число электронов) = 1-10, *b* (число электронов) = 1-2. Все *d*-элементы являются металлами. *d*-металлы обладают некоторыми особенностями по сравнению с металлами главных подгрупп:

- они характеризуются внутренней застройкой *d*-орбиталей. Химические свойства этих элементов определяются участием в реакциях электронов *s*- и *d*-орбиталей;

- у *d*-элементов лишь небольшая часть валентных электронов делокализована по всему кристаллу (у щелочных и щелочноземельных металлов валентные электроны полностью отданы в коллективное пользование). Остальные *d*-электроны участвуют в образовании направленных ковалентных связей между соседними атомами. *d*-металлы в кристаллическом состоянии обладают не чисто металлической связью, а ковалентно-металлической;

- для *d*-элементов характерен большой набор валентных состояний и соответственно, разнообразие степеней окисления. И как следствие этого, изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств в широких пределах.

- *d*-элементы склонны к комплексообразованию вследствие незаконченности *d*-подуровня и наличия близких по энергии вакантных *ns*- и *np*-уровней;

Особенностью элементов этих периодов является непропорционально медленное уменьшение атомного радиуса с возрастанием числа электронов (порядкового номера). Это объясняется *d*-сжатием вследствие проникновения электронов на предвнешний *d*-подуровень. В результате наблюдается незначительное изменение атомных и химических свойств элементов с увеличением атомного номера. С увеличением атомного номера в



группах металлические свойства закономерно уменьшаются; возрастают значения величин энергии ионизации и электроотрицательности.

Так как *d*-металлы и их ионы имеют неспаренные электроны, способные при поглощении световой энергии переходить из основных энергетических уровней и подуровней на более высокие уровни (в возбужденное состояние), то большинство ионов и их соединений окрашены.

**Свойства *d*-элементов разных групп**

Характеристики элементов	IIIБ	IVБ	VБ	VIБ	VIIБ	VIIIБ		IB	IIБ	
	Sc, Y, La	Ti, Zr, Hf	V, Nb, Ta	Cr, Mo, W	Mn, Tc, Re	Fe, Ru, Os	Co, Rh, Ir	Ni, Pd, Pt	Cu, Ag, Au	Zn, Cd, Hg
Орбитальный радиус атома, пм	169	159	159	152	139	141	136	-	129	118
Степени окисления	+3	+2, +3, +4	+2, +3, +4, +5	+2, +3, +4, +6	+2, +3, +4, +6, +7	+2, +3, +6	+2, +3	+2, +3, +4	+1, +2, +3	+2
Энергия ионизации (E, кДж/моль)	600	660	664	685	700	710	720	805	730	870
Координационные числа	4, 6, 8	4, 6, 7, 8	4, 6, 7, 8	4, 6, 8, 9	4, 6, 7, 8	4, 5, 6	4, 6	5, 6	2, 3, 4	4, 6

**Комплексообразование** повышает восстановительные свойства металлов и уменьшает окислительные свойства ионов металлов. Для получения информации о комплексах с различными лигандами следует обращаться к специальным таблицам, в которых приведены значения стандартных потенциалов комплексных частиц. Способность к комплексообразованию зависит от природы металла и наличия вакантных орбиталей у его иона и



растет с увеличением заряда иона и уменьшением его радиуса. Склонность к комплексообразованию в наибольшей степени выражена у ионов переходных металлов, особенно *d*-элементов VIII, I и II группы.

Более 1/3 всех микроэлементов организма составляют *d*-элементы. В организмах они существуют в виде комплексных соединений или гидратированных ионов со средним временем обмена (жизни) гидратной оболочки от  $10^{-1}$  до  $10^{-10}$  с. Поэтому можно утверждать, что «свободные» ионы металлов в организме не существуют: это либо их гидраты, либо продукты гидролиза.

В биохимических реакциях *d*-элементы наиболее часто проявляют себя как металлы-комплексообразователи. Лигандами при этом выступают биологически активные вещества, как правило, органического характера или анионы неорганических кислот.

Увеличение уровня промышленного производства и связанное с ним загрязнение окружающей среды привело к резкому росту числа отравлений ионами тяжелых металлов. Токсичность переходных и тяжелых металлов обусловлена их способностью участвовать в комплексообразовании. Полагают, что избыточное количество катионов металлов приводит к замещению ими других катионов в активных центрах ферментов. Для того, чтобы выполнять функции антидотов (веществ, которые применяют при выведении ионов тяжелых металлов), используют комплексоны, образующие комплексные соединения хелатного типа с катионами-токсикантами. Они должны отвечать ряду требований:

- они должны быть нетоксичны;
- комплексоны не должны подвергаться разложению или какому-либо изменению в биологической среде;
- их антидотное действие зависит от прочности образуемого металло-комплекса, что определяется величиной константы устойчивости;
- эффективность комплексонов в отношении токсичных металлов зависит не только от стабильности образуемого комплекса металл-хелат, но и от прочности связи извлекаемого металла с биокомплексами организма;
- образуемые комплексы металл-хелаты должны быть растворимы в биологических жидкостях, что способствует их выведению с уриной из организма человека.



## Свойства хрома и его соединений

Хром характеризуется самым низким содержанием в организме человека: 6-12 мг. Хром оказывает влияние на усвояемость глюкозы и уровень сахара в крови. Потребность в хrome для взрослого человека составляет приблизительно 200 мг в сутки. Наибольшее количество биологически активного хрома содержится в пекарских дрожжах, печени, пшеничной муке грубого помола, мясе, зернобобовых культурах, перловой крупе. Предельно допустимая концентрация для хроматов и дихроматов (в пересчете на  $\text{CrO}_3$ ) составляет  $0,01 \text{ мг/м}^3$ , для хромоаммониевых квасцов (в пересчете на  $\text{CrO}_3$ ) –  $0,02 \text{ мг/м}^3$ , для хлорида хрома (III) (в пересчете на  $\text{CrO}_3$ ) –  $0,01 \text{ мг/м}^3$ .

Хром находится в VI группе в побочной подгруппе периодической системы элементов. От греческого «*крома*» – цвет, краска; по яркой разнообразной окраске соединений. Порядковый номер элемента – 24. Строение электронной оболочки атома хрома:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ . Для данного элемента наблюдается явление «провала» электрона, обусловленное образованием более устойчивой электронной конфигурации. Валентными являются электроны, находящиеся на внешней 4s- и предвнешней 3d-орбиталях. Все валентные электроны являются неспаренными, хром обладает парамагнитными свойствами. Во всех соединениях хром проявляет только положительные степени окисления от +2 до +6, наиболее устойчивыми из которых являются +3 и +6.

Степень окисления	Соединения	Свойства кислотно-основные/окислительно-восстановительные
0	$\text{Cr}^0, \text{Cr}(\text{CO})_6$	Восстановительные свойства
+2	$\text{CrO}, \text{Cr}(\text{OH})_2, \text{CrSO}_4$	Основные свойства оксида и гидроксида/окислительно-восстановительная двойственность с преобладанием восстановительных свойств
+3	$\text{Cr}_2\text{O}_3, \text{Cr}(\text{OH})_3,$	Амфотерные свойства оксида и гидроксида/окислительно-





	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3, \text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$	восстановительная двойственность
+6	$\text{CrO}_3, \text{H}_2\text{CrO}_4,$ $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7, \text{K}_2\text{CrO}_4, \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Кислотные свойства оксида и гидроксида/окислительные свойства

Для химических окислительно-восстановительных процессов с участием соединений хрома характерны следующие полуреакции:

$\text{Cr}^{2+} + 2e = \text{Cr}^0$	$E^0 = -0,913 \text{ В}$
$\text{Cr}^{3+} + 3e = \text{Cr}^0$	$E^0 = -0,744 \text{ В}$
$\text{Cr}^{3+} + e = \text{Cr}^{+2}$	$E^0 = -0,407 \text{ В}$
$(\text{CrO}_4)^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	$E^0 = -0,13 \text{ В}$
$(\text{CrO}_4)^{2-} + 4\text{H}^+ + 3e = \text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	$E^0 = 0,95 \text{ В}$
$(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	$E^0 = 1,33 \text{ В}$
$(\text{CrO}_4)^{2-} + 8\text{H}^+ + 3e = \text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	$E^0 = 1,477 \text{ В}$
$\text{CrO}_2^- + 4\text{H}^+ + e = \text{Cr}^{+2} + 2\text{H}_2\text{O}$	$E^0 = 1,188 \text{ В}$



## Работа 6. Хром и его соединения

## Опыт 1. Получение и свойства солей хрома (II)

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
<p>В три пробирки поместите несколько гранул <b>цинка</b>, прилейте 2-3 мл подкисленного <b>соляной</b> кислотой разбавленного раствора <b>хлорида хрома (III)</b> и тонкий слой органического растворителя. Оставьте пробирку на некоторое время до появления <i>голубой</i> окраски раствора.</p> <p>Напишите уравнения химических реакций, используя <b>метод электронного баланса</b>.</p>	$\text{Zn} + \text{HCl} + \text{CrCl}_3 =$ <p><i>Признак реакции –</i> <i>Уравнение электронного баланса:</i></p>
<p>В пробирку с <b>хлоридом хрома (II)</b> добавьте на кончике шпателя <b>ацетат натрия</b>. Обратите внимание на изменение окраски. <b>Напишите уравнение реакции</b>.</p>	$\text{CrCl}_2 + \text{CH}_3\text{COONa} =$ <p><i>Признак реакции –</i></p>
<p>- Пробирки с растворами <b>ацетата и хлорида хрома (II)</b> оставьте <b>на воздухе</b>, предварительно слив слой органического растворителя. Отметьте происходящие во времени изменения в каждой из пробирок. <b>Напишите уравнения реакций</b>.</p>	



<p>- Чем объясняется изменение окраски растворов хрома (II)? В обосновании ответа приведите значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов и полные уравнения реакций. Почему окраска изолированных от воздуха растворов соединений хрома (II) при стоянии изменяется?</p>	
<p>В третью пробирку с <b>хлоридом хрома (II)</b> прилейте раствор <b>хлорида олова (II)</b>. Наблюдайте через некоторое время выпадение серого осадка металлического олова. <b>Напишите уравнение реакции.</b></p>	<p><math>CrCl_2 + SnCl_2 =</math> Признак реакции- Уравнение электронного баланса:</p>
<p>- Почему реакцию получения солей хрома (II) следует проводить под слоем органического растворителя?</p>	
<p>- Рассмотрите взаимодействие <b>хрома с кислотами</b>, как способ получения солей хрома (II). Составьте уравнения реакций, примените <b>метод электронного баланса.</b></p>	



<p>- Какое координационное число и какая геометрия характерны для аквакомплекса хрома (II)?</p>	
<p>- Оцените комплексообразующие свойства хрома (II). Какова устойчивость соединений хрома (II) в водных растворах?</p>	
<p>- Охарактеризуйте <i>окислительно-восстановительные свойства</i> соединений хрома (II) приведите соответствующие полуреакции и <b>значения стандартных потенциалов, напишите необходимые уравнения реакций.</b></p>	
<p>Выполнено</p>	<p>Подпись преподавателя</p>

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



## Работа 6. Хром и его соединения

## Опыт 2. Получение и свойства гидроксида хрома(III)

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
К раствору соли <b>хрома</b> (III) прилейте по каплям раствор <b>щелочи</b> до образования серо-зелёного осадка гидроксида хрома (III). Полученный осадок гидроксида хрома (III) разделите на две пробирки. В одну из них прилейте раствор <b>кислоты</b> , а в другую – избыток <b>щелочи</b> .	$CrCl_3 + NaOH =$ Признак реакции –  $Cr(OH)_3 + HCl =$ Признак реакции –  $Cr(OH)_3 + NaOH =$ Признак реакции –
- Рассмотрите различные способы получения гидроксида хрома (III).	
- Оцените <b>окислительно-восстановительные</b> свойства гидроксида хрома (III). Напишите соответствующие уравнения реакций, используя <b>метод электронного баланса</b> .	



<p>*Задача. Рассчитайте значение рН в суспензии гидроксидов хрома, используя величину ПР.</p>	<p>Решение:</p>
<p>- Как влияет увеличение степени окисления на изменение основных свойств? Для обоснованного ответа используйте значения констант диссоциации гидроксидов хрома (II) и (III).</p>	
<p>Выполнено</p>	<p>Подпись преподавателя</p>

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО





Работа 6. Хром и его соединения

Опыт 3. Получение и изучений свойств солей хрома (III)

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
Исследуйте реакцию среды раствора <b>хлорида хрома (III)</b> . Напишите уравнения гидролиза. Учитывая значения констант диссоциации гидроксида хрома рассчитайте константу гидролиза раствора хлорида хрома(III) по первой стадии.	$CrCl_3 + HOH \leftrightarrow$  <p>pH =                                  K<sub>г</sub> =</p>
К 3-4 мл раствора <b>хлорида хрома (III)</b> прилейте раствор <b>щёлочи</b> до получения прозрачного раствора и добавьте 2-3 мл <b>бромной воды</b> . Содержимое пробирки нагрейте. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.	$CrCl_3 + NaOH_{(избыток)} =$ Признак реакции –  Признак реакции – Уравнение электронного баланса:
- В пробирку с раствором <b>хлорида хрома (III)</b> прилейте <b>карбонат аммония</b> . Что происходит? Докажите состав выпадающих осадков. Напишите уравнения реакций. - Какие соли хрома способны подвергаться <b>необратимому</b> гидролизу и почему?	$CrCl_3 + (NH_4)_2CO_3 + H_2O =$ Признак реакции –



<p>- Соединения хрома (III) можно окислить либо в кислой среде <b>пероксодисульфатом калия</b>, либо в щелочной среде <b>хлором, бромом, иодом, пероксидом водорода</b> и т. п. <b>Напишите уравнения реакций и рассчитайте ЭДС.</b></p> <p>В какой среде и с каким окислителем процесс окисления происходит в большей степени?</p>	

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



<p>- Рассмотрите взаимодействие металлического <b>хрома</b> с <b>кислотами-окислителями</b> как способ получения солей хрома (III). Напишите соответствующие уравнения реакции, используя <b>метод электронного баланса</b>.</p>	<p><math>Cr + HNO_3 (разб.) =</math> Уравнение электронного баланса:</p> <p><math>Cr + HNO_3 (конц.) =</math> Уравнение электронного баланса:</p> <p><math>Cr + H_2SO_4 (конц.) =</math> Уравнение электронного баланса:</p>
<p>- В какой форме ионы хрома (III) существуют <b>в кислом и щелочном</b> растворах? Рассмотрите геометрию комплексных ионов в кислом и щелочном растворах.</p>	



<p>- Оцените комплексообразующие свойства хрома (III). <b>Выпишите из справочника формулы комплексных соединений хрома (III) и величины констант устойчивости.</b></p>	
<p>Сравните комплексообразующие свойства хрома в различных степенях окисления.</p>	
<p>- Почему водные растворы солей хрома (II) и (III) окрашены? Дайте объяснение с точки зрения ТКП.</p>	
<p>Выполнено</p>	<p>Подпись преподавателя</p>

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



## Работа 6. Хром и его соединения

## Опыт 4. Влияние среды на смещение химического равновесия в растворах солей хрома(VI)

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
<p>В растворах солей хромовых кислот имеет место равновесие между <b>хромат</b> - и <b>дихромат</b>-ионами, которое легко смещается при изменении концентрации ионов водорода.</p> <p>В пробирку налейте 1-2 мл разбавленного раствора <b>дихромата калия</b>, и добавьте небольшое количество раствора <b>гидроксида натрия</b> или калия. Отметьте ваши наблюдения. Затем к этому же раствору по каплям налейте разбавленный раствор <b>серной кислоты</b> до приобретения прежней окраски раствора. <b>Напишите соответствующие уравнения реакций.</b></p>	$2(\text{CrO}_4)^{2-} + 2\text{H}^+ \leftrightarrow (\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ <p><i>хромат-ион (желтый)</i>                      <i>дихромат-ион (оранжевый)</i></p>
<p>- В какой среде устойчивы хроматы? В какой среде образуются и устойчивы дихроматы?</p> <p>К растворам <b>хромата и дихромата</b> в отдельных пробирках прилейте раствор <b>нитрата свинца</b>. Отметьте цвет образующихся осадков. <b>Напишите уравнения протекающих реакций.</b> Аналогичный опыт проведите с раствором хлорида бария. Учтите, что <math>\text{BaCrO}_4</math> (жёлтый) и <math>\text{BaCr}_2\text{O}_7</math> (коричневый)</p>	$\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 =$ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 =$ <p><i>Признак реакции -</i> <i>ПП (<math>\text{PbCrO}_4</math>) =</i> <i>ПП (<math>\text{PbCr}_2\text{O}_7</math>) =</i></p>



<p>отличаются цветом и растворимостью. Приведите таблично-справочные значения ПР.</p> <p>- Почему при использовании нейтрального раствора дихромата не происходит количественного осаждения хроматов (например, хромата бария).</p>	$K_2CrO_4 + BaCl_2 =$ $K_2Cr_2O_7 + BaCl_2 =$ $ПР (BaCrO_4) =$ $ПР (BaCr_2O_7) =$
<p>*Задача. Соль хрома оранжевого цвета <math>K_2Cr_2O_7</math> массой 28,2 г растворили в воде, добавили серной кислоты, а затем ввели избыток сульфита натрия. При осторожном добавлении (по каплям) раствора гидроксида калия сначала образовался слизистый серо-зеленый осадок, который растворился в избытке щелочи. Какая масса 20%-ного раствора щелочи потребовалась для полного растворения выпавшего осадка.</p>	<p>Решение:</p>
<p>*Задача. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:</p> $Cr(OH)_3 \rightarrow Cr_2O_3 \rightarrow KCrO_2 \rightarrow K_3[Cr(OH)_3] \rightarrow CrCl_3 \rightarrow K_2CrO_4 \rightarrow K_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3$	<p>Решение:</p>
Выполнено	Подпись преподавателя



Работа 6. Хром и его соединения  
Опыт 5. *Свойства солей хрома (VI)*

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
К 2-3 мл раствора <b>дихромата калия</b> , подкисленного серной кислотой, прилейте соответственно растворы <b>нитрита натрия, сульфита натрия и сероводородной воды</b> .	$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + NaNO_2 =$ <i>Признак реакции-</i> <i>Уравнение электронного баланса</i>  $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + Na_2SO_3 =$ <i>Признак реакции-</i> <i>Уравнение электронного баланса</i>  $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + H_2S =$ <i>Признак реакции-</i> <i>Уравнение электронного баланса</i>



К 2-3 мл раствора хромата или дихромата калия прилейте раствор сульфида аммония.	$K_2Cr_2O_7 + (NH_4)_2S + H_2O \rightleftharpoons$ <p>Признак реакции- Уравнение электронного баланса:</p>
- В какой среде соединения хрома (VI) проявляют наиболее сильные окислительные свойства? Для ответа используйте значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Напишите уравнения реакций окисления органических соединений раствором дихромата калия.	
- Предложите способы получения солей хрома (VI) из соединений хрома с меньшим значением степени окисления – составьте уравнения реакций ОВР. Укажите условия проведения реакций. Как изменяются	



окислительно-восстановительные свойства с увеличением степени окисления хрома?	
- Проведите качественную реакцию на соединения хрома (VI). К 1-2 мл раствора <b>пероксида водорода</b> прилейте несколько капель разбавленной <b>серной кислоты</b> . Затем прибавьте несколько капель раствора <b>дихромата калия</b> . Смесь осторожно перемешайте и охладите в стакане со льдом. Отметьте окраску раствора. Напишите <b>уравнение реакции и структурную формулу полученного соединения</b> .	$H_2O_2 + H_2SO_4 + K_2Cr_2O_7 =$
* <i>Задача.</i> Через раствор дихромата калия, содержащего 29,4 г указанной соли, и подкисленного серной кислотой, пропустили сернистый газ. Окраска раствора изменяется на зелено-фиолетовую. Определите какой объем (н.у.) оксида серы (IV) вступило в реакцию.	



<p><i>*Задача.</i> Напишите уравнения реакций, которые можно составить по следующему описанию: Оксид хрома (VI) прореагировал с гидроксидом натрия. Полученное вещество обработали серной кислотой, из образовавшегося раствора выделили соль оранжевого цвета. Эту соль обработали бромоводородной кислотой. Полученное простое вещество вступило в реакцию с сероводородом.</p>	
<p>Осуществите превращения согласно предлагаемой схеме: <math>\text{Cr(OH)}_3 \rightarrow \text{Na}_3[\text{Cr(OH)}_6] \rightarrow \text{Cr(OH)}_3 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr(OH)}_3</math></p>	
<p>Выполнено</p>	<p>Подпись преподавателя</p>

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



### Свойства марганца и его соединений



Организм взрослого человека содержит 12-20 мг элемента марганца. Марганец необходим для протекания различных ферментативных процессов; влияет на биосинтез холестерина, метаболизм инсулина. Основным источником поступления марганца – потребление злаковых, бобовых, орехов. Особенно богаты марганцем кофе и чай. Рекомендуемый уровень потребления – 5 мг/сутки. Марганец наименее токсичный из необходимых организму человека металлов.

Марганец находится в VII группе в побочной подгруппе Периодической системы элементов. Порядковый номер элемента – 25. Строение электронной оболочки атома марганца в основном состоянии:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ . Валентными являются электроны, находящиеся на внешней 4s- и предвнешней 3d-орбиталях. На внешнем энергетическом уровне содержит 2 электрона, относится к металлам. Марганец образует соединения, в которых проявляет степень окисления от +2 до +7. Наиболее устойчивы и распространены соединения марганца (II) и марганца (VII). Наполовину заполненная 3d<sup>5</sup>-оболочка марганца отличается повышенной устойчивостью. Именно этим объясняется высокая устойчивость соединений марганца (II) по сравнению с соединениями соседних 3d-металлов: хрома (II) и железа (II).

Степень окисления	Соединения	Свойства окислительно-восстановительные / кислотно-основные
0	M, [Mn <sub>2</sub> (CO) <sub>10</sub> ]	Восстановительные свойства
+2	MnO, Mn(OH) <sub>2</sub> , MnSO <sub>4</sub> , MnS, K <sub>4</sub> [Mn(CN) <sub>6</sub> ]	Окислительно-восстановительная двойственность с преобладанием восстановительных свойств/основные свойства оксида и гидроксида
+3	Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , MnO(OH)	Окислительно-восстановительная двойственность/амфотерность
+4	MnO <sub>2</sub> ,	Окислительно-восстановительная двойственность/амфотерность



+5	$K[MnF_5], Na_3MnO_4$	Окислительно-восстановительная двойственность/амфотерность
+6	$MnO_3, K_2MnO_4, H_2MnO_4$	Окислительно-восстановительная двойственность/кислотные свойства оксида и гидроксида
+7	$Mn_2O_7, KMnO_4, HMnO_4$	Окислительные свойства/кислотные свойства оксида и гидроксида

Для соединений марганца в **кислой** среде характерны следующие полуреакции:

$Mn^{2+} + 2e = Mn$	$E^0 = -1,179 \text{ В}$
$Mn^{3+} + 1e = Mn^{2+}$	$E^0 = 1,51 \text{ В}$
$MnO_2 + 4H^+ + 1e = Mn^{3+} + 2H_2O$	$E^0 = 0,95 \text{ В}$
$MnO_4^- + 5e + 8H^+ = Mn^{2+} + 4H_2O$	$E^0 = 1,51 \text{ В}$
$MnO_4^{2-} + 4H^+ + 2e = MnO_2 + 2H_2O$	$E^0 = 2,26 \text{ В}$
$MnO_4^{--} + 4H^+ + 3e = MnO_2 + 2H_2O$	$E^0 = 1,70 \text{ В}$
$MnO_2 + 4H^+ + 2e = Mn^{2+} + 2H_2O$	$E^0 = 1,23 \text{ В}$

В **нейтральной и щелочной** среде возможны процессы, характеризующиеся полуреакциями:

$MnO_4^- + 2H_2O + 3e = MnO_2 + 4OH^-$	$E^0 = 0,60 \text{ В}$
$MnO_4^- + e = MnO_4^{2-}$	$E^0 = 0,56 \text{ В}$





## Работа 7. Марганец и его соединения

Опыт 1. *Получение и изучение свойств соединений марганца (II)*

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
<p>К раствору <b>соли марганца (II)</b> прилейте раствор гидроксида натрия. Отметьте цвет выпавшего осадка. Разделите осадок на четыре части.</p> <p><i>Первую</i> пробирку с осадком оставьте на воздухе. Отметьте изменение цвета осадка.</p> <p><i>Вторую</i> часть осадка обработайте кислотой.</p> <p><i>Третью</i> - избытком щёлочи.</p> <p>К <i>четвёртой</i> порции осадка прилейте бромную воду.</p>	<p><math>MnSO_4 + NaOH_{(p-p)} =</math> Признак реакции - <math>Mn(OH)_2 + O_2 =</math> Признак реакции - Уравнение электронного баланса:</p> <p><math>Mn(OH)_2 + HCl =</math> Признак реакции - <math>Mn(OH)_2 + NaOH_{(p-p)} =</math> Признак реакции - <math>Mn(OH)_2 + Br_{2(p-p)} =</math> Признак реакции - Уравнение электронного баланса:</p>
- Какой вывод можно сделать о <b>кислотно – основных свойствах</b> гидроксида марганца (II)?	



<p>- Оцените окислительно-восстановительные свойства гидроксида марганца (II).</p>	
<p>- Используя величину ПР гидроксида марганца(II), рассчитайте растворимость в воде (моль/л и г/л).</p>	$ПР(Mn(OH)_2) = 1,9 \cdot 10^{-13}$
<p>Налейте в пробирку раствор <b>пероксодисульфата аммония</b>, подкисленный <b>азотной кислотой</b>, добавьте 2-3 капли раствора нитрата серебра и 1-2 капли разбавленного раствора <b>соли марганца (II)</b>. Содержимое пробирки нагрейте. Отметьте изменение окраски раствора. Составьте уравнение реакции, имея в виду, что ионы <math>Ag^+</math> играют роль катализатора.</p>	$(NH_4)_2S_2O_8 + HNO_3 + MnSO_4 =$ <p><i>Признак реакции –</i></p> <p><i>Уравнение электронного баланса:</i></p>
<p>- Какие ещё окислители можно использовать для окисления иона <math>Mn^{2+}</math> в ион <math>MnO_4^-</math>?</p>	



<p>- Приведите значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов реакций окисления соединений марганца (II) . Сравните восстановительные свойства ионов марганца (II) и ионов хрома (II) в растворах.</p>	
<p>- До каких продуктов соединения марганца (II) окисляются в кислой, нейтральной и щелочной средах? Какие окислители могут быть для этого использованы? В обоснование ответа приведите соответствующие уравнения реакций и <b>величины стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.</b></p>	
<p>- Какую реакцию можно использовать как качественную для обнаружения ионов марганца (II)?</p>	
<p>- Рассмотрите строение (координационное число и геометрию) аква- и гидроксокомплексов марганца (II) . - Оцените комплексообразующие свойства марганца (II).</p>	
<p>Выполнено</p>	<p>Подпись преподавателя</p>

Работа 7. Марганец и его соединения  
Опыт 2. *Свойства соединений марганца (IV)*

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
К <b>оксиду марганца (IV)</b> прилейте разбавленный раствор <b>серной кислоты</b> , 1-2 капли 10%-ного раствора <b>пероксида водорода</b> и слегка нагрейте. Наблюдайте растворение оксида марганца (IV) и выделение газа (какого?).	$MnO_2 + H_2SO_{4(разб)} + H_2O_2 =$  <i>Уравнение электронного баланса:</i>
- Охарактеризуйте <b>окислительно-восстановительные</b> свойства диоксида марганца. Приведите соответствующие уравнения реакций.	
Охарактеризуйте <b>кисотно-основные</b> свойства оксида марганца (IV).	
- Какие условия необходимы для перевода соединений марганца (IV) в производные Mn(II) и Mn(VI). В обоснование ответа приведите соответствующие уравнения реакций и <b>значения</b> стандартных окислительно-восстановительных <b>потенциалов</b> .	



- Сопоставьте изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств для оксидов марганца (II) и марганца (IV).	
* <i>Задача.</i> Какой объем хлора можно получить при взаимодействии 43,5 г диоксида марганца с концентрированной соляной кислотой объемом 150 мл с массовой долей 36% и плотностью 1,18 г/мл?	<i>Решение:</i>
Выполнено	Подпись преподавателя

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

Работа 7. Марганец и его соединения  
Опыт 3. *Получение манганата калия*

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
Обсудите различные способы получения <b>манганата калия</b> . Какие условия необходимы для получения манганатов из соединений марганца (II), (IV), (VII). Приведите примеры уравнений реакций. Укажите значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.	
- Предложите наиболее простой и удобный для лабораторных условий способ получения манганата.	
- Сопоставьте в ряду $Mn(OH)_2 - Mn(OH)_4 - (H_2MnO_4)$ изменение <b>кисотно-основных</b> свойств. Для обоснования ответа используйте <b>справочные данные</b> .	
Выполнено	Подпись преподавателя

Работа 7. Марганец и его соединения  
Опыт 4. *Свойства соединений марганца (VI)*

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
Поместите в две пробирки по 1мл раствора манганата калия. В <i>первую</i> пробирку добавьте уксусную кислоту, во <i>вторую</i> - пропустите ток углекислого газа из аппарата Киппа.	$K_2MnO_4 + CH_3COOH =$ $K_2MnO_4 + CO_2 =$
- Рассчитайте <b>константы равновесий</b> реакций: $3MnO_4^{2-} + 2H_2O \rightleftharpoons 2MnO_4^- + MnO_2 + 4OH^-$ $3MnO_4^{2-} + 4H^+ \rightleftharpoons 2MnO_4^- + MnO_2 + 2H_2O$ в стандартных условиях и сделайте вывод о сравнительной устойчивости манганатов в <b>нейтральной и кислой средах.</b>	
Приготовьте пять пробирок. В <i>первую</i> пробирку прилейте нагретую до 80°C щавелевую кислоту, во <i>вторую</i> – подкисленный серной кислотой раствор сульфата железа (II),	1. $H_2C_2O_4 + K_2MnO_4 =$ Признак реакции- Уравнение электронного баланса:



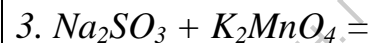


в *третью* – раствор сульфита натрия,  
в *четвёртую* – свежеприготовленную хлорную воду,  
а в *пятую* – насыщенный раствор хлорида бария.  
Во все пробирки добавьте раствор перманганата калия.  
Отметьте изменение окраски растворов в пробирках.  
- Составьте уравнения протекающих реакций. На какие свойства перманганатов указывают эти реакции? Для обоснованного ответа приведите **значения стандартных потенциалов**.



Признак реакции-

Уравнение электронного баланса:



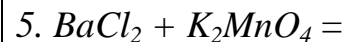
Признак реакции-

Уравнение электронного баланса:



Признак реакции-

Уравнение электронного баланса:



Признак реакции-

- Каков состав и **цвет** выпадающего осадка в пятой пробирке? Укажите **ПР вещества**, образующего осадок и рассчитайте растворимость вещества в воде (моль/л).

Выполнено

Подпись преподавателя

Работа 7. Марганец и его соединения  
Опыт 5. *Свойства соединений марганца (VII)*

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
Налейте в четыре пробирки раствор перманганата калия и добавьте разбавленной серной кислотой для создания кислой среды. Прибавьте: - в <i>первую</i> пробирку сульфит калия, - во <i>вторую</i> - сульфат железа (II), - в <i>третью</i> - сульфид натрия, - в <i>четвёртую</i> - щавелевую кислоту.	$KMnO_4 + H_2SO_{4(разб)} + K_2SO_3 =$ Признак реакции- Уравнение электронного баланса:  $KMnO_4 + H_2SO_{4(разб)} + FeSO_4 =$ Признак реакции- Уравнение электронного баланса:  $KMnO_4 + H_2SO_{4(разб)} + Na_2S =$ Признак реакции- Уравнение электронного баланса:  $KMnO_4 + H_2SO_{4(разб)} + H_2C_2O_4 =$ Признак реакции- Уравнение электронного баланса:



Налейте в четыре пробирки раствор перманганата калия. Прибавьте:

- в *первую* пробирку сульфит калия,
- во *вторую* - этиловый спирт, содержимое слегка нагрейте.
- в *третью* – иодид калия,
- в *четвёртую* – сульфат марганца (II). Составьте уравнения реакций.

$\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 =$   
Признак реакции-  
Уравнение электронного баланса:

$\text{KMnO}_4 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} =$   
Признак реакции-  
Уравнение электронного баланса:

$\text{KMnO}_4 + \text{KI} =$   
Признак реакции-  
Уравнение электронного баланса:

$\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4$   
Признак реакции-  
Уравнение электронного баланса:

- **Сравните** значения стандартных **потенциалов перманганат-иона в различных средах**. В какой среде перманганат-ион проявляет наиболее сильные окислительные свойства? Приведите математическое уравнение, отражающее взаимосвязь величины окислительно-восстановительного потенциала с pH раствора.



<p>- Сопоставьте окислительно-восстановительные свойства соединения марганца с увеличением степени окисления марганца.</p>	
<p>- Рассчитайте ЭДС реакции взаимодействия перманганата калия с соляной кислотой и сделайте вывод о возможности ее протекания в стандартных условиях. Какие условия благоприятствуют протеканию этой реакции? Для каких целей в лаборатории можно использовать данную реакцию?</p>	
<p>- Сравните окислительно-восстановительные свойства <b>перманганат-иона и дихромат-иона</b>. Оцените влияние среды раствора на изменение окислительных свойств.</p>	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{Cr}(\text{OH})_4^- + 4\text{OH}^- \quad E^0 = -0,13\text{В}$ $\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^- \quad E^0 = -0,11\text{В}$ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O} \quad E^0 = +1,36\text{В}$



<p>- Оцените отношение растворимых соединений марганца (в различных степенях окисления) к процессу гидролиза. Какие соединения в наибольшей степени подвергаются гидролизу? Дайте обоснованный ответ, составив необходимые уравнения реакций.</p>	
<p>*<i>Задача.</i> Напишите уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: <math>Mn \rightarrow MnSO_4 \rightarrow MnO_2 \rightarrow K_2MnO_4 \rightarrow KMnO_4 \rightarrow MnSO_4</math> <math>\rightarrow Mn(OH)_2 \rightarrow MnO(OH)_2</math></p>	
Выполнено	Подпись преподавателя

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

## Свойства железа и его соединений



Железо необходимо для жизнедеятельности как растений, так и живых организмов. Железо выполняет жизненно важные функции: перенос кислорода, образование эритроцитов, участвует в образовании гемоглобина и т.д. В организме взрослого человека содержится приблизительно 4,5 г железа. Основным источником поступления в организм человека являются печень, почки, бобовые культуры, мясные продукты. Железо из мясных продуктов усваивается на 30%, из растений – 10%. Растительные продукты содержат фосфаты и фитин, которые образуют с железом труднорастворимые соли и препятствуют его усвояемости. Потребление железа для взрослого человека составляет около 14 мг/сутки. При поступлении в организм большого количества может оказывать токсическое действие.

Полуреакция	Потенциал, В	Полуреакция	Потенциал, В
$\text{Fe}^{2+} + 2e = \text{Fe}$	-0,440	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + 3e = \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	+0,356
$\text{Fe}(\text{OH})_3 + e = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-0,560	$\text{Fe}^{3+} + e = \text{Fe}^{2+}$	+0,770
$\text{Fe}^{3+} + 3e = \text{Fe}$	-0,037	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}^+ + e = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,271
$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 2e = 2\text{Fe}(\text{OH})_2$	-0,057	$\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3e = \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,700

Степень окисления	Соединения	Свойства окислительно-восстановительные/кисотно-основные
0	Fe, Fe(CO) <sub>5</sub>	Восстановительные
+2	FeO, Fe(OH) <sub>2</sub> , FeCl <sub>2</sub> , K <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	Окислительно-восстановительная двойственность с преобладанием восстановительных свойств. Основные свойства оксида и гидроксида.
+3	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , Fe(OH) <sub>3</sub> , Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> , K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	Окислительно-восстановительная двойственность. Амфотерные свойства оксида и гидроксида выражены слабо.
+6	FeO <sub>3</sub> , K <sub>2</sub> FeO <sub>4</sub>	Окислительные свойства. Кислотные свойства оксида и гидроксида.
+8	FeO <sub>4</sub>	Окислительные свойства.

Работа 8: Железо и его соединения  
Опыт 1. *Отношение железа к кислотам*

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
Исследуйте отношение железа к разбавленным и концентрированным растворам соляной, серной и азотной кислот. - Напишите уравнения реакций, используя <b>метод электронного баланса</b> , укажите окислитель и восстановитель. Составьте уравнения реакций, основываясь на значениях $E^{\circ}_{298}$ соответствующих полуреакций.	$Fe + HCl_{(разб)} =$ Признак реакции - Уравнение электронного баланса: ЭДС =  $Fe + HCl_{(конц)} =$ Признак реакции -  $Fe + H_2SO_{4(разб)} =$ Признак реакции - Уравнение электронного баланса: ЭДС =  $Fe + H_2SO_{4(конц)} =$ Признак реакции - Уравнение электронного баланса: ЭДС =  $Fe + HNO_{3(разб)} =$ Признак реакции - Уравнение электронного баланса: ЭДС =



	$Fe + HNO_{3(конц)} =$ Признак реакции - Уравнение электронного баланса: ЭДС =
- Какого состава соли образуются и при каких условиях?	
- Сравните отношение хрома, марганца и железа к рассмотренным кислотам. Имеются ли различия?	$Cr + HCl_{(разб)} =$ $Cr + HCl_{(конц)} =$ $Mn + HCl_{(разб)} =$ $Mn + HCl_{(конц)} =$ $Cr + H_2SO_{4(разб)} =$ $Cr + H_2SO_{4(конц)} =$ $Cr + HNO_{3(разб)} =$ $Cr + HNO_{3(конц)} =$ $Mn + HNO_{3(разб)} =$ $Mn + HNO_{3(конц)} =$
- Почему в растворе соли железа (II) всегда имеется стружка железа? Для обоснованного ответа приведите уравнение реакции.	
Выполнено	Подпись преподавателя





Работа 8: Железо и его соединения

Опыт 2. Получение и свойства гидроксида железа (II)

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
Получите гидроксид железа (II) по обменной реакции, используя растворы соли железа (II) и гидроксида натрия, не содержащие растворённого кислорода.	$FeSO_4 + NaOH =$
- Почему для приготовления этих растворов следует пользоваться свежeproкипячённой водой?	
- Что наблюдаете при сливании растворов? - Содержимое пробирки с осадком разделите на три части. Одну часть осадка оставьте на воздухе. Почему изменяется цвет осадка? <b>Ответ обоснуйте, пользуясь значениями стандартных окислительно-восстановительных потенциалов соответствующих полуреакций.</b> - Другую часть осадка растворите в кислоте, третью – в щёлочи.	<i>Признак реакции –</i> <i>Изменение окраски связано с протеканием реакции окисления:</i> $Fe(OH)_2 + O_2 + H_2O =$ Уравнение электронного баланса:  $Fe(OH)_2 + HCl =$ <i>Признак реакции –</i> $Fe(OH)_2 + NaOH =$ <i>Признак реакции –</i>
- В виде каких <b>комплексных частиц</b> существуют катионы железа (II) в кислых и <b>щелочных</b> растворах?	
- Оцените <b>кисотно-основные и окислительно-восстановительные свойства</b> гидроксида железа (II).	



<p>Для обоснованного ответа приведите таблично-справочные данные. <b>Напишите необходимые для обоснованного ответа уравнения химических реакций.</b></p>	
<p>- Предложите два окислителя для гидроксида железа (II), с помощью которых можно получить гидроксид железа (III), не загрязненный продуктами восстановления окислителя. <b>Напишите соответствующие уравнения реакций.</b></p>	
<p>- Сравните способы получения гидроксидов хрома (II), марганца (II), железа (II). Что <b>общее</b> вы можете отметить?</p>	

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



<p>- Какой гидроксид проявляет наиболее сильные восстановительные свойства? <b>Приведите соответствующие полуреакции и величины стандартных потенциалов.</b></p>	
<p>- Рассчитайте <b>pH</b> суспензии гидроксида железа <b><math>Fe(OH)_2</math></b></p>	
<p><i>*Задача.</i> При обработке соляной кислотой образца технического железа массой 0,64 г был получен водород объемом 0,224 л (н.у.). Рассчитайте массовую долю железа в образце.</p>	<p><i>Решение:</i></p>

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



<p>*<i>Задача.</i> Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:</p> $\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{FeS} \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4$ <p>Для окислительно-восстановительных реакций приведите уравнения электронного баланса; для реакций ионного обмена – ионные уравнения.</p>	<p><i>Решение:</i></p>
Выполнено	Подпись преподавателя

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

Работа 8: Железо и его соединения  
Опыт 3. Качественная реакция на ион  $Fe^{2+}$ 

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
К раствору соли железа (II) добавьте раствор гексацианоферрата (III) калия. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде для <i>неполного</i> ионного обмена.	$FeSO_4 + K_3[Fe(CN)_6] =$ Признак реакции -
- Какое соединение образуется в результате <b>полного ионного обмена</b> ? Составьте уравнение реакции.	$FeSO_4 + K_3[Fe(CN)_6] =$
- Мешают ли катионы железа (II) определению катионов железа (III)?	
- Охарактеризуйте комплексообразующие свойства железа (II). Объясните наличие <b>окраски</b> у комплексных соединений железа (II) с позиций ТКП.	
- Выпишите из справочника величины <b>констант устойчивости</b> различных комплексных соединений железа (II) и <b>оцените силу лигандов</b> (укажите самый сильный лиганд).	
Выполнено	Подпись преподавателя



## Работа 8: Железо и его соединения

## Опыт 4. Восстановительные свойства соединений железа (II)

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
Свежеприготовленный раствор соли железа (II) налейте в три пробирки. В первую и вторую пробирки добавьте несколько капель серной кислоты и, соответственно, бромную воду и перманганат калия. В третью пробирку прилейте немного концентрированной азотной кислоты и нагрейте. - Напишите уравнения реакций, используя метод электронного баланса. Рассчитайте ЭДС и константы равновесия для каждой реакции.	$FeSO_4 + H_2SO_{4(разб)} + Br_{2(p-p)} =$ Признак реакции- Уравнение электронного баланса: $FeSO_4 + H_2SO_{4(разб)} + KMnO_4 =$ Признак реакции- Уравнение электронного баланса: $FeSO_4 + HNO_{3(конц)} =$ Признак реакции- Уравнение электронного баланса:
- Обнаруживаются ли в растворах ионы Fe (II)? Проверьте экспериментально с помощью качественной реакции.	



<p>- Оцените восстановительные свойства соединений железа (II).</p>	
<p>- Какое координационное число и какая геометрия характерны для комплексов железа (II)? Составьте схему образования химической связи для гексацианоферрата (II) калия.</p>	
<p>*Задача. В растворе серной кислоты массой 540 г с массовой долей кислоты 20% растворили 3,36 г железа. Какова массовая доля соли в полученном растворе?</p>	<p><i>Решение:</i></p>
<p>*Задача. Смесь железа и алюминия массой 5,5 г обработали избытком соляной кислоты и получили водород, объемом которого равен 4,48 л (н.у.). Какой объем водорода образуется при обработке такой же смеси избытком раствора щелочи?</p>	<p><i>Решение:</i></p>
<p>Выполнено</p>	<p>Подпись преподавателя</p>





## Работа 8: Железо и его соединения

## Опыт 5: Гидролиз солей железа (II) и железа (III)

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
В две пробирки поместите небольшое количество твердых солей сульфатов железа (II) и (III) и добавьте в каждую пробирку воды до полного растворения солей. Напишите уравнения реакций гидролиза по первой ступени в молекулярной и ионной форме, рассчитайте константы гидролиза.	$FeSO_4 + HON \leftrightarrow$ $Fe_2(SO_4)_3 + HON \leftrightarrow$
- С помощью универсальной индикаторной бумаги определите рН растворов.	$FeSO_4$ $pH =$ $Fe_2(SO_4)_3$ $pH =$
- Какая из двух солей гидролизуеться сильнее и почему?	



<p>- Для обоснования ответа, используйте величины <b>констант диссоциации</b> соответствующих гидроксидов.</p>	
<p>- По справочным данным (константы диссоциации слабых оснований) <b>составьте ряд катионов по увеличению степени гидролиза</b> образованных ими солей.</p>	
<p>- Приведите примеры <b>необратимого</b> гидролиза солей железа (III)? При каких условиях гидролиз является необратимым? - К раствору хлорида железа (III) прилейте раствор <b>карбоната натрия</b>. Что наблюдаете?</p>	
<p>*<i>Задача.</i> На реакцию с 46,4 г оксида железа неизвестного состава было затрачено 22,4 г CO. В результате реакции было получено металлическое железо. Определите формулу исходного оксида железа.</p>	<p><i>Решение:</i></p>



<p>*Задача. Осуществите превращения согласно схеме:</p> $\text{FeS}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	
Выполнено	Подпись преподавателя

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



## Работа 8: Железо и его соединения

## Опыт 6. Получение и свойства гидроксида железа (III)

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
Получите гидроксид железа (III) взаимодействием растворов хлорида железа (III) и гидроксида натрия и исследуйте его <b>кислотно-основные</b> свойства. Для установления кислотных свойств используйте концентрированный раствор щёлочи и нагревание.	$FeCl_3 + NaOH =$ Признак реакции-  $Fe(OH)_3 + HCl =$ Признак реакции-  $Fe(OH)_3 + NaOH =$ Признак реакции-
- Какой гидроксид $Fe(OH)_2$ или $Fe(OH)_3$ проявляет более сильные основные свойства? Для обоснования ответа приведите значения $K_d$ гидроксидов.	
- Сделайте вывод об изменении <b>кислотно-основных</b> свойств с <b>ростом степени окисления</b> элемента.	
- В какой форме ионы железа (III) существуют в кислых и щелочных растворах?	



<p>- Охарактеризуйте комплексообразующие свойства железа (III). Используйте <b>таблично-справочные</b> данные.</p>	
<p>- Рассчитайте концентрацию <b>катионов железа, гидроксид-ионов и рН</b> в суспензии гидроксида <b>Fe(OH)<sub>3</sub></b></p>	
<p>*Смесь веществ, полученных при взаимодействии алюминия с Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>, обработали раствором щелочи. При этом выделился газ, объем которого составил 1,344 л (н.у.). После обработке такой же смеси избытком HCl получен газ объемом 5,376 л (н.у.). Рассчитайте массовые доли веществ в исходной смеси алюминия и смешанного оксида Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>.</p>	<p><i>Решение:</i></p>
<p>Выполнено</p>	<p>Подпись преподавателя</p>

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

Работа 8: Железо и его соединения  
Опыт 7. Качественные реакции на ионы  $Fe^{3+}$ 

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
В две пробирки налейте 1-2 мл раствора соли железа (III). В <i>первую</i> добавьте раствор гексацианоферрата (II) калия - Всегда продуктом реакции является одно и тоже вещество? (учтите возможность <b>неполного</b> и <b>полного</b> ионного обмена с ионами внешней сферы) Во <i>вторую</i> пробирку - раствор роданида аммония или калия ( $KSCN$ ).	<i>Реакция неполного ионного обмена</i> $FeCl_3 + K_4[Fe(CN)_6] =$ Признак реакции- <i>Реакция полного ионного обмена:</i> $FeCl_3 + K_4[Fe(CN)_6] =$ Признак реакции- $FeCl_3 + KSCN =$ Признак реакции-
- К какому классу соединений относятся продукты реакции? Составьте название веществ.	
- Составьте электронную диаграмму распределения электронов по d-орбиталям в соответствии с теорией кристаллического поля для комплексного иона $[Fe(CN)_6]^{4-}$	
- Укажите константу устойчивости гексацианоферрата (II) калия.	$K_4[Fe(CN)_6]$ Константа устойчивости -
Выполнено	Подпись преподавателя



## Работа 8: Железо и его соединения

## Опыт 8. Свойства комплексных соединений железа (III)

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
В пробирку налейте разбавленный раствор хлорида гексаакважелеза (III) и добавьте раствор тиоцианата аммония или калия, считая, что их взаимодействие происходит по указанному уравнению реакции. Добавьте к содержимому пробирки раствор фторида натрия до обесцвечивания смеси, обусловленного образованием фторидного комплекса.	$[Fe(H_2O)_6]Cl_3 + 3NH_4SCN = [Fe(H_2O)_3(SCN)_3] + 3NH_4Cl + 3H_2O$ Признак реакции - $[Fe(H_2O)_3(SCN)_3] + 6NaF = Na_3[FeF_6] + 3NaSCN + 3H_2O$ Признак реакции -
- Сравните значения констант устойчивости тиоцианатного ( $1,7 \cdot 10^3$ ) и фторидного ( $1,26 \cdot 10^{16}$ ) комплексов железа (III) и объясните возможность разрушения тиоцианатного комплекса.	
- Укажите комплексное соединение, водный раствор которого является более сильным электролитом.	
- Какой лиганд образует более прочную химическую связь с металлом-комплексобразователем?	
Выполнено	Подпись преподавателя



## Работа 8: Железо и его соединения

## Опыт 9. Окислительные свойства соединений железа (III)

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
В три пробирки налейте раствор соли железа (III). Добавьте в <i>первую</i> пробирку несколько капель органического растворителя, затем небольшое количество соляной кислоты и бросьте несколько стружек металлического железа.	$FeCl_3 + Fe =$ Признак реакции – Уравнение электронного баланса:
Во <i>вторую</i> пробирку добавьте немного раствора хлорида олова (II). Укажите значения стандартных потенциалов.	$FeCl_3 + SnCl_2 =$ Признак реакции – Уравнение электронного баланса:
В <i>третью</i> пробирку прилейте раствор сульфида натрия. Что наблюдаете? Укажите значения стандартных потенциалов.	$FeCl_3 + Na_2S =$ Признак реакции – Уравнение электронного баланса:
- Исследуйте растворы на присутствие ионов железа (II).	





<p>- В какой среде восстановительные свойства железа (III) проявляются в большей степени? <b>Приведите примеры уравнений реакций.</b></p>	
<p>*<i>Задача.</i> Осуществите превращения согласно схеме: <math display="block">\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4</math></p>	<p><i>Решение:</i></p>
<p>Выполнено</p>	<p>Подпись преподавателя</p>

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



## Работа 8: Железо и его соединения

## Опыт 10: Свойства комплексных соединений железа (III)

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
<p>Налейте в две пробирки по 1 мл раствора гексацианоферрата (III) калия <math>K_3[Fe(CN)_6]</math>.</p> <p>В <i>первую</i> – добавьте раствор сульфата меди (II) <math>CuSO_4</math>, а во <i>вторую</i> – нитрат серебра <math>AgNO_3</math>. Запишите уравнения реакций в <i>молекулярном и ионном</i> видах.</p> <p>Для обоснованного ответа используйте величины констант устойчивости комплексных ионов <math>[Ag(CN)_2]^- = 7,08 \cdot 10^{19}</math>; <math>[Cu(CN)_4]^- = 1,00 \cdot 10^{24}</math>; <math>[Fe(CN)_6]^{3-} = 7,94 \cdot 10^{43}</math>.</p>	<p><math>K_3[Fe(CN)_6] + CuSO_4 =</math> Признак реакции-</p> <p><math>K_3[Fe(CN)_6] + AgNO_3 =</math> Признак реакции-</p>
- Составьте названия комплексных соединений (продуктов реакции).	
- Предложите возможное практическое применение изученных реакций.	
Выполнено	Подпись преподавателя



## Работа 8: Железо и его соединения

Опыт 11: *Влияние комплексообразования на окислительно-восстановительные свойства веществ*

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
<p>По значениям стандартных окислительно-восстановительных потенциалов: <math>E(\text{Fe}^{3+} + e = \text{Fe}^{2+}) = 0,77\text{В}</math>, <math>E(\text{I}_2 + 2e = 2\text{I}^-) = 0,54\text{В}</math>, <math>E([\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + e = [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}) = 0,36\text{В}</math> определите: - какие ионы <math>\text{Fe}^{2+}</math> или <math>[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}</math> могут быть окислены иодной водой <math>\text{I}_2</math>? Подтвердите свой ответ расчетом ЭДС реакций и экспериментально. Для этого в 3 пробирки налейте раствор иодной воды. Одну пробирку оставьте для <i>сравнения</i>. В другую - налейте раствор соли <math>\text{FeSO}_4</math> в третью - <math>\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]</math> - обратите внимание на признаки реакций. Составьте соответствующее уравнение реакции.</p>	
- Сделайте вывод о <b>влиянии комплексообразования на окислительно-восстановительные свойства</b> веществ.	
Выполнено	Подпись преподавателя

## Свойства кобальта, никеля и их соединений



Кобальт является одним из важнейших биогенных элементов. Общая масса кобальта в организме взрослого человека примерно 1,2 мг, что составляет менее 2.10-6%. Значительная часть этой массы находится в виде жирорастворимого витамина В<sub>12</sub> и его аналогов. Витамин В<sub>12</sub> необходим для формирования эритроцитов, дефицит приводит к злокачественной анемии – малокровие. В организме человека имеются в желудочно-кишечном тракте бактерии, которые синтезируют этот витамин.

Полуреакция	Потенциал, В	Полуреакция	Потенциал, В
$\text{Co(OH)}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Co} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,095	$\text{Co(OH)}_2 + 2\text{e} = \text{Co} + 2\text{OH}^-$	-0,730
$\text{CoO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Co} + \text{H}_2\text{O}$	+0,170	$\text{Co(NH}_3)_6^{2+} + 2\text{e} = \text{Co} + 6\text{NH}_3$	-0,420
$\text{Co}^{3+} + \text{e} = \text{Co}^{2+}$	+0,330	$\text{Co(NH}_3)_6^{3+} + \text{e} = \text{Co(NH}_3)_6^{2+}$	+0,100
$\text{Co}^{3+} + \text{e} = \text{Co}^{2+}$	+1,808	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e} = \text{Co}^-$	-0,277

Степень окисления	Соединения	Свойства окислительно-восстановительные / кислотно-основные
0	Co, Co <sub>2</sub> (CO) <sub>8</sub>	Восстановительные
+2	CoO, Co(OH) <sub>2</sub> , CoCl <sub>2</sub> , [Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ]Cl <sub>2</sub>	Окислительно-восстановительная двойственность, амфотерные свойства оксида и гидроксида с преобладанием основных свойств
+3	CoO(OH), Na <sub>3</sub> [Co(NO <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> ]	Окислительные свойства



28



Ni

НИКЕЛЬ

58,69

Соединения никеля постоянно находятся в растительных и животных организмах как примесь, на уровне  $5 \cdot 10^{-5}\%$  -  $1 \cdot 10^{-6}\%$ . По сравнению с соединениями железа и кобальта малая биологическая роль никеля связана с химической инертностью его соединений. Никель принимает участие в кроветворении, влияет на углеводный обмен. Является токсичным элементом, его макроколичества вызывают отравление живого организма.

Степень окисления	Соединения	Свойства окислительно-восстановительные / кислотно-основные
0	Ni, [Ni(CO) <sub>4</sub> ]	Восстановительные свойства
+2	NiO, Ni(OH) <sub>2</sub> , NiCl <sub>2</sub> , NiSO <sub>4</sub> , [Ni(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ][Cl <sub>2</sub> , K <sub>2</sub> [Ni(CN) <sub>4</sub> ]	Окислительно-восстановительная двойственность/амфотерные свойства оксида и гидроксида с преобладанием основных свойств
+3	NiO(OH)	Окислительные свойства

Полуреакция	Потенциал, В	Полуреакция	Потенциал, В
$\text{Ni(OH)}_2 + 2e = \text{Ni} + 2\text{OH}^-$	-0,720	$\text{Ni(CN)}_4^{2-} + 2e = \text{Ni} + 4\text{CN}^-$	-0,400
$\text{Ni(NH}_3)_6^{2+} + 2e = \text{Ni} + 6\text{NH}_3$	-0,490	$\text{Ni}^{2+} + 2e = \text{Ni}$	-0,230
$\text{Ni(OH)}_3 + e = \text{Ni(OH)}_2 + \text{OH}^-$	+0,490		



Работа 9: Кобальт, никель и их соединения

Опыт 1. Получение и свойства гидроксида кобальта (II)

Цель	Реактивы и оборудование
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
<p>К раствору соли кобальта (II) прилейте раствор гидроксида натрия. Переведите нагреванием синюю модификацию гидроксида кобальта (II) в красную. Осадок разделите на три части.</p> <p>К <i>первой</i> части осадка добавьте кислоту, к <i>второй</i> - концентрированной щёлочи, к <i>третьей</i> – небольшое количество воды и оставьте на воздухе.</p>	<p><math>CoCl_2 + NaOH =</math>  <i>Признак реакции –</i>  <math>Co(OH)_2 + HCl =</math>  <i>Признак реакции –</i>  <math>Co(OH)_2 + NaOH_{(конц)} =</math>  <i>Признак реакции –</i>  <math>Co(OH)_2 + O_2 + H_2O =</math>  <i>Признак реакции –</i>  <i>Уравнение электронного баланса:</i></p>
<p>- Учитывая ПР гидроксида кобальта (II) и константу устойчивости комплекса кобальта (II), определите растворим ли осадок гидроксида кобальта (II) в концентрированном растворе аммиака?</p> <p><math>ПР Co(OH)_2 = 2 \cdot 10^{-15}</math>    <math>K_{уст} = 2,45 \cdot 10^4</math>;  <math>Co(OH)_2 = Co^{2+} + 2OH^-</math>    <math>ПР = [Co^{2+}][OH^-]^2</math>  <math>[Co(NH_3)_6]^{2+} = Co^{2+} + 6NH_3</math>  <math>K_{уст} = [Co(NH_3)_6]^{2+} / [Co^{2+}][NH_3]^6</math></p>	<p><math>Co(OH)_2 + 6(NH_3 \cdot H_2O)_{(конц)} =</math>  <i>Признак реакции –</i></p> <p><math>K_{равн} =</math></p>



<p>- Сравните <b>кислотно-основные свойства</b> гидроксидов кобальта (II) и железа (II), какой гидроксид обладает более ярко выраженными основными свойствами?</p>	<p><math>K [Co(OH)_2] =</math> <math>K [Fe(OH)_2] =</math></p>
<p>*<i>Задача.</i> Сплав меди и кобальта массой 4,0 г обработали избытком раствора соляной кислоты. При этом выделился газ, объем которого при н.у. составил 0,38 л. Рассчитайте массовую долю компонентов смеси.</p>	<p><i>Решение:</i></p>
<p>*<i>Задача.</i> Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить цепочку превращений: <math>Co \rightarrow Co(NO_3)_2 \rightarrow Co(OH)_2 \rightarrow [Co(NH_3)_6]Cl_2 \rightarrow [Co(NH_3)_6]Cl_3 \rightarrow Co(OH)_3</math></p>	<p><i>Решение:</i></p>
<p>Выполнено</p>	<p>Подпись преподавателя</p>

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



Работа 9: Кобальт, никель и их соединения  
Опыт 2. Свойства солей кобальта (II)

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
<p>К небольшому количеству раствора хлорида кобальта (II) добавьте небольшое количество концентрированной соляной кислоты. Наблюдайте изменение окраски и дайте объяснение этому явлению.</p> <p>Аналогичное явление происходит при нагревании твердого кристаллогидрата хлорида кобальта.</p>	$[Co(H_2O)_6]Cl_2 + 2Cl^- = [CoCl_4]^{2-} + 6H_2O$ <i>Признак реакции-</i>  $[Co(H_2O)_6]Cl_2(mв) =$ <i>Признак реакции-</i>
- Охарактеризуйте комплексообразующие свойства кобальта (II).	
- Какое координационное число и какая геометрия характерны для аквакомплекса кобальта (II)?	$[Co(H_2O)_6]^{2+}$
- Назовите комплексное соединение, образующееся при добавлении соляной кислоты. Укажите координационное число и геометрию комплекса.	$[CoCl_4]^{2-}$ -
- В пробирку поместите 1-2 мл раствора хлорида кобальта $CoCl_2$ , прилейте избыток раствора хлорида аммония $NH_4Cl$ и несколько капель раствора аммиака $NH_3$ . Наблюдайте образование розово-красного раствора комплексной соли $[Co(NH_3)_6]Cl_2$ . Полученный раствор разделите на 2 пробирки.	$[Co(H_2O)_6]Cl_2 + NH_3 + NH_4Cl =$





<p>- Одну пробирку оставьте на воздухе. Обратите внимание, что при стоянии на воздухе раствор меняет окраску (она становится желтой) вследствие окисления. Во вторую пробирку для увеличения скорости реакции окисления комплексной соли введите в раствор более сильный окислитель, <b>пероксид водорода <math>H_2O_2</math></b>. Наблюдайте происходящие изменения. Запишите уравнение реакции, используя метод электронного баланса. <b>Укажите потенциал окислителя.</b></p>	<p><math>[Co(NH_3)_6]Cl_2 + NH_4Cl + O_2 =</math> <math>[Co(NH_3)_6]Cl_2 + NH_4Cl + H_2O_2 =</math></p> <p>Расчетом ЭДС реакции подтвердите самопроизвольный характер процесса окисления комплексной соли <math>[Co(NH_3)_6]Cl_2</math>. Используйте значения стандартных потенциалов и соответствующие полуреакции: <math>O_2 + 2H_2O + 4e = 4OH^- \quad E = 0,401 \text{ В};</math> <math>Co^{3+} + e = Co^{2+} \quad E = 1,88 \text{ В};</math> <math>[Co(NH_3)_6]^{3+} + e = [Co(NH_3)_6]^{2+} \quad E = 0,1 \text{ В}.</math></p>
<p>- Сделайте вывод о <b>влиянии комплексообразования</b> на окислительно-восстановительные свойства веществ.</p>	
<p>*<i>Задача.</i> Смесь порошков цинка и кобальта массой 9,15 г обработали раствором соляной кислоты. Газ, образовавшийся при этом, имел объем 3,36 л (н.у.). Вторую порцию такой же смеси с равной массой обработали раствором щелочи - гидроксида натрия. В результате реакции выделился газ объемом 1,12 л (н.у.). Рассчитайте массовые доли компонентов смеси.</p>	<p><i>Решение:</i></p>
<p>Выполнено</p>	<p>Подпись преподавателя</p>



## Работа 9: Кобальт, никель и их соединения

## Опыт 3. Получение и свойства гидроксида кобальта (III)

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
В две пробирки налейте раствор соли кобальта (II). В одну из них добавьте бромную воду, в другую – пероксид водорода. Затем в обе пробирки прилейте концентрированный раствор гидроксида натрия. Отметьте <b>цвет осадка</b> гидроксида кобальта (III).	$\text{CoCl}_2 + \text{Br}_{2(\text{p-p})} =$ <i>Признак реакции –</i> <i>Уравнение электронного баланса:</i>  $\text{CoCl}_2 + \text{Br}_{2(\text{p-p})} + \text{NaOH} =$ <i>Признак реакции –</i> <i>Уравнение электронного баланса:</i>  $\text{CoCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2$ <i>Признак реакции –</i> <i>Уравнение электронного баланса:</i>  $\text{CoCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH}$ <i>Признак реакции –</i> <i>Уравнение электронного баланса:</i>
- Сравните способы <b>получения</b> гидроксидов хрома(III), железа (III) и кобальта (III).	



- Сравните основно-кислотные свойства гидроксидов.	$\text{Cr}(\text{OH})_3$ $K =$ $\text{Fe}(\text{OH})_3$ $K =$ $\text{Co}(\text{OH})_3$ $K =$
* <i>Задача.</i> Какую массу сульфида кобальта $\text{CoS}$ можно растворить в горячей концентрированной азотной кислоте (масса раствора кислоты 150 г, массовая доля кислоты 65%)? Какой объем диоксида азота $\text{NO}_2$ при этом образуется?	<i>Решение:</i>
Выполнено	Подпись преподавателя

Работа 9: Кобальт, никель и их соединения  
Опыт 4. Комплексные соединения кобальта (III)

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
К раствору соли кобальта (II) добавьте немного уксусной кислоты и избыток раствора нитрита калия. Смесь нагрейте. Отметьте цвет осадка. Какой газ выделяется?	$CoCl_2 + CH_3COOH + KNO_2 =$ Признак реакции -
- Оцените комплексообразующие свойства кобальта (III). Используя табличные величины констант устойчивости, укажите комплексные соединения, одно из которых является самым слабым электролитом, а другое – самым сильным.	
*Задача. Рассчитайте массу оксида кобальта CoO, которую можно получить при обжиге карбонила кобальта, массой 200 г. Какой объем углекислого газа (н.у.) при этом выделяется?	Решение:
Выполнено	Подпись преподавателя

Работа 9: Кобальт, никель и их соединения  
Опыт 5. Получение и свойства гидроксида никеля (II)

Цель	Реактивы и оборудование
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
Получите гидроксид никеля (II), действуя щёлочью на раствор соли никеля (II). Исследуйте его <b>кислотно-основные</b> свойства, отношение к раствору аммиака и кислороду воздуха.	$\text{NiSO}_4 + \text{NaOH} =$ <i>Признак реакции -</i> $\text{Ni}(\text{OH})_2 + (\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}) =$ <i>Признак реакции -</i> $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 =$ <i>Признак реакции -</i>
- На основании опытов, проведённых ранее, сравните поведение гидроксидов никеля (II), кобальта (II), железа (II) при стоянии на воздухе. В обоснование ответа приведите значения соответствующих стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.	
- Какое основание сильнее – гидроксид никеля (II) или гидроксид гексаамминникеля (II)? Объясните причину этого различия.	
Выполнено	Подпись преподавателя

Работа 9: Кобальт, никель и их соединения  
Опыт 6. *Комплексные соединения никеля (II)*

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
Добавьте к раствору соли никеля (II) сначала небольшое количество раствора аммиака, а затем избыток. Что наблюдаете?	
- Охарактеризуйте комплексообразующие свойства никеля (II).	
- Напишите уравнение диссоциации гексаамминогидроксида никеля(II) и укажите константу устойчивости данного комплекса. Устойчив ли аммиакат никеля (II)?	$[Ni(NH_3)_6](OH)_2$ $K_{уст} =$
- Что произойдет, если к водным растворам сульфатов железа (II), кобальта (II) и никеля (II) прилить избыток раствора <b>аммиака</b> ? Напишите соответствующие уравнения реакций.	



- Объясните, почему при добавлении щелочи к водному раствору  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$  выпадает зеленый осадок, а при добавлении щелочи к водному раствору  $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$  осадок не образуется? Для обоснования ответа используйте значения констант устойчивости соответствующих комплексов. Докажите протекание реакции **расчетом константы равновесия.**

\**Задача.* Какой объем хлора  $\text{Cl}_2$  (н,у,) необходим для получения  $\text{NiO}(\text{OH})$  массой 18,4 г из гидроксида никеля (II)?

*Решение:*

Выполнено

Подпись преподавателя

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

Работа 9: Кобальт, никель и их соединения  
Опыт 7. Получение и свойства гидроксида никеля (III)

Цель	Реактивы и оборудование
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
Получите <b>гидроксид никеля (II)</b> по реакции обмена растворимой соли со щелочью. К осадку гидроксида никеля (II) добавьте бромную воду. Отметьте изменение окраски осадка.	$\text{NiSO}_4 + \text{NaOH} =$ <p><i>Признак реакции -</i></p> $\text{Ni(OH)}_2 + \text{Br}_{2(\text{p-p})} + \text{NaOH} =$ <p><i>Признак реакции -</i></p>
- Сравните <b>кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства</b> гидроксидов железа (III), кобальта (III), никеля (III). Напишите необходимые для обоснования ответа уравнения реакций.	$\text{Fe(OH)}_3$  $\text{Co(OH)}_3$





	$\text{Ni}(\text{OH})_3$
- Напишите уравнения реакций взаимодействия гидроксидов железа (III), кобальта (III) и никеля (III) с концентрированными и разбавленными растворами соляной и азотной кислот. Для гидроксидов каких элементов взаимодействие протекает по кислотно-основному, а для каких – по окислительно-восстановительному типу?	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HCl}_{(\text{конц})} =$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HCl}_{(\text{разб})} =$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_{3(\text{конц})} =$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_{3(\text{разб})} =$ $\text{Co}(\text{OH})_3 + \text{HCl}_{(\text{конц})} =$ $\text{Co}(\text{OH})_3 + \text{HCl}_{(\text{разб})} =$ $\text{Co}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_{3(\text{конц})} =$ $\text{Co}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_{3(\text{разб})} =$ $\text{Ni}(\text{OH})_3 + \text{HCl}_{(\text{конц})} =$ $\text{Ni}(\text{OH})_3 + \text{HCl}_{(\text{разб})} =$ $\text{Ni}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_{3(\text{конц})} =$ $\text{Ni}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_{3(\text{разб})} =$
*Задача. Какая масса иода образуется в результате взаимодействия 9,2 г $\text{NiO}(\text{OH})$ с иодидом калия $\text{KI}$ массой 16,6 г в сернокислой среде?	Решение:
Выполнено	Подпись преподавателя

## Свойства меди, серебра и их соединений



Медь принимает участие в процессах жизнедеятельности, входит в состав ряда ферментативных систем. Медь необходима для усвоения железа. Суточная потребность для взрослого человека составляет 4-5 мг. Дефицит меди приводит к анемии, недостаточности роста. При длительном воздействии высоких доз меди происходит интоксикация и специфические заболевания. Токсичное действие соединений меди обусловлено взаимодействием ионов меди с тиольными –SH-группами и аминогруппами –NH<sub>2</sub> белков. При этом образуются биокластеры хелатного типа. В результате белки теряют ферментативную активность, уменьшается их растворимость.

Степень окисления	Соединения	Химические свойства
0	Cu	Восстановительные свойства
+1	Cu <sub>2</sub> O, CuCl, CuI, H[CuCl <sub>2</sub> ]	Основные свойства, восстановительные свойства, слабые окислительные свойства
+2	CuO, Cu(OH) <sub>2</sub> , CuSO <sub>4</sub> , Na <sub>2</sub> [Cu(OH) <sub>4</sub> ], [Cu(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ](OH) <sub>2</sub>	Слабовыраженные амфотерные свойства с преобладанием основных свойств; окислительно-восстановительная двойственность с преобладанием окислительных свойств

Полуреакция	Потенциал, В	Полуреакция	Потенциал, В
$\text{Cu}^+ + e = \text{Cu}$	+0,520	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2e = \text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0,220
$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$	+0,340	$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2e = \text{Cu} + 4\text{NH}_3$	-0,070
$\text{Cu}^{2+} + e = \text{Cu}^+$	+0,153	$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+} + e = \text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+ + 2\text{NH}_3$	-0,010
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+ + e = \text{Cu} + 2\text{NH}_3$	-0,120	$2\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{Cu}_2\text{O} + 2\text{H}^+$	+0,203
$2\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2e = \text{Cu}_2\text{O} + 2\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O}$	-0,080	$2\text{CuO} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	+0,640
$\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2e = 2\text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0,360	$\text{Cu}(\text{CN})_2^- + e = \text{Cu} + 2\text{CN}^-$	-0,430



В организме взрослого человека обнаруживают около 1 мг серебра, примерно  $10^{-6}\%$ . Антисептические свойства растворимых солей серебра известны с древних времен. Вода, хранящаяся в серебряной посуде, не подвергается микробному загрязнению. Сильное токсичное действие проявляется при приеме внутрь 7 г нитрата серебра. Токсическое действие ионов серебра обусловлено комплексообразованием ионов серебра с белками, нуклеиновыми кислотами и другими органическими веществами организма человека.

Степень окисления	Соединения	Химические свойства
0	Ag	Восстановительные свойства
+1	Ag <sub>2</sub> O, AgCl, AgNO <sub>3</sub> [Ag(NH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ], Na <sub>3</sub> [Ag(S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ]	Основные свойства, окислительные свойства Процесс комплексообразования уменьшает окислительные свойства.

Полуреакция	Потенциал, В	Полуреакция	Потенциал, В
Ag(CN) <sub>2</sub> <sup>-</sup> + e = Ag + 2CN <sup>-</sup>	-0,290	Ag(S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> <sup>3-</sup> + e = Ag + 2S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	+0,010
Ag <sub>2</sub> O + H <sub>2</sub> O + 2e = 2Ag + 2OH <sup>-</sup>	+0,344	Ag <sup>2+</sup> + e = Ag <sup>+</sup>	+2,000
Ag <sup>+</sup> + e = Ag	+0,799	AgNO <sub>2</sub> + e = Ag + NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	+0,590
Ag(NH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> <sup>+</sup> + e = Ag + 2NH <sub>3</sub>	+0,373	[AgCl <sub>2</sub> ] <sup>-</sup> + e = Ag + 2Cl <sup>-</sup>	+0,500

Работа 10: Медь, серебро и их соединения  
Опыт 1. Взаимодействие меди с кислотами

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
Подействуйте на медные стружки на холоду и при нагревании растворами разбавленных и концентрированных кислот: соляной, серной и азотной. Составьте уравнения протекающих реакций.	$Cu + HCl_{(разб)} =$ Признак реакции- $Cu + HCl_{(конц)} =$ Признак реакции- Уравнение электронного баланса:  $Cu + H_2SO_{4(разб)} =$ Признак реакции- Уравнение электронного баланса:  $Cu + H_2SO_{4(конц)} =$ Признак реакции- Уравнение электронного баланса:  $Cu + HNO_{3(разб)} =$ Признак реакции- Уравнение электронного баланса:  $Cu + HNO_{3(конц)} =$



	<i>Признак реакции- Уравнение электронного баланса:</i>
- Почему металлы подгруппы меди достаточно легко растворяются в соляной кислоте, <b>аммиаке</b> или растворах <b>цианидов</b> ? Для обоснованного ответа напишите уравнения реакций.	
- Учитывая, что <b>серебро и золото</b> являются аналогами меди, составьте <b>уравнения реакций</b> , которые происходят при взаимодействии этих металлов с кислотами.	

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



<p>- Сравните металлические свойства элементов в ряду: медь – серебро - золото. Приведите <b>величины стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.</b></p>	
<p><i>*Задача.</i> Предложите способы полного химического растворения золотого монетного сплава (содержащего медь, серебро и золото), а также трехстадийный процесс перевода в раствор (вначале только медь, затем серебро и, наконец, золото).</p>	<p><i>Решение:</i></p>
<p>Выполнено</p>	<p>Подпись преподавателя</p>

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н.Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

Работа 10: Медь, серебро и их соединения  
Опыт 2. *Получение и свойства гидроксида меди (II)*

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
Получите гидроксид меди (II) по реакции обмена растворимой соли со щелочью. Осадок перемешайте встряхиванием, разделите на три пробирки и исследуйте его отношение к растворам кислот, аммиака и концентрированного раствора щелочи при нагревании. Составьте уравнения реакций.	$CuSO_4 + NaOH =$ Признак реакции- $Cu(OH)_2 + HCl =$ Признак реакции- $Cu(OH)_2 + (NH_3 + H_2O) =$ Признак реакции- $Cu(OH)_2 + NaOH =$ Признак реакции-
- Известно, что гидроксид меди (II) используют в органической химии как реагент на многоатомные спирты и альдегидную группу. <b>Экспериментально</b> докажите, что глюкоза содержит в своем составе два типа функциональных групп. Укажите условия проведения реакций.	$Cu(OH)_2 + C_6H_{10}O_4(OH)_2 =$ Признак реакции- $Cu(OH)_2 + C_5H_{11}O_5COH =$ Признак реакции- Уравнение электронного баланса:



- Охарактеризуйте <b>окислительно-восстановительные</b> свойства соединений меди (II). Напишите уравнения соответствующих реакций.	
* <i>Задача.</i> Составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $CuSO_4 \rightarrow Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow [Cu(NH_3)_4](OH)_2 \rightarrow CuS \rightarrow CuO$	<i>Решение:</i>
Выполнено	Подпись преподавателя

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



Работа 10: Медь, серебро и их соединения  
Опыт 3. Получение и свойства оксида меди (II)

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
<p>Прилейте к раствору соли меди(II) раствор гидроксида натрия (или калия). Нагрейте полученный осадок гидроксида меди (II) и объясните наблюдаемое изменение окраски. Составьте уравнения реакций. Полученный осадок оксида меди (II) разделите на 3 пробирки. Исследуйте отношение оксида к раствору щелочи и кислоты (разбавленному и концентрированному раствору соляной кислоты).</p> <p>Объясните происходящие явления и отметьте окраску образующихся продуктов. Составьте уравнения реакций.</p>	<p><math>CuSO_4 + NaOH =</math> Признак реакции- <math>Cu(OH)_2 =</math> Признак реакции- <math>CuO + HCl_{(разб)} =</math> Признак реакции- <math>CuO + HCl_{(конц)} =</math> Признак реакции- <math>CuO + NaOH =</math> Признак реакции-</p>
*Задача. Медь массой 38,4 г обработали избытком концентрированной азотной кислоты. Выделившийся газ поглотили раствором гидроксида натрия, объемом 120 мл, с массовой долей 25%, плотностью 1,27 г/мл. Рассчитайте массовые доли солей в полученном растворе.	Решение:
Выполнено	Подпись преподавателя

Работа 10: Медь, серебро и их соединения  
Опыт 4. *Гидролиз солей меди (II)*

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
Растворите в небольшом количестве воды несколько кристалликов безводного сульфата меди (II). Объясните наблюдаемое изменение окраски. Определите pH раствора. Какова реакция среды раствора? Напишите уравнение реакции гидролиза по 1 стадии в ионном и молекулярном виде; рассчитайте <i>константу гидролиза</i> .	$CuSO_4 + H_2O \leftrightarrow$
- Какая комплексная частица существует в водном растворе?	
- Чем объясняется наличие окраски раствора?	
- Почему растворение в воде сульфата меди (II) сопровождается <b>выделением теплоты</b> , а растворение медного купороса – <b>поглощением</b> ?	



<p>- К раствору сульфата меди (II) прилейте раствор карбоната натрия. Какой газ при этом выделяется? Какое вещество выпало в осадок? Объясните, почему происходит образование основной соли, а не <math>\text{Cu}(\text{OH})_2</math> или карбоната меди <math>\text{CuCO}_3</math>. Используйте величины ПР.</p> <p>- Добавьте к полученному осадку раствор разбавленной соляной кислоты. К какому типу реакций относится данное взаимодействие?</p>	<p><math>\text{CuSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HON} =</math></p> <p>Признак реакции -</p> <p><math>\text{HCl} +</math></p>
<p>- В атмосферных условиях на поверхности бронзы и медных изделий образуется зеленый налет. Какими химическими процессами можно объяснить наблюдаемые превращения? Приведите необходимые уравнения химических реакций.</p>	
<p>*Задача. Сплав меди с цинком массой 5 г обработали 25% раствором гидроксида натрия (плотность раствора 1,27 г/мл). Твердый остаток отделили, обработали концентрированной азотной кислотой. Полученную при этом соль выделили, прокалили и получили 2,5 г твердого остатка. Определите массы металлов в сплаве и минимальный объем щелочи, который необходим для растворения сплава.</p>	<p>Решение:</p>
<p>Выполнено</p>	<p>Подпись преподавателя</p>

Работа 10: Медь, серебро и их соединения  
Опыт 5. Получение комплексной соли меди (II)

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
К раствору сульфата меди (II) прилейте 10% -ный раствор аммиака до полного растворения образующегося вначале осадка основной соли.	$\text{CuSO}_4 + (\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}) =$  <i>Признак реакции -</i>
Напишите уравнение диссоциации полученной комплексной соли. Укажите константу устойчивости комплексного иона.	
- В отдельных порциях раствора определите наличие ионов $\text{Cu}^{2+}$ и $\text{SO}_4^{2-}$ . Составьте уравнения наблюдаемых реакций.	
- Рассчитайте константу равновесия процесса разрушения комплексного иона сульфидом натрия. <b>Приведите полный расчет.</b>	<i>Решение:</i>
Выполнено	Подпись преподавателя

Работа 10: Медь, серебро и их соединения  
Опыт 6. Получение и свойства оксида меди (I)

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
К 1-2 мл раствора сульфата меди (II) прилейте избыток 30% -ного раствора гидроксида натрия и раствор глюкозы. Смесь хорошо перемешайте и нагрейте. Наблюдайте сначала образование желто-оранжевого осадка, переходящего при более сильном нагревании в красный. Объясните наблюдаемые явления и составьте уравнение реакции, имея в виду, что глюкоза превращается в соль глюконовой кислоты. Напишите уравнение электронного баланса. Какие свойства проявляет в этой реакции гидроксид меди (II)?	$Cu(OH)_2 + NaOH + C_5H_{11}O_5CHO =$ <p>Признак реакции - Уравнение электронного баланса:</p>

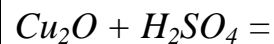


Оксид меди (I), полученный в предыдущем опыте, разделите на три порции.

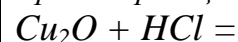
- *Первую* порцию обработайте концентрированной серной кислотой;
  - *вторую* – концентрированной соляной кислотой;
  - *третью* – концентрированным раствором аммиака.
- Объясните наблюдаемые явления. Что происходит со временем в третьей пробирке? Составьте уравнения реакций.

Охарактеризуйте **устойчивость, кислотно-основные, комплексообразующие и окислительно-восстановительные свойства оксида меди (I).**

- Объясните, почему комплексный ион меди (+1)  $[\text{CuCl}_2]^-$  в водном растворе бесцветный, а водный раствор  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Cl}_4]^{2-}$  окрашен в зеленый цвет?



Признак реакции-



Признак реакции-



Признак реакции-



<p>*Задача. В каком соотношении масс нужно взять две навески металлической меди, чтобы при внесении одной в концентрированную серную кислоту, а второй – в разбавленную азотную кислоту выделились одинаковые объемы газов?</p>	<p>Решение:</p>
<p>*Задача. Напишите уравнения реакций с помощью которых можно осуществить схему превращений: <math>\text{CuS} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{H}[\text{CuCl}_2]</math></p>	<p>Решение:</p>
<p>Выполнено</p>	<p>Подпись преподавателя</p>

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



Работа 10: Медь, серебро и их соединения  
Опыт 7. Получение иодида меди (I)

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
<p>К раствору сульфата меди (II) прилейте раствор иодида калия.</p> <p>- Какие свойства проявляет катион меди (II) в данном процессе? Подтвердите уравнением <b>электронного баланса</b> и значением стандартного <b>потенциала</b>.</p>	$CuSO_4 + KI =$ <i>Признак реакции-</i> <i>Уравнение электронного баланса:</i>
<p>- Введите в пробирку небольшое количество раствора крахмала. Что наблюдаете?</p>	$I_2 + \text{крахмал} =$ <i>Признак реакции-</i>
<p>- Для обнаружения цвета осадка иодида меди (I) добавьте несколько капель раствора тиосульфата натрия до исчезновения синей окраски. Почему следует избегать избытка тиосульфата?</p> <p>- Охарактеризуйте свойства иодида меди (I)</p>	$I_2 + Na_2S_2O_3 =$ <i>Признак реакции-</i> $CuI + Na_2S_2O_3 =$ <i>Признак реакции-</i>
<p>- Назовите образующееся комплексное соединение. Укажите значение координационного числа металла - комплексообразователя.</p>	$Na_3[Cu(S_2O_3)_2]$
<p>- Как влияет природа лиганда на стабилизацию степени окисления меди +1?</p>	
Выполнено	Подпись преподавателя



Работа 10: Медь, серебро и их соединения  
Опыт 8. Получение галогенидов серебра (I)

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
<p>Вам известно, что галогенид-ионы определяют по реакции взаимодействия нитрата серебра с растворами солей галогеноводородных кислот. Напишите уравнения химических реакций и укажите окраску образующихся осадков.</p> <p>- Для обнаружения каких ионов используют нитрат серебра? Предложите соответствующие <b>уравнения реакций</b>. Укажите ПР образующихся солей серебра. Вспомните тему «Фосфор и его соединения». Укажите условия взаимодействия нитрата серебра с фосфат-ионами.</p>	<p><math>AgNO_3 +</math> Признак реакции-</p> <p><math>AgNO_3 +</math> Признак реакции-</p> <p><math>AgNO_3 +</math> Признак реакции-</p> <p><math>AgNO_3 +</math> Признак реакции-</p>
<p>- Какой вывод о термической устойчивости галогенидов серебра (I) можно сделать на основании значений <math>\Delta G_{298}^0</math> этих соединений?</p>	



<p>- Рассмотрите комплексообразующие свойства серебра. Предложите уравнения химических превращений, позволяющих перевести галогениды серебра в комплексные соединения при взаимодействии с аммиаком, тиосульфатом натрия, цианидом калия.</p>	
<p>Рассчитайте константы равновесия для процессов растворения галогенидов серебра в растворах аммиака и тиосульфата натрия.</p>	
<p>- На основании значений энергии Гиббса для некоторых комплексных соединений серебра сделайте вывод о термодинамической возможности и полноте образования указанных комплексов в водном растворе при стандартных условиях.</p> <p><math>Ag^+ + 2Cl^- = [AgCl_2]^-</math> <math>G_{298}^0 = - 30</math> кДж</p> <p><math>Ag^+ + 2(NH_3 \cdot H_2O) = [Ag(NH_3)_2]^+ + 2H_2O</math> <math>G_{298}^0 = - 41</math> кДж</p> <p><math>Ag^+ + 2S_2O_3^{2-} = [Ag(S_2O_3)_2]^{3-}</math> <math>G_{298}^0 = - 76</math> кДж</p> <p><math>Ag^+ + 2CN^- = [Ag(CN)_2]^-</math> <math>G_{298}^0 = - 119</math> кДж</p> <p>- Установите взаимосвязь между <math>K_{уст}</math>, приведенных комплексов, и величинами восстановительных</p>	

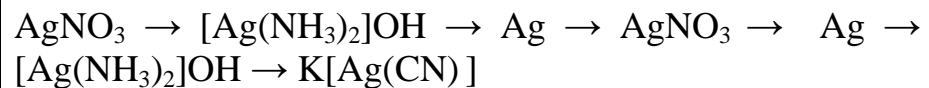


<p><b>потенциалов.</b> Выпишите величины констант устойчивости соответствующих комплексных соединений.</p>	
<p><i>*Задача.</i> 0,5 г серебряного сплава растворили в разбавленной азотной кислоте. После обработки раствора соляной кислотой получено 0,287 г осадка. Определите массовую долю серебра в сплаве.</p>	<p><i>Решение:</i></p>
<p><i>*Задача.</i> При обработке 100 г смеси серебра, алюминия и оксида магния избытком раствора концентрированной азотной кислотой при комнатной температуре выделился газ объемом 8,96 л (н.у.). При взаимодействии такой же навески исходной смеси с избытком гидроксида натрия выделилось 13,44 л газа (н.у.). Рассчитайте массовые доли веществ в исходной смеси.</p>	<p><i>Решение:</i></p>

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



\*Задача. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Решение:

Выполнено

Подпись преподавателя

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



## Работа 10: Медь, серебро и их соединения

## Опыт 9. Получение хромата и дихромата серебра

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнение реакции и наблюдения
Налейте в одну пробирку раствор хромата, а в другую- дихромата калия и добавьте в каждую раствор нитрата серебра. Обратите внимание на окраску осадков.	$AgNO_3 + K_2CrO_4 =$ Признак реакции-  $AgNO_3 + K_2Cr_2O_7 =$ Признак реакции-
- Укажите ПР хромата и дихромата серебра. Какая соль в первую очередь выпадает в осадок? Где находит применение данная реакция?	ПР( $Ag_2CrO_4$ ) = ПР ( $Ag_2Cr_2O_7$ ) =
- Рассчитайте растворимость хромата и дихромата серебра (моль/л) из величины ПР.	
- Какие условия способствуют более полному осаждению хромата серебра? Можно ли добиться полного осаждения из нейтральных растворов хромата калия?	
Выполнено	Подпись преподавателя



## Свойства цинка и его соединений

Знакомство европейцев с цинком относится к концу средних веков — он впервые упоминается в сочинениях Парацельса, а Либавий называет его «восьмым металлом».

Цинк входит в состав около 80 ферментов, участвует в многочисленных реакциях обмена веществ. При недостатке цинка в организме наблюдается замедление роста, проявление полового инфантилизма у подростков, нарушение вкуса и обоняния. Суточная потребность – 20-25 мг.

Цинк, содержащийся в растительной пище, менее доступен для организма человека, поскольку фитин растений и овощей связывает цинк в труднорастворимые соединения. Более доступным является пища животного происхождения – цинк усваивается на 40%. Запрещено приготовление и хранение пищевых продуктов в оцинкованной посуде. Признаками интоксикации являются тошнота, рвота, боль в животе, диарея. ПДК цинка в питьевой воде – 5 мг/л; для водоемов рыбохозяйственного назначения – 0,01 мг/л.

Цинк необходимый элемент, в организме взрослого человека больше всего цинка содержится в мышцах (до 65%), в костях до 20%. Цинк не проявляет переменной степени окисления, вероятно, именно этим обусловлено его участие во многих биохимических процессах гидролиза в организме человека. Токсичное действие ионов цинка обусловлено их способностью взаимодействовать с сульфгирильными SH-группами с образованием малорастворимых комплексов.

Полуреакции	Потенциал, В	Полуреакции	Потенциал, В
$Zn(CN)_4^{2+} + 2e = Zn_{(ТВ)} + 4CN^-$	-1,260	$Zn(NH_3)_4^{2+} + 2e = Zn_{(ТВ)} + 4NH_3$	-1,040
$Zn(OH)_{2(ТВ)} + 2e = Zn_{(ТВ)} + 2OH^-$	-1,245	$Zn^{2+} + 2e = Zn_{(ТВ)}$	- 0,763
$[Zn(OH)_4]^{2-} + 2e = Zn + 4OH^-$	-1,216	$ZnO_2^{2-} + 4H^+ + 2e = Zn_{(ТВ)} + 2H_2O$	+0,441

Степень окисления	Соединения	Свойства окислительно-восстановительные/кисотно-основные
0	Zn	Амфотерный металл/ восстановительные свойства
+2	ZnO, Zn(OH) <sub>2</sub> , ZnS, ZnSO <sub>4</sub> , Na <sub>2</sub> [Zn(OH) <sub>2</sub> ]	Амфотерный оксид и гидроксид/окислительные свойства



Работа 11. **Цинк и его соединения**

Опыт 1. **Взаимодействие цинка с растворами кислот и щелочей**

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
Поместите в 5 пробирок гранулы цинка и исследуйте отношение цинка к растворам кислот и щелочей.	$Zn + HCl_{(разб)} =$ <i>Признак реакции -</i> $Zn + H_2SO_{4(разб)} =$ <i>Признак реакции -</i>
- Используйте значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов $Zn^{2+}/Zn^0$ в кислой и щелочной средах и полные уравнения химических реакций для объяснения химических свойств цинка.	Стандартные электродные потенциалы систем $Zn^{2+} + 2e = Zn$ ( $E^0 = -0,763$ В) $[Zn(OH)_4]^{2-} + 2e = Zn + 4OH^-$ ( $E^0 = -1,216$ В)
- Укажите возможные продукты восстановления азотной и серной кислот цинком? Какие факторы на это влияют?	$Zn + HNO_3$ (конц,гор) = <i>Признак реакции -</i>  $Zn + HNO_3$ (разб,гор) = <i>Признак реакции -</i> Уравнение электронного баланса:  $Zn + HNO_3$ (3-5%) = <i>Признак реакции -</i> Уравнение электронного баланса:



	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} =$ <p>Признак реакции - Уравнение электронного баланса:</p> $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} =$ <p>Признак реакции - Уравнение электронного баланса:</p> $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} =$ <p>Признак реакции - Уравнение электронного баланса:</p>
<p>- Можно ли растворить цинк в фосфорной кислоте? Будет ли цинк растворяться в <b>растворах</b> хлорида аммония и фосфата натрия? Учтите процессы гидролиза в растворах исходных солей.</p>	$\text{Zn} + \text{H}_3\text{PO}_{4(\text{конц,гор})} =$ <p>Признак реакции -</p> $\text{Zn} + 4\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{конц,гор})} =$ <p>Признак реакции -</p> $\text{Zn} + \text{Na}_3\text{PO}_{4(\text{конц,гор})} =$ <p>Признак реакции -</p>





<p>- Как происходит процесс взаимодействия цинка с растворами щелочей? Укажите формы цинксодержащих частиц в кислых и щелочных растворах.</p>	<p><math>Zn + NaOH + H_2O =</math> Признак реакции - Уравнение электронного баланса:</p>
<p>- В какой среде восстановительные свойства цинка проявляются в большей степени? Будет ли он восстанавливать дихромат-ионы в растворе дихромата калия. Напишите соответствующие <b>уравнения химических процессов</b>.</p>	<p>Сравнение стандартных потенциалов: <math>Zn^{2+} + 2e = Zn (E^0 = -0,763 \text{ В})</math> <math>[Zn(OH)_4]^{2-} + 2e = Zn + 4OH^- (E^0 = -1,216 \text{ В})</math> <math>Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e = 2Cr^{3+} + 7H_2O \quad E^0 = 1,33 \text{ В}</math> <math>CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e = Cr(OH)_3 + 5OH^- \quad E^0 = -0,13 \text{ В}</math></p>
<p>- Как можно отличить сплав цинка с медью от чистой меди? <b>Напишите</b> необходимые <b>уравнения химических реакций</b>.</p>	



<p>*<i>Задача.</i> Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить предлагаемую схему превращений:</p> $\text{Zn} \rightarrow \text{Na}[\text{Zn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Na}[\text{Zn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{ZnSO}_4$	<p><i>Решение:</i></p>
Выполнено	Подпись преподавателя

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

Работа 11. **Цинк и его соединения**Опыт 2. **Изучение свойств гидроксида цинка**

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
Получите гидроксид цинка по реакции обмена соли цинка с раствором щелочи. Исследуйте его свойства: отношение к кислотам и щелочам, гидрату аммония.	$ZnSO_4 + NaOH =$ Признак реакции -  $Zn(OH)_2 + HCl =$ Признак реакции - $Zn(OH)_2 + NaOH =$ Признак реакции - $Zn(OH)_2 + (NH_3 + H_2O) =$ Признак реакции -
- Укажите, как изменится рН водного раствора аммиака при внесении в него гидроксида цинка (+2)? Дайте обоснованный ответ, приведите необходимые уравнения реакций.	$(NH_3 + H_2O) + Zn(OH)_2 =$ Признак реакции -
Выполнено	Подпись преподавателя



## Работа 11. Цинк и его соединения

Опыт 3. *Гидролиз растворимых солей цинка*

Цель:	Реактивы и оборудование :
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
С помощью универсальной индикаторной бумаги исследуйте среду раствора сульфата цинка. Напишите <b>уравнение гидролиза</b> по первой стадии и рассчитайте <b>константу гидролиза</b> . Укажите условия подавления гидролиза в растворах солей цинка.	$ZnSO_4 + HON \leftrightarrow$
Налейте в пробирку раствор сульфата цинка и добавьте раствор карбоната натрия. Напишите <b>уравнение реакции</b> . Где находит применение продукт реакции?	$ZnSO_4 + Na_2CO_3 + H_2O =$ <i>Признак реакции -</i>
Выполнено	Подпись преподавателя



## Работа 11. Цинк и его соединения

## Опыт 4. Изучение свойств тетрагидроксицинка цинка

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
Предложите различные способы получения тетрагидроксицинка.	
Изучите отношение тетрагидроксицинка к раствору разбавленной серной кислоты (недостаток и избыток), сульфату цинка и раствору угольной кислоты. Напишите необходимые <b>уравнения химических реакций</b> . <b>Объясните</b> происходящие химические превращения.	$Na_2[Zn(OH)_4] + H_2SO_4(\text{недос}) =$ Признак реакции – $Na_2[Zn(OH)_4] + H_2SO_4(\text{изб}) =$ Признак реакции – $Na_2[Zn(OH)_4] + ZnSO_4 =$ Признак реакции – $Na_2[Zn(OH)_4] + CO_2 =$ Признак реакции –
- Предскажите окраску растворов комплексных соединений цинка.	



<p>*<i>Задача.</i> В раствор хлорида никеля (II) опустили цинковую пластинку. Через некоторое время масса пластинки уменьшилась на 3,0 г. Определите массу никеля, выделившегося на пластинке.</p>	<p><i>Решение:</i></p>
<p>*<i>Задача.</i> Смесь порошков алюминия, цинка и магния массой 1,280 г обработали раствором соляной кислоты, при этом выделился газ объемом 0,896 л (н.у.). При обработке такой же массы смеси раствором гидроксида натрия выделился газ, объем которого составил 0,560 л (н.у.). Рассчитайте массовые доли компонентов в исходной смеси.</p>	<p><i>Решение:</i></p>
Выполнено	Подпись преподавателя



## Работа 11. Цинк и его соединения

## Опыт 5. Качественные реакции на катион цинка

Цель:	Реактивы и оборудование:
Методика эксперимента	Уравнения реакций и наблюдения
<p>На кусочек фильтровальной бумаги нанесите несколько капель растворов нитратов цинка и кобальта. Подсушите бумагу и прокалите в тигле. Обратите внимание на окраску золы в тигле.</p> <p><i>Как известно, нитраты при нагревании разлагаются, следовательно, данная реакция сводится к сплавлению оксидов цинка и кобальта.</i></p> <p><b>Напишите промежуточные уравнения реакций.</b></p>	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Co}(\text{NO}_3)_2 = \text{CoZnO}_2 + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ <p><i>Признак реакции-</i></p>
<p>Поместите в пробирку несколько капель соли цинка и добавьте столько же капель раствора гексацианоферрата (II) калия и нагрейте на водяной бане. Обратите внимание на цвет образующегося осадка. Исследуйте его растворимость в соляной кислоте и щелочах.</p>	$3\text{ZnSO}_4 + 2\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] = \text{K}_2\text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$ <p><i>Признак реакции-</i></p> $\text{K}_2\text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2\downarrow + \text{HCl} =$ <p><i>Признак реакции-</i></p> $\text{K}_2\text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2\downarrow + \text{KOH} =$ <p><i>Признак реакции-</i></p>
Выполнено	Подпись преподавателя



Приложение 1

Стандартные электродные потенциалы в водных растворах

В таблице приведены значения стандартных электродных потенциалов ( $E^0$ ) при температуре 25<sup>0</sup>С и нормальном атмосферном давлении 101,3 кПа. Все величины выражены по отношению к потенциалу стандартного водородного электрода.

Элемент	Электродный процесс	$E^0, В$
Азот	$NH_2OH + 2H_2O + 2e = NH_4OH + 2OH^-$	+0,420
	$(NH_2OH)H^+ + 2H^+ + 2e = NH_4^+ + H_2O$	+1,350
	$NO_2^- + H_2O + e = NO + 2OH^-$	-0,460
	$NO_2^- + 6H_2O + 6e = NH_4OH + 7OH^-$	-0,150
	$2NO_2^- + 4H_2O + 6e = N_2 + 8OH^-$	+0,410
	$HNO_2 + 7H^+ + 6e = NH_4^+ + 2H_2O$	+0,860
	$HNO_2 + H^+ + e = NO + H_2O$	+0,990
	$2HNO_2 + 4H^+ + 4e = N_2O + 3H_2O$	+1,290
	$2HNO_2 + 6H^+ + 6e = N_2 + 4H_2O$	+1,440
	$N_2O + H_2O + 2e = N_2 + 2OH^-$	+0,940
	$N_2O + 2H^+ + 2e = N_2 + H_2O$	+1,770
	$2NO + 2H_2O + 4e = N_2 + 4OH^-$	+0,850
	$2NO + 4H^+ + 4e = N_2 + 2H_2O$	+1,680
	$N_2O_4(2NO_2) + 4H_2O + 8e = N_2 + 8OH^-$	+0,530
	$N_2O_4(2NO_2) + 2e = 2NO_2^-$	+0,880
	$N_2O_4(2NO_2) + 2H^+ + 2e = 2HNO_2$	+1,070
	$N_2O_4(2NO_2) + 8H^+ + 8e = N_2 + 4H_2O$	+1,350
	$NO_3^- + H_2O + e = NO_2 + 2OH^-$	-0,860
	$NO_3^- + 2H_2O + 3e = NO + 4OH^-$	-0,140
	$NO_3^- + 7H_2O + 8e = NH_4OH + 9OH^-$	-0,120
$NO_3^- + H_2O + 2e = NO_2^- + 2OH^-$	+0,010	
$NO_3^- + 8H^+ + 6e = (NH_2OH)H^+ + 2H_2O$	+0,730	





	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + e = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NO}_3^- + 17\text{H}^+ + 14e = (\text{N}_2\text{H}_4)\text{H}^+ + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8e = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2e = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e = \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+0,800 +0,840 +0,870 +0,940 +0,960 +1,240
<b>Бром</b>	$\text{Br}_2 + 2e = 2\text{Br}^-$ $\text{Br}_2 (\text{p-p}) + 2e = 2\text{Br}^-$	+1,066 +1,087
<b>Висмут</b>	$\text{Bi}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} + 6e = 2\text{Bi} + 6\text{OH}^-$ $\text{NaBiO}_3 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{BiO}^+ + \text{Na}^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,460 >+1,800
<b>Водород</b>	$\text{H}_2 + 2e = 2\text{H}^-$ $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ $2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$ $\text{HO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = 3\text{OH}^-$	-2,250 -0,828 0,000 +0,880
<b>Железо</b>	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2e = \text{Fe} + 2\text{OH}^-$ $\text{Fe}^{2+} + 2e = \text{Fe}$ $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Fe} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 + e = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 2e = 2\text{Fe}(\text{OH})_2$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ + 6e = 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}^{3+} + 3e = \text{Fe}$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ + 3e = \text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}^+ + e = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + 3e = \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$ $\text{Fe}^{3+} + e = \text{Fe}^{2+}$ $\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3e = \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,877 -0,440 -0,047 -0,560 -0,057 -0,051 -0,037 +0,059 +0,271 +0,356 +0,770 +1,700
<b>Иод</b>	$\text{I}_2 + 2e = 2\text{I}^-$	+0,536



<b>Кислород</b>	$O_2 + H_2O + 2e = HO_2^- + OH^-$	-0,076
	$O_2 + 2H_2O + 4e = 4OH^-$	+0,401
	$O_2 + 2H^+ + 2e = H_2O_2$	+0,682
	$O_2 + 4H^+(10^{-7}M) + 4e = 2H_2O$	+0,815
	$O_2 + 4H^+ + 4e = 2H_2O$	+1,229
	$O_3 + H_2O + 2e = O_2 + 2OH^-$	+1,240
	$O_3 + 6H^+ + 6e = 3H_2O$	+1,511
	$HO_2^- + H_2O + 2e = 3OH^-$	+0,880
	$H_2O_2 + 2H^+ = 3OH^-$	+1,770
<b>Кобальт</b>	$Co(OH)_2 + 2e = Co + 2OH^-$	-0,730
	$Co(NH_3)_6^{2+} + 2e = Co + 6NH_3$	-0,420
	$Co^{2+} + 2e = Co$	-0,277
	$Co(NH_3)_6^{3+} + e = Co(NH_3)_6^{2+}$	+0,100
	$Co(OH)_3 + e = Co(OH)_2 + OH^-$	+0,170
	$Co^{3+} + e = Co$	+0,330
	$Co^{3+} + e = Co^{2+}$	+1,808
<b>Марганец</b>	$MnO_2 + 4H^+ + 2e = Mn^{2+} + 2H_2O$	+1,230
	$MnO_4^{2-} + 2H_2O + 2e = MnO_2 + 4OH^-$	+0,600
	$MnO_4^{2-} + 4H^+ + 2e = MnO_2 + 2H_2O$	+2,260
	$MnO_4^- + e = MnO_4^{2-}$	+0,560
	$MnO_4^- + 2H_2O + 3e = MnO_2 + 4OH^-$	+0,600
	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e = Mn^{2+} + 4H_2O$	+1,510
	$MnO_4^- + 4H^+ + 3e = MnO_2 + 2H_2O$	+1,690
<b>Медь</b>	$Cu(CN)_2^- + e = Cu + 2CN^-$	-0,430
	$Cu(NH_3)_2^+ + e = Cu + 2NH_3$	-0,185
	$Cu^+ + e = Cu$	+0,520
	$Cu^{2+} + 2e = Cu$	+0,340
<b>Никель</b>	$Ni(OH)_2 + 2e = Ni + 2OH^-$	-0,720
	$Ni(NH_3)_6^{2+} + 2e = Ni + 6NH_3$	-0,490
	$Ni(CN)_4^{2-} + 2e = Ni + 4CN^-$	-0,400
	$Ni^{2+} + 2e = Ni$	-0,230



<b>Сера</b>	$2\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{OH}^-$	-0,580
	$\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{S}^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,231
	$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,449
	$2\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,705
	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,930
	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,750
	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{S} + 8\text{OH}^-$	-0,750
	$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,149
	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0,170
	$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,311
	$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,357
	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\text{e} = 2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,500
	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e} = 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,010
<b>Серебро</b>	$\text{AgNO}_2 + \text{e} = \text{Ag} + \text{NO}_2^-$	+0,590
	$\text{Ag}_2\text{SO}_4 + 2\text{e} = 2\text{Ag} + \text{SO}_4^{2-}$	+0,635
	$\text{Ag}^+ + \text{e} = \text{Ag}$	+0,799
	$\text{Ag}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{Ag} + \text{H}_2\text{O}$	+1,173
	$\text{Ag}^{2+} + \text{e} = \text{Ag}^+$	+2,000
<b>Хлор</b>	$\text{Cl}_2 + 2\text{e} = 2\text{Cl}^-$	+1,359
	$2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,400
	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	+0,880
	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,500
	$2\text{HClO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+1,630
	$\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{ClO}^- + 2\text{OH}^-$	+0,660
	$\text{ClO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{Cl}^- + 4\text{OH}^-$	+0,770
	$\text{HClO}_2 + 3\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,560
	$2\text{HClO}_2 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,630
	$\text{HClO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HClO} + \text{H}_2\text{O}$	+1,640
	$\text{ClO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 5\text{e} = \text{Cl}^- + 4\text{OH}^-$	+0,850
	$\text{ClO}_2 + \text{H}^+ + \text{e} = \text{HClO}_2$	+1,270
	$\text{ClO}_2 + 5\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{HCl} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,436
	$\text{ClO}_2 + 4\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,500
	$2\text{ClO}_2 + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,570
	$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{ClO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,330
	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	+0,630



	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$ $2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{ClO}_3^- + 2\text{OH}^-$ $\text{ClO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8\text{e} = \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	+1,210 +1,450 +1,470 +0,360 +0,560
<b>Хром</b>	$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cr}$ $\text{Cr}^{3+} + 3\text{e} = \text{Cr}$ $\text{Cr}^{3+} + \text{e} = \text{Cr}^{2+}$ $\text{CrO}_2^- + 4\text{H}^+ + \text{e} = \text{Cr}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 12\text{e} = 2\text{Cr} + 7\text{H}_2\text{O}$ $\text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Cr} + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ $\text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,913 -0,744 -0,407 +1,188 -0,130 +0,294 +0,366 +0,945 +1,333 +1,477
<b>Цинк</b>	$\text{Zn}(\text{CN})_4^{2-} + 2\text{e} = \text{Zn}_{(\text{ТВ})} + 4\text{CN}^-$ $\text{Zn}(\text{OH})_{2(\text{ТВ})} + 2\text{e} = \text{Zn}_{(\text{ТВ})} + 2\text{OH}^-$ $\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2\text{e} = \text{Zn}_{(\text{ТВ})} + 4\text{NH}_3$ $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Zn}_{(\text{ТВ})}$ $\text{ZnO}_2^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Zn}_{(\text{ТВ})} + 2\text{H}_2\text{O}$	-1,260 -1,245 -1,040 -0,763 +0,441



## Приложение 2

Произведение растворимости труднорастворимых соединений d-элементов

Соединение	ПР
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$
AgBrO <sub>3</sub>	$5,5 \cdot 10^{-5}$
AgCN	$1,4 \cdot 10^{-16}$
Ag <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$1,2 \cdot 10^{-12}$
Ag <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$3,5 \cdot 10^{-11}$
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$
AgClO <sub>2</sub>	$2 \cdot 10^{-4}$
AgClO <sub>3</sub>	$5,0 \cdot 10^{-2}$
Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	$1,1 \cdot 10^{-12}$
Ag <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	$1 \cdot 10^{-10}$
Ag <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	$1 \cdot 10^{-22}$
Ag <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	$8,5 \cdot 10^{-45}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$
AgIO <sub>3</sub>	$3,0 \cdot 10^{-8}$
AgMnO <sub>4</sub>	$1,6 \cdot 10^{-3}$
AgNO <sub>2</sub>	$6,0 \cdot 10^{-4}$
Ag <sub>2</sub> O (Ag <sup>+</sup> , OH <sup>-</sup> )	$1,6 \cdot 10^{-8}$
Ag <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$1,3 \cdot 10^{-20}$
Ag <sub>2</sub> S	$2,0 \cdot 10^{-50}$
AgSCN	$1,1 \cdot 10^{-12}$
Ag <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	$1,5 \cdot 10^{-14}$
Ag <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	$1,6 \cdot 10^{-5}$
Ag <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub>	$9,8 \cdot 10^{-16}$



$\text{Ag}_2\text{SeO}_4$	$5,6 \cdot 10^{-8}$
$\text{CoCO}_3$	$1,05 \cdot 10^{-10}$
$\text{CoC}_2\text{O}_4$	$6,3 \cdot 10^{-8}$
$\text{Co}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	$4,8 \cdot 10^{-38}$
$\text{Co}(\text{IO}_3)_2$	$1,0 \cdot 10^{-4}$
$\text{Co}(\text{OH})_2$ (голубая)	$6,3 \cdot 10^{-15}$
$\text{Co}(\text{OH})_2$ (розовая, свежееосажденная)	$1,6 \cdot 10^{-15}$
$\text{Co}(\text{OH})_2$ (розовая, после старения)	$2,0 \cdot 10^{-16}$
$\text{Co}(\text{OH})_3$	$4 \cdot 10^{-45}$
$\text{Cr}(\text{OH})_2$	$1,0 \cdot 10^{-17}$
$\text{Cr}(\text{OH})_3$ ( $\text{Cr}^{3+}$ , $3\text{OH}^-$ )	$6,3 \cdot 10^{-31}$
$\text{Cr}(\text{OH})_3$ ( $\text{CrOH}^{2+}$ , $2\text{OH}^-$ )	$7,9 \cdot 10^{-21}$
$\text{Cr}(\text{OH})_3$ ( $\text{H}^+$ , $\text{H}_2\text{CrO}_3^-$ )	$4,0 \cdot 10^{-15}$
$\text{CrPO}_4$ (фиолетовый)	$1,0 \cdot 10^{-17}$
$\text{CrPO}_4$ (зеленый)	$2,4 \cdot 10^{-23}$
$\text{CuBr}$	$5,25 \cdot 10^{-9}$
$\text{CuCN}$	$3,2 \cdot 10^{-20}$
$\text{CuCO}_3$	$2,5 \cdot 10^{-10}$
$\text{CuC}_2\text{O}_4$	$3 \cdot 10^{-8}$
$\text{CuCl}$	$1,2 \cdot 10^{-6}$
$\text{CuCrO}_4$	$3,6 \cdot 10^{-6}$
$\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	$1,3 \cdot 10^{-16}$
$\text{CuI}$	$1,1 \cdot 10^{-12}$
$\text{Cu}(\text{IO}_3)_2$	$7,4 \cdot 10^{-8}$
$\text{Cu}_2\text{O}$ ( $2\text{Cu}^+$ , $2\text{OH}^-$ )	$1 \cdot 10^{-14}$
$\text{Cu}(\text{OH})_2$ ( $\text{Cu}^{2+}$ , $2\text{OH}^-$ )	$2,2 \cdot 10^{-20}$
$\text{Cu}(\text{OH})_2$ ( $\text{CuOH}^+$ , $\text{OH}^-$ )	$2,2 \cdot 10^{-13}$



$\text{Cu}(\text{OH})_2 (\text{H}^+, \text{HCuO}_2^-)$	$1 \cdot 10^{-19}$
$\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ (малахит)	$1,7 \cdot 10^{-34}$
$\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ (азурит)	$1,1 \cdot 10^{-46}$
$\text{CuS}$	$6,3 \cdot 10^{-36}$
$\text{Cu}_2\text{S}$	$2,5 \cdot 10^{-48}$
$\text{Ni}(\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_2\text{N}_2)_2$ (диметилглиоксимат)	$2,3 \cdot 10^{-25}$
$\text{Ni}(\text{CN})_2$	$3 \cdot 10^{-23}$
$\text{NiCO}_3$	$1,3 \cdot 10^{-7}$
$\text{NiC}_2\text{O}_4$	$4 \cdot 10^{-10}$
$\text{Ni}(\text{ClO}_3)_2$	$1 \cdot 10^{-4}$
$\text{Ni}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	$1,3 \cdot 10^{-15}$
$\text{Ni}(\text{IO}_3)_2$	$1,4 \cdot 10^{-8}$
$\text{Ni}(\text{OH})_2$ (свежеосажденная)	$2,0 \cdot 10^{-15}$
$\text{Ni}(\text{OH})_2$ (после старения)	$6,3 \cdot 10^{-18}$
$\text{Zn}(\text{CN})_2$	$2,6 \cdot 10^{-13}$
$\text{ZnCO}_3$	$1,45 \cdot 10^{-11}$
$\text{ZnC}_2\text{O}_4$	$2,75 \cdot 10^{-8}$
$\text{Zn}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	$2,1 \cdot 10^{-16}$
$\text{Zn}(\text{OH})_2 (\text{Zn}^{2+}, 2\text{OH}^-)$	$1,2 \cdot 10^{-17}$
$\text{Zn}(\text{OH})_2 (\text{ZnOH}^+, \text{OH}^-)$	$3,0 \cdot 10^{-13}$
$\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$	$9,1 \cdot 10^{-33}$



Константы диссоциации некоторых слабых электролитов при 20°C

Название	Формула	$K_1$	$K_2$	$K_3$
<b>Кислоты</b>				
Азотистая	$\text{HNO}_2$	$6,9 \cdot 10^{-4}$		
Борная (орто)	$\text{H}_3\text{BO}_3$	$7,1 \cdot 10^{-10}$	$1,8 \cdot 10^{-13}$	$1,6 \cdot 10^{-14}$
Бромноватая	$\text{HBrO}_3$	$2,0 \cdot 10^{-1}$		
Бромноватистая	$\text{HBrO}$	$2,2 \cdot 10^{-9}$		
Дихромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$		$2,3 \cdot 10^{-2}$	
Иодноватая	$\text{HIO}_3$	$1,7 \cdot 10^{-1}$		
Иодноватистая	$\text{HIO}$	$2,3 \cdot 10^{-11}$		
Кремниевая (орто)	$\text{H}_4\text{SiO}_4$	$1,3 \cdot 10^{-10}$	$1,6 \cdot 10^{-12}$	$2,0 \cdot 10^{-14}$
Марганцовистая	$\text{H}_2\text{MnO}_4$	$10^{-1}$	$7,1 \cdot 10^{-11}$	
Муравьиная	$\text{HCOOH}$	$1,8 \cdot 10^{-4}$		
Селеновая	$\text{H}_2\text{SeO}_4$		$1,2 \cdot 10^{-2}$	
Серная	$\text{H}_2\text{SO}_4$		$1,15 \cdot 10^{-2}$	
Сернистая	$\text{H}_2\text{SO}_3$	$1,4 \cdot 10^{-2}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	
Сероводородная	$\text{H}_2\text{S}$	$1,0 \cdot 10^{-7}$	$2,5 \cdot 10^{-13}$	
Тиосерная	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$2,5 \cdot 10^{-1}$	$1,9 \cdot 10^{-2}$	
Угольная	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$4,5 \cdot 10^{-7}$	$4,8 \cdot 10^{-11}$	
Уксусная	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$1,7 \cdot 10^{-5}$		
Фосфористая	$\text{H}_3\text{PO}_3$	$3,1 \cdot 10^{-2}$	$1,6 \cdot 10^{-7}$	
Фосфорная (орто)	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$7,1 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$5,0 \cdot 10^{-13}$
Фтористоводородная	$\text{HF}$	$6,2 \cdot 10^{-4}$		
Хромовая	$\text{H}_2\text{CrO}_4$	$1,6 \cdot 10^{-1}$	$3,2 \cdot 10^{-7}$	
Щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$5,6 \cdot 10^{-2}$	$5,4 \cdot 10^{-5}$	
<b>Основания</b>				
Алюминия гидроксид	$\text{Al}(\text{OH})_3$			$1 \cdot 10^{-9}$
Аммония гидроксид	$\text{NH}_4\text{OH}$	$1,8 \cdot 10^{-5}$		
Бериллия гидроксид	$\text{Be}(\text{OH})_2$	$3,0 \cdot 10^{-7}$	$3,3 \cdot 10^{-8}$	
Висмута	$\text{Bi}(\text{OH})_3$		$4,0 \cdot 10^{-4}$	$4,0 \cdot 10^{-13}$





гидроксид				
Железа (II) гидроксид	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$6,2 \cdot 10^{-5}$	$2,8 \cdot 10^{-6}$	
Железа (III) гидроксид	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$3,2 \cdot 10^{-10}$	$5,0 \cdot 10^{-10}$	$1,3 \cdot 10^{-12}$
Кадмия гидроксид	$\text{Cd}(\text{OH})_2$	$2,4 \cdot 10^{-3}$	$1,5 \cdot 10^{-7}$	
Кобальта гидроксид	$\text{Co}(\text{OH})_2$	$1,6 \cdot 10^{-5}$	$4,0 \cdot 10^{-5}$	
Магния гидроксид	$\text{Mg}(\text{OH})_2$		$2,5 \cdot 10^{-3}$	
Марганца (II) гидроксид	$\text{Mn}(\text{OH})_2$		$1,2 \cdot 10^{-4}$	
Меди (II) гидроксид	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$6,6 \cdot 10^{-8}$	$1,0 \cdot 10^{-6}$	
Никеля (II) гидроксид	$\text{Ni}(\text{OH})_2$	$2,6 \cdot 10^{-4}$	$1,1 \cdot 10^{-5}$	
Олова (II) гидроксид	$\text{Sn}(\text{OH})_2$	$9,8 \cdot 10^{-10}$	$1,2 \cdot 10^{-12}$	
Ртуты (II) гидроксид	$\text{Hg}(\text{OH})_2$	$3,9 \cdot 10^{-12}$	$5 \cdot 10^{-11}$	
Свинца(II) гидроксид	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	$9,6 \cdot 10^{-4}$	$3,0 \cdot 10^{-8}$	
Серебра гидроксид	$\text{AgOH}$	$5,0 \cdot 10^{-3}$		
Хрома (III) гидроксид	$\text{Cr}(\text{OH})_3$		$2 \cdot 10^{-8}$	$7,9 \cdot 10^{-11}$
Цинка гидроксид	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$1,3 \cdot 10^{-5}$	$4,9 \cdot 10^{-7}$	



Приложение 4

Общие константы устойчивости комплексных соединений

Комплексный ион	$K_{уст}$	Комплексный ион	$K_{уст}$
$Ag(NH_3)_2^+$	$1,74 \cdot 10^7$	$Ag(NCS)_2^-$	$1,7 \cdot 10^8$
$Co(NH_3)_6^{2+}$	$2,45 \cdot 10^4$	$Co(NCS)_4^{2-}$	$5,12 \cdot 10^{-1}$
$Co(NH_3)_6^{3+}$	$1,99 \cdot 10^{35}$	$Fe(NCS)_6^{3-}$	$1,70 \cdot 10^3$
$Cu(NH_3)_2^+$	$7,25 \cdot 10^{10}$	$Fe(NCS)_4^-$	$3,39 \cdot 10^4$
$Cu(NH_3)_4^{2+}$	$1,07 \cdot 10^{12}$	$Ag(S_2O_3)_2^{3-}$	$2,88 \cdot 10^{13}$
$Ni(NH_3)_6^{2+}$	$1,02 \cdot 10^8$	$Cu(S_2O_3)_2^{3-}$	$1,86 \cdot 10^{12}$
$Zn(NH_3)_4^{2+}$	$5,01 \cdot 10^8$	$FeF_6^{3-}$	$1,26 \cdot 10^{16}$
$AgBr_2^-$	$2,19 \cdot 10^7$	$AgCl_2^-$	$1,1 \cdot 10^5$
$ZnBr_4^{2-}$	$3,16 \cdot 10^3$	$CuCl_2^-$	$2,24 \cdot 10^5$
$Ag(OH)_2^-$	$1,00 \cdot 10^4$	$ZnCl_4^{2-}$	$10^{-1}$
$Cr(OH)_4^-$	$7,94 \cdot 10^{29}$	$Ag(CN)_2^-$	$7,08 \cdot 10^{19}$
$Cu(OH)_4^{2-}$	$3,63 \cdot 10^{14}$	$Co(CN)_6^{4-}$	$1,23 \cdot 10^{19}$
$Fe(OH)_4^{2-}$	$3,63 \cdot 10^8$	$Co(CN)_6^{3-}$	$1,00 \cdot 10^{64}$
$Zn(OH)_4^{2-}$	$5,02 \cdot 10^{17}$	$Cu(CN)_2^-$	$1,00 \cdot 10^{24}$
$AgI_2^-$	$5,5 \cdot 10^{11}$	$Fe(CN)_6^{4-}$	$7,94 \cdot 10^{36}$
$ZnI_4^{2-}$	$3,1 \cdot 10^{-1}$	$Fe(CN)_6^{3-}$	$7,94 \cdot 10^{43}$
$Ag(NO_2)_2^-$	$6,76 \cdot 10^2$	$Ni(CN)_4^{2-}$	$1,00 \cdot 10^{31}$



## Литература

1. Неорганическая химия, В 2-х т, Т,1, /Пер, с англ, А,И,Жирова, Д,О,Чаркина, М,Г,Розовой, С,Я,Истомина, М,Е,Тамм, М,,: Мир, 2009,- 679с,
2. Неорганическая химия, В 2-х т, Т,2, /Пер, с англ, А,И,Жирова, Д,О,Чаркина, М,Г,Розовой, С,Я,Истомина, М,Е,Тамм,-М,,: Мир, 2009,- 486 с,
3. Неорганическая химия, Химия элементов: Учебник в 2 томах/ Ю,Д, Третьяков, Л,И, Мартыненко, А,Н,Григорьев, А,Ю, Цивадзе – 2 изд., перераб, и доп, –М,,: Изд-во МГУ; ИКЦ «Академкнига», 2007,-537 с,
4. Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В,И, Фролов, Т,М, Курохтина, З,Н, Дымова и др,; Под ред, Н,Н, Павлова, В,И, Фролова, – 2-е изд., перераб, и доп, – М,,: Дрофа, 2002, – 304,
5. Лидин Р,А,, Молочко В,А,, Андреева Л,Л, Химические свойства неорганических веществ / Под ред, Р,А, Лидина, – 5-е изд., стер, – М,,: КолосС, 2006, – 480 с,
6. Общая химия: учебник / А,В, Жолнин; под ред, В,А, Попкова, А,В, Жолнина, – М, : ГЭОТАР-Медиа, 2012, – 400 с,
7. Кожина Л,Ф,, Капустина Е,В,Количественные характеристики окислительно-восстановительных процессов: Учебное пособие, – Саратов,,: Изд-во «Научная книга», 2008, – 64 с,
8. 1000 задач по химии с цепочками превращений и контрольными тестами для школьников и абитуриентов / А,И, Врублевский, –Мр,,: ООО «Юнипресс», 2003, – 400 с,
9. Ахметов Н,С,, Азизова М,К,, Бадыгина Л,И, Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учеб, Пособие, 3-е изд., перераб, и доп, – М,,: Высш,шк,; Изд, Центр «Академия», 1999, – 368 с,
10. Кожина Л,Ф,, Косырева И,В,, Крылатова Я,Г, Комплексные соединения в неорганической химии, Учебно-методическое пособие для студентов направления «Педагогическое образование» профиль «Химия» Ч,1,



Основные понятия химии комплексных соединений, Электронный ресурс, 2017, – 48 с, [http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/1803.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1803.pdf)

11, Кожина Л,Ф, , Косырева И,В, , Крылатова Я,Г, Комплексные соединения в неорганической химии, Ч,2, Строение комплексных соединений, Учебно-методическое пособие для студентов направления «Педагогическое образование» профиль «Химия», Электронный ресурс, 2017, [http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/1824.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1824.pdf)

12, Лурье Ю,Ю, Справочник по аналитической химии, М., 1979, С, 92-101,

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО