

Министерство науки и высшего образования РФ  
ФГБОУ ВО «Саратовский государственный университет  
имени Н.Г.Чернышевского»  
Институт химии

Авторы-составители:  
Л.Ф.Кожина, Т.В.Захарова, М.В. Пожаров

**Рабочий журнал**  
**студента**  
**для лабораторных работ по химии**

(учебно-методическое пособие для студентов геологического  
факультета)

1 курса \_\_\_\_\_ группы \_\_\_\_\_  
(Фамилия, имя)

Саратов  
2018

$N = N_A \cdot v$	$v_{\text{гом}} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}$
$v = \frac{m}{M}$	$v_{\text{гет}} = \pm \frac{\Delta C}{S \cdot \Delta t}$
$v = \frac{V}{V_m}$	$v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$
$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P \cdot V}{T}$	$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$
$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$	$K_p = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$
$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{\text{p-ра}}}$	$\alpha = \sqrt{K/C}$
$N_1 = \frac{v_1}{v_1 + v_2}$	$\alpha = \frac{N_{\text{дисс}}}{N_{\text{общ}}}$
$C_M = \frac{v}{V_{\text{p-ра}}}$	$\text{IP}_{(A_x B_y)} = [A]^x \cdot [B]^y$
$C_m = \frac{n}{m_{\text{p-ля}}}$	$\text{pH} = -\lg[H^+]$
$P = P_1^0 \cdot N_2$	$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$
$\Delta T_{\text{кип}} = E \cdot C_m$	$\text{pH} + \text{pOH} = 14$
$\Delta T_{\text{зам}} = K \cdot C_m$	$K_w = [H^+][\text{OH}^-]$
$P_{\text{осм}} = C_M \cdot RT$	$K_A = [H^+][A^-]/[HA]$ $K_B = [\text{Me}^+][\text{OH}^-]/[\text{MeOH}]$

$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$		$K_p = 10^{n\Delta E^0 / 0,0592}$
$\Delta G^0 = -nF\Delta E^0 = -RT \ln K_p$		
<b>Гидролиз</b>		
По аниону $K_r = \frac{K_w}{K_a}$	По катиону $K_r = \frac{K_w}{K_b}$	По катиону и аниону $K_r = \frac{K_w}{K_a K_b}$
<b>Реакции нейтрализации</b>		
Сильная кислота + сильное основание		$K_p = \frac{1}{K_w}$
Сильная кислота + слабое основание		$K_p = \frac{K_b}{K_w}$
Слабая кислота + сильное основание		$K_p = \frac{K_a}{K_w}$
<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) $S = \sqrt[5]{ПР / 108}$	

Авторы-составители: Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В.

Рабочий журнал студента для лабораторных работ по химии: Учебно-методическое пособие для студентов геологического факультета. – Саратов, Электронный ресурс, 2018. – 55 с.

Настоящее пособие составлено преподавателями кафедры общей и неорганической химии в соответствии с программами курсов химии и предназначено для студентов 1 курса геологического факультета. Пособие включает описание 6 лабораторных работ. В конце каждой работы даны вопросы для проверки знаний, усвоенных при изучении данной темы. В некоторые лабораторные работы в конце добавлены опыты научно-исследовательского характера, отмеченные \*. Их выполнение не является обязательным, но может быть предложено преподавателем для повышения рейтинга студентов. Работа 6 представляет собой экспериментальную проверочную работу, целью которой является проверка степени усвоения полученных знаний по изучаемой дисциплине.

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

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

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

## Содержание

<b>Введение</b>	7
<b>Порядок подготовки и правила выполнения лабораторной работы</b>	9
<b>Общие правила техники безопасности</b>	10
<b>Работа 1. Важнейшие классы неорганических соединений</b>	12
Опыт 1. Получение кислотных оксидов	12
Опыт 2. Получение основных оксидов	12
Опыт 3. Окраска индикаторов в зависимости от среды раствора	13
Опыт 4. Амфотерные гидроксиды	14
Опыт 5. Получение средней и кислой соли	15
Опыт 6. Получение основания и основной соли	15
Опыт 7. Свойства кислых солей	16
Опыт 8. Получение гидрогеля кремниевой кислоты	17
Опыт 9. Вытеснение кремниевой кислоты из растворов ее солей	17
Опыт 10. «Силикатный сад»	17
<b>Контрольные вопросы и упражнения</b>	18
<b>Работа 2. Свойства растворов. Часть 1</b>	19
Опыт 1. Тепловой эффект процесса растворения	19
Опыт 2. Растворимость жидкости в жидкости	19
Опыт 3. Электропроводность растворов различных веществ	20
Опыт 4. Смещение равновесия в растворах слабых электролитов	22
Опыт 5. Изучение относительной силы кислот	22
Опыт 6. Реакции осаждения	22
*Опыт 7. Распознавание солей	24
<b>Контрольные вопросы и упражнения</b>	25
<b>Работа 2. Свойства растворов. Часть 2</b>	26
Опыт 1. Гидролиз солей	26
Опыт 2. Влияние температуры на гидролиз соли	28
Опыт 3. Смещение равновесия реакции гидролиза	28
*Опыт 4. Взаимодействие алюминия с раствором фосфата натрия	28
*Опыт 5. Влияние на гидролиз силы кислоты, образующей соль	29
*Опыт 6. Взаимное усиление гидролиза	29
<b>Контрольные вопросы и упражнения</b>	30
<b>Работа 3. Изучение реакций окисления-восстановления</b>	31
Опыт 1. Сравнение химической активности железа и меди	31
Опыт 2. Термическое разложение перманганата калия	31
Опыт 3. Окислительные свойства нитрата натрия	32
Опыт 4. Окислительные свойства соединений хрома (VI)	32
Опыт 5. Окислительные свойства перманганата калия в зависимости от характера среды	33
Опыт 6. Окислительно-восстановительные свойства нитрит-иона	34

*Опыт 7. Влияние степени окисления элемента на окислительно-восстановительные свойства веществ	35
<b>Контрольные вопросы и упражнения</b>	36
<b>Работа 4. Металлы и их соединения</b>	37
Опыт 1. Свойства простых веществ – металлов	37
Опыт 2. Сравнение химической активности цинка и свинца	38
Опыт 3. Взаимодействие алюминия с иодом	39
Опыт 4. Получение оксида хрома (III) разложением дихромата аммония	39
Опыт 5. Получение и свойства гидроксида хрома (III)	40
Опыт 6. Гидролиз солей хрома (III)	40
Опыт 7. Равновесие в растворах солей хрома (VI)	41
Опыт 8. Восстановительные свойства соединений хрома (III)	41
<b>Контрольные вопросы и упражнения</b>	42
<b>Работа 5. Свойства неметаллов и их соединений</b>	43
Опыт 1. Свойства простого вещества серы	43
Опыт 2. Сжигание неметаллов – способ получения кислотных оксидов	43
Опыт 3. Окислительные свойства неметаллов	44
Опыт 4. Окислительно-восстановительные свойства иода	44
Опыт 5. Свойства сернистой кислоты	45
<b>Контрольные вопросы и упражнения</b>	46
<b>Работа 6. Экспериментальная проверочная работа</b>	47
Опыт 1. Идентификация неорганических соединений	47
Опыт 2. Окислительно-восстановительные свойства химических соединений	48
<b>Приложение 1. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева</b>	49
<b>Приложение 2. Таблица растворимости кислот, солей и оснований в воде Константы диссоциации кислот</b>	50
<b>Приложение 3. Константы диссоциации кислот</b>	51
<b>Приложение 4. Стандартные электродные потенциалы <math>E^0</math> в водных растворах при 298К</b>	52
<b>Приложение 5. Ряд стандартных электродных потенциалов металлов</b>	52
<b>Приложение 6. Относительные электроотрицательности некоторых химических элементов</b>	53
<b>Приложение 7. Произведение растворимости малорастворимых соединений</b>	53
<b>Приложение 8. Константы диссоциации некоторых оснований</b>	54
<b>Приложение 9. Качественные реакции на неорганические вещества и ионы</b>	54

## Введение

Пособие составлено в соответствии с учебной программой и ставит своей целью систематическое изучение основ теоретической химии и основных свойств химических элементов и их соединений, а также освоение студентами приемов лабораторного эксперимента.

Лабораторным работам предшествуют лекции и семинары-дискуссии по соответствующим темам. Такое объединение теоретических и лабораторных занятий способствует более глубокому усвоению изучаемого материала. Пособие содержит лабораторные работы, связанные с основами теоретической химии – классами неорганических соединений, электролитической диссоциацией, ионными процессами и окислительно-восстановительными реакциями – а также работы по изучению химических свойств элементов и их соединений. Для практического выполнения студентам предложено 6 лабораторных работ. Каждая лабораторная работа включает в себя наименование, цель работы, описание эксперимента, наблюдения, ответы на вопросы и выводы. Завершением эксперимента являются контрольные вопросы и упражнения для самостоятельной работы. Практическая значимость данного пособия состоит в том, что предлагаемые лабораторные работы адаптированы к процессу обучения студентов геологического факультета.

В приложении представлены справочные материалы по свойствам основных неорганических веществ. Этот материал может быть использован студентами при объяснении многих закономерностей неорганической химии и при решении задач.

Перед выполнением лабораторной работы студенты изучают задание каждой лабораторной работы, затем проводят опыты по исследованию химических свойств веществ с целью более полного усвоения фактического материала. **После выполнения эксперимента студенты записывают уравнения химических реакций, свои наблюдения и соответствующие выводы, а затем письменно отвечают на поставленные в задании вопросы.** Особенностью данного пособия является то, что описание лабораторных работ совмещено с рабочим журналом студента.

На завершающем этапе предусмотрено выполнение студентами экспериментального задания по качественному анализу различных соединений, предложенных преподавателем.

Алгоритм проведения и оформления лабораторных работ способствует повышению качества знаний студентов, развитию логического мышления, умению анализировать, сравнивать и обобщать полученные результаты.

Для студентов геологического факультета изучение химии обладает несколькими особенностями:

- студенты-первокурсники при поступлении на геологический факультет не сдавали экзамен по химии в форме ЕГЭ, и как следствие этого имеют слабый уровень базовых знаний по химии;

- значительно сокращено аудиторное учебное время, отведенное на изучение химии: лекции – 18 часов; лабораторные работы – 36 часов;

- для студентов геологического факультета это практически первые лабораторные работы по химии, поэтому в рабочей тетради приводится полное описание алгоритма выполнения и оформления работы.

Низкое качество и несвоевременное выполнение самостоятельной работы наблюдается в основном на младших курсах. Студенты-первокурсники оказываются в тяжелой ситуации - они находятся в новом период своей жизни - периоде адаптации, который связан с преодолением как внешних, так и внутренних трудностей. Причинами трудностей адаптационного периода (1 семестр) в основном являются:

- недостаточно высокий уровень знаний, умений и навыков, необходимых для выполнения заданий;

- неготовность студента к учению, способности учиться самостоятельно, способности к самоконтролю и самооценке;

- отсутствие умения правильно осуществлять самостоятельную подготовку;

- отсутствие умения и навыков конспектирования лекций, анализа информации большого объема;

- отсутствие умения четко и ясно излагать свои мысли.

Целью изучения химической дисциплины «Химия. Часть 1» является углубление имеющихся у студентов представлений и получение новых знаний и умений в области химии, без которых невозможно решение современных технологических, геохимических, экологических, сырьевых и энергетических проблем.

В связи с этим основной целью лабораторного практикума является стремление преподавателей частично сформировать у студентов общепрофессиональные компетенции:

- владение представлениями о современной научной картине мира на основе знаний основных положений философии, базовых законов и методов естественных наук;

- способность использовать в профессиональной деятельности базовые знания математики и естественных наук;

- способность к абстрактному анализу, мышлению, синтезу;

- владение практическими навыками работы с химическими реактивами и простейшим химическим оборудованием.

## Порядок подготовки и правила выполнения лабораторной работы

Лабораторные работы по общей и неорганической химии способствуют приобретению студентами элементарных навыков работы в лаборатории. Сознательное выполнение лабораторных работ возможно только при условии предварительной **домашней** подготовки. **Студенты обязаны самостоятельно проработать соответствующий теоретический материал, ознакомиться с содержанием предстоящей лабораторной работы, записать уравнения химических реакций, ответить на вопросы выполняемого эксперимента и сформулировать вывод по конкретному эксперименту. К выполнению экспериментальной работы допускаются студенты, которые осуществили домашнюю подготовку (заполнили рабочую тетрадь по изучаемой теме и выполнили домашнюю самостоятельную работу в заключительной части работы), ответили на вопросы преподавателя, т.е. получили допуск к выполнению эксперимента.**

При выполнении работы следует придерживаться простого правила: *эксперимент и вся работа по отчету должны быть завершены во время лабораторного занятия.*

Если отчет о работе написан правильно, преподаватель расписывается в Вашей тетради, и работа будет считаться выполненной. Если преподаватель обнаружит ошибки в отчете, или будет неудовлетворен ответами на контрольные вопросы, студенту придется «сдавать» работу на следующем занятии или в дополнительное время.

Разрешается выполнять отдельные опыты лабораторной работы небольшой группой (2-3 человека), распределив обязанности между собой. Это позволяет студентам выполнить сложные эксперименты в отведенное время. Работая небольшой группой, студенты могут обсуждать ход выполнения работы и результаты. Благодаря этому студенты приобретают навыки научного общения. Отчет должен быть составлен индивидуально.

До начала лабораторной работы студенты должны пройти инструктаж по технике безопасности; ознакомление с правилами техники безопасности в химической лаборатории студенты подтверждают подписью в соответствующем журнале учета. 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. При работе в химической лаборатории необходимо использовать халат для защиты одежды от воздействия химических реагентов.
2. К любой работе следует приступать только тогда, когда все ее этапы известны и не вызывают сомнения.
3. Использовать для опытов минимальное количество реактивов; наливать растворы или насыпать твердые химические вещества можно только над лабораторным столом.
4. Запрещается проводить опыты, которые не предусмотрены в данной лабораторной работе.
5. Запрещается выносить за пределы лаборатории реактивы, а также передавать их кому-либо.
6. Все работы с летучими, токсичными и высоко агрессивными веществами проводить только в вытяжном шкафу при работающей вентиляции.
7. Не выливать в раковину остатки кислот, щелочей и других агрессивных веществ; их нужно сливать в специально предназначенные для этого склянки, находящиеся в вытяжном шкафу.
8. Не выбрасывать в раковину остатки металлов, которые не израсходовались в ходе реакции.
9. 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.
10. Реактивы общего пользования не уносить на свои рабочие места.
11. Не путать пробки от склянок химических реагентов общего пользования, чтобы исключить возможность загрязнения реагентов.
12. Не подносить к газам и не приближать лицо к пробирке с кипящей жидкостью. Держать пробирку отверстием от себя и работающих рядом, чтобы предотвратить разбрызгивания жидкости на себя и окружающих.
13. Нельзя нагревать пробирки на границе выше уровня жидкости, а также пустые пробирки с каплями влаги внутри.
14. Для перемешивания и растворения вещества в пробирке нельзя закрывать отверстие пробирки пальцем.
15. При определении запаха вещества в пробирке или склянке нельзя склоняться над ним и делать глубокий вдох. Нужно легким движением руки направить газ или пар к носу и слегка вдохнуть.
16. Растворы в пробирку нужно наливать из склянки общего пользования так, чтобы этикетка на склянке находилась под ладонью.
17. Пробирку разрешается наполнять растворами не более чем на  $\frac{1}{4}$ .
18. Не отвлекать внимание студентов, проводящих эксперимент.
19. Запрещен прием пищи в химической лаборатории.

20. При плохом самочувствии необходимо сообщить об этом преподавателю.

21. 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 проведения инструктажа по технике безопасности проводится **тестирование студентов на знание основных правил работы** в химической лаборатории.

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



Наличие каких ионов в растворе доказывает изменение окраски индикатора? \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(Все ли металлы при взаимодействии с кислородом образуют оксиды?)

Способен ли оксид магния к проявлению окислительно-восстановительных свойств? Напишите необходимые уравнения реакций.

б) Поместите в сухую пробирку небольшое количество гидроксокарбоната меди (II)  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  (малахит), закрепите в пробиркодержателе и нагрейте. Докажите выделение углекислого газа. Напишите уравнение реакции и отметьте ваши наблюдения:

$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 \downarrow =$  \_\_\_\_\_

$\text{CO}_2 + \dots$  \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

какими свойствами (основными, кислотными, амфотерными, окислительными, восстановительными) обладают полученные оксиды?

### Опыт 3. Окраска индикаторов в зависимости от среды раствора

Налейте в одну пробирку дистиллированной воды, в другую – кислоты, в третью – щелочи. В каждую добавьте *фиолетовый лакмус*. Повторите аналогичный эксперимент с *метилоранжем* и *фенолфталеином*. Результаты опыта занесите в таблицу.

Индикатор	Окраска индикатора		
	Среда		
	Нейтральная [H <sup>+</sup> ] = [OH <sup>-</sup> ]	Кислая [H <sup>+</sup> ] > [OH <sup>-</sup> ]	Щелочная [H <sup>+</sup> ] < [OH <sup>-</sup> ]
Лакмус			
Метилоранж			
Фенолфталеин			

**Вывод:** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

(какой индикатор наиболее резко изменяет окраску при изменении среды раствора?)

#### Опыт 4. Амфотерные гидроксиды

Налейте в одну пробирку раствор соли цинка, в другую – соли хрома (III). В каждую пробирку осторожно *по каплям* при перемешивании прибавьте раствор щелочи до появления *студенистого осадка*. Отметьте цвет осадков. Напишите уравнения реакций:



Полное ионно-молекулярное: \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_



Полное ионно-молекулярное: \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Каждый осадок разделите на две части и к одной из них добавьте раствор кислоты, а к другой – избыток раствора щелочи. Напишите уравнения реакций и отметьте ваши наблюдения:



Полное ионно-молекулярное: \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_



Полное ионно-молекулярное: \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_



Полное ионно-молекулярное: \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

2б)  $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} =$  \_\_\_\_\_

Полное ионно-молекулярное: \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(о способе получения амфотерных гидроксидов; порядке смешивания растворов реагирующих компонентов; основно-кислотных свойствах)

### **Опыт 5. Получение средней и кислой соли (групповой опыт)**

Налейте в пробирку раствор гидроксида кальция (известковая вода) и пропустите углекислый газ из аппарата Киппа до образования осадка. Напишите уравнение реакции образования *средней* соли:

$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \uparrow =$  \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

В пробирку с осадком карбоната кальция продолжайте пропускать углекислый газ до растворения осадка. Составьте уравнение реакции взаимодействия средней соли с избытком угольной кислоты и образования *кислой* соли:

$\text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow =$  \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Полученный раствор разделите на две пробирки. Одну из них нагрейте, к другой прибавьте раствор гидроксида кальция. Напишите уравнения реакций термического разложения и превращения *кислой* соли в *среднюю*:

1. \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

2. \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(какие кислоты способны к образованию кислых солей и каковы условия их получения? Сравните свойства средней и кислой соли)

### **Опыт 6. Получение основания и основной соли**

В пробирку налейте раствор сульфата меди (II) и прибавьте избыток раствора щелочи. Напишите уравнение реакции и отметьте ваши наблюдения:

$\text{CuSO}_4 + \text{NaOH}$  (избыток) = \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Полученный осадок нагрейте, запишите уравнение реакции:

Наблюдения: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(о способе получения нерастворимых в воде оснований; оцените термическую устойчивость нерастворимых в воде оснований)

В другой пробирке к раствору сульфата меди (II) прилейте несколько **капель** разбавленного раствора щелочи. Напишите уравнение реакции образования *основной* соли:



Полученный осадок нагрейте, запишите свои наблюдения:

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(какие основания способны к образованию основных солей и каковы условия их получения? Обратите внимание на соотношение реагирующих веществ; оцените различия в свойствах основания и основной соли)

### **Опыт 7. Свойства кислых солей**

В пять пробирок налейте по 1 -2 мл 10% - ного раствора гидросульфата натрия  $\text{NaHSO}_4$  и добавьте в первую – стружку Mg, во вторую - порошок CuO , в третью – свежеполученный  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  , в четвертую – раствор  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  , в пятую – раствор  $\text{BaCl}_2$ . Напишите уравнения происходящих превращений в *молекулярном и ионном* виде:



Полное ионно-молекулярное: \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_



Полное ионно-молекулярное: \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_



Полное ионно-молекулярное: \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

4.  $\text{NaHSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{ТВ}) =$  \_\_\_\_\_

Полное ионно-молекулярное: \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

5.  $\text{NaHSO}_4 + \text{BaCl}_2 =$  \_\_\_\_\_

Полное ионно-молекулярное: \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(почему гидросульфат натрия проявляет двойственные свойства? Свойства – кислоты или соли - проявляет гидросульфат натрия в каждом случае? Все ли кислые соли способны к проявлению аналогичных свойств?)

### **Опыт 8. Получение гидрогеля кремниевой кислоты (групповой опыт)**

В пробирку налейте 2-3 мл концентрированного раствора силиката натрия и добавьте 1-2 капли раствора фенолфталеина.

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Затем по каплям при встряхивании добавьте **разбавленную** соляную кислоту до образования слегка окрашенной студенистой массы гидрогеля кремниевой кислоты. Перевернув пробирку вверх дном, убедитесь, что содержимое пробирки не выливается. Напишите уравнение реакции:

$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{HCl} =$  \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(в какой среде происходит образование гидрогеля кремниевой кислоты? Какое свойство является основой получения кремниевой кислоты в данной реакции?)

### **Опыт 9. Вытеснение кремниевой кислоты из растворов ее солей (демонстрационный опыт)**

В пробирку налейте 3-4 мл раствора силиката натрия  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  и пропустите через него ток углекислого газа из аппарата Киппа. Отметьте ваши наблюдения:

Напишите уравнение реакции:

$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} =$  \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(какая кислота кремниевая или угольная обладает более сильными кислотными свойствами?)

### Опыт 10. «Силикатный сад» (демонстрационный опыт)

В химический стакан емкостью 100-150 мл налейте на 2/3 20%-ного раствора силиката натрия и осторожно пустите на дно по 2-3 кристалла кристаллогидратов различных окрашенных солей. *Обратите внимание на окраску исходных веществ:*

---

---

---

Через некоторое время наблюдайте рост окрашенных полупрозрачных нитей с поверхности кристаллов. Напишите соответствующие уравнения реакций:

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

Укажите, для солей каких металлов произошло изменение окраски:

---

---

**Вывод** (объясните наблюдаемое явление):

---

---

---

#### **Контрольные вопросы и упражнения** (этап рефлексии)

1. Составьте уравнения реакции, с помощью которых можно осуществить указанные превращения:



2. Напишите уравнения реакций между кислотами и основаниями, приводящие к образованию следующих солей:



3. Какие из указанных соединений будут попарно взаимодействовать:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{NaOH}$ ? Составьте уравнения реакций.

4. Составьте уравнения реакций получения всеми возможными способами следующих солей: сульфата бария, гидроксохлорида железа (III), сульфида свинца, нитрата меди (II)

5. Какие из перечисленных веществ реагируют с гидроксидом калия:  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ? Напишите уравнения реакций в молекулярном и полном и кратком ионно-молекулярном виде.

## Работа 2. Свойства растворов. Часть 1

**Цель работы:** изучение физико-химической природы процесса растворения, растворимости веществ, электрической проводимости растворов электролитов и зависимость ее от различных факторов, получение осадков малорастворимых соединений.

**Опыт 1. Тепловой эффект процесса растворения (демонстрационный опыт)**

В три пробирки налейте до половины объема воды и определите ее температуру. В первую пробирку внесите 2-3 г нитрата аммония, осторожно перемешайте и определите температуру раствора. Во вторую пробирку добавьте небольшое количество кристаллического гидроксида натрия и после перемешивания определите температуру раствора. В третью пробирку внесите 2-3 г хлорида натрия, перемешайте и также определите температуру раствора. Полученные результаты занесите в таблицу.

Растворяемое вещество	T(H <sub>2</sub> O), °C	T (р-ра), °C	Тепловой эффект процесса растворения ( $\Delta H > 0$ , $\Delta H < 0$ , $\Delta H = 0$ )	$\Delta H_{\text{раст}} = \Delta H_{\text{реш}} + \Delta H_{\text{гидр}}$ , $\Delta H_{\text{реш}} > \Delta H_{\text{гидр}}$ , $\Delta H_{\text{гидр}} > \Delta H_{\text{реш}}$ , $\Delta H_{\text{гидр}} = \Delta H_{\text{реш}}$
NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>				
NaOH				
NaCl				

**Вывод:** \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

(объясните различие тепловых эффектов процесса растворения; используя принцип Ле Шателье, предскажите влияние изменения температуры на растворимость исследуемых соединений)

**Опыт 2. Растворимость жидкости в жидкости (демонстрационный)**

а) Налейте в пробирку 2 мл глицерина C<sub>3</sub>H<sub>5</sub>(OH)<sub>3</sub> и добавьте в нее осторожно равный объем воды. Запишите ваши наблюдения:

\_\_\_\_\_

Энергичным встряхиванием перемешайте полученную смесь и запишите ваши наблюдения:

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(какова растворимость глицерина в воде?)

б) В пробирку налейте 5 мл воды и добавьте по каплям органический растворитель (гексан  $C_6H_6$ , бутиловый спирт  $C_4H_9OH$  и т.п.) до образования небольшого слоя на поверхности. Интенсивно встряхните содержимое пробирки. Запишите ваши наблюдения:

**Вывод:** \_\_\_\_\_

в) К полученному в предыдущем опыте раствору добавьте при перемешивании этанол  $C_2H_5OH$ . Запишите ваши наблюдения:

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(объясните гомогенизацию раствора третьим компонентом)

### **Опыт 3. Электропроводность растворов различных веществ (демонстрационный опыт)**

а) Изучение электропроводности растворов различных веществ проведите с помощью прибора, сравнивая интенсивность свечения электрической лампочки. Каждый из исследуемых растворов поместите в стаканчик емкостью 50 мл, опустите в раствор электроды, включите прибор в электрическую сеть и оцените интенсивность свечения лампочки (после каждого опыта промывайте электроды дистиллированной водой). Результаты опытов занесите в таблицу:

<i>Исследуемый раствор</i>	<i>Интенсивность свечения лампочки</i>	<i>Тип раствора (уравнение диссоциации)</i>
Дистиллированная вода ( $H_2O$ )		
Водный раствор этилового спирта ( $C_2H_5OH$ )		
Водный раствор глюкозы ( $C_6H_{12}O_6$ )		
Водный раствор гидроксида натрия ( $NaOH$ )		
Водный раствор хлорида натрия ( $NaCl$ )		

Водный раствор аммиака ( $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ )		
Водный раствор соляной кислоты ( $\text{HCl}$ )		
Водный раствор уксусной кислоты ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ )		

Что называют электролитической диссоциацией? \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

Дайте определение понятия «электролиты» - \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

В виде каких частиц находится растворимое вещество в растворе:

- неэлектролитов \_\_\_\_\_
- слабых электролитов \_\_\_\_\_
- сильных электролитов \_\_\_\_\_

б) оцените электропроводность *спиртовых* растворов

Исследуемый раствор (растворитель – $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ )	Интенсивность свечения лампочки	Тип раствора
Гидроксид натрия ( $\text{NaOH}$ )		
Хлорид натрия ( $\text{NaCl}$ )		

**Вывод:** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

(объясните влияние природы растворителя на электропроводность водных и спиртовых растворов одних и тех же веществ)

в) В стакан вместимостью 50 мл слейте по 10 мл водных растворов аммиака и уксусной кислоты, оцените электропроводность полученного раствора:

\_\_\_\_\_

Напишите уравнение реакции, протекающей при взаимодействии водных растворов аммиака и уксусной кислоты:

**Вывод:** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

---

---

(почему полученный раствор является сильным электролитом?)

#### **Опыт 4. Смещение равновесия в растворах слабых электролитов**

Налейте в пробирку 5 мл разбавленного раствора уксусной кислоты, добавьте 2 капли универсального индикатора (или метилоранжа).

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Разделите содержимое пробирки на две. Первую оставьте в качестве раствора сравнения, а во вторую добавьте небольшое количество ацетата аммония.

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Напишите уравнение диссоциации кислоты и соли:

$\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow$  \_\_\_\_\_

$\text{CH}_3\text{COONH}_4 =$  \_\_\_\_\_

Запишите выражение для константы диссоциации кислоты:

\_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

(оцените влияние одноименных ионов на диссоциацию слабого электролита)

#### **Опыт 5. Изучение относительной силы кислот**

В две пробирки поместите по 1-2 гранулы цинка и прилейте в первую пробирку 2-3 мл 2М раствора соляной кислоты, во вторую 2-3 мл 2М раствора уксусной кислоты. Напишите уравнения реакций:

1.  $\text{Zn} + \text{HCl} =$  \_\_\_\_\_

2.  $\text{Zn} + \text{CH}_3\text{COOH} =$  \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

(отметьте, в какой пробирке реакция протекает с большей интенсивностью)

\_\_\_\_\_

**Вывод:**  $K_d(\text{HCl}) =$  \_\_\_\_\_  $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) =$  \_\_\_\_\_

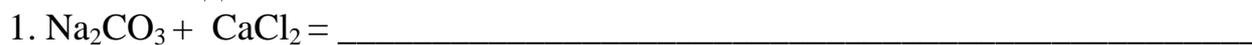
\_\_\_\_\_

(используя значения констант диссоциации исследуемых кислот, объясните различия в скорости реакции)

#### **Опыт 6. Реакции осаждения (реакции ионного обмена)**

а) Налейте в три пробирки растворы карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , иодида калия  $\text{KI}$  и хромата калия  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ . Добавьте в первую пробирку раствор хлорида кальция  $\text{CaCl}_2$ , во вторую и третью – нитрат свинца  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ .

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде и отметьте ваши наблюдения:



Полное ионно-молекулярное: \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_



Полное ионно-молекулярное: \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_



Полное ионно-молекулярное: \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

**Укажите табличные значения величин ПР:**

ПР( $\text{CaCO}_3$ ) = \_\_\_\_\_ ПР( $\text{PbI}_2$ ) = \_\_\_\_\_ ПР( $\text{PbCrO}_4$ ) = \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(используя значения величин ПР, объясните возможность образования осадков; являются ли данные реакции обратимыми? В какой реакции ионного обмена является необратимой?)

б) В две пробирки налейте по 0,5 мл раствора хлорида железа (III)  $\text{FeCl}_3$ . В первую пробирку прилейте такое же количество раствора гексацианоферрата (II) калия  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Во вторую пробирку прилейте столько же раствора гексацианоферрата (III) калия  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Напишите уравнение реакции, учитывая, что в реакции неполного ионного обмена происходит образование коллоидной формы «берлинской лазури» состава  $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ :



Полное ионно-молекулярное: \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(какое вещество используют для определения ионов железа (III)?)

в) В две пробирки налейте по 0,5 мл раствора свежеприготовленного раствора сульфата железа (II)  $\text{FeSO}_4$ . В первую пробирку прилейте такое же количество раствора гексацианоферрата (II) калия  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Во вторую пробирку прилейте столько же раствора гексацианоферрата (III) калия  $K_3[Fe(CN)_6]$ .

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Напишите уравнение реакции, учитывая, что в реакции неполного ионного обмена происходит образование коллоидной формы «турнбулевой сини» состава  $KFe[Fe(CN)_6]$ :



Полное ионно-молекулярное: \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(какое вещество используют для определения ионов железа (II)?)

### **\*Опыт 7. Распознавание солей**

а) Получите у инженера пробирки с растворами солей сульфатов алюминия и магния. Используя известные реакции, установите содержимое каждой пробирки. Для проведения эксперимента отливайте в отдельные чистые пробирки небольшое количество исследуемых растворов. Проведение опыта и **наблюдаемые** признаки химических превращений запишите в рабочий журнал; составьте уравнения химических реакций:

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

б) Получите у инженера пробирки с растворами солей нитратов свинца и магния. Используя известные реакции, установите содержимое каждой пробирки. Для проведения эксперимента отливайте в отдельные чистые пробирки небольшое количество исследуемых растворов. Проведение опыта и **наблюдаемые** превращения запишите в рабочий журнал; составьте уравнения химических реакций:

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

в) Получите у инженера пробирки с растворами солей хлорида алюминия и карбоната натрия. Используя известные реакции, установите содержимое каждой пробирки. Для проведения эксперимента отливайте в отдельные чистые пробирки небольшое количество исследуемых растворов. Проведение опыта и наблюдаемые превращения запишите в рабочий журнал; составьте уравнения химических реакций:

---

---

---

---

---

---

---

---

**Контрольные вопросы и упражнения** (этап рефлексии)

1. Растворы каких веществ необходимо взять, чтобы получить в осадке гидроксид хрома (III)? Укажите порядок сливания растворов реагирующих веществ.
2. Как изменяется растворимость осадка при добавлении одноименного иона?
3. Произведение растворимости гидроксида кобальта (II) равно  $2,0 \cdot 10^{-15}$ . Рассчитайте растворимость этого гидроксида (моль/л).
4. Растворимость  $PbI_2$  при  $25^\circ C$  равна  $6,5 \cdot 10^{-4}$  моль/л. Вычислите ПР ( $PbI_2$ ).

## Работа 2. Свойства растворов. Часть 2

**Цель работы:** изучение реакций гидролиза солей различных типов; условия, необходимые для протекания гидролиза; факторов, влияющих на смещение равновесия процесса гидролиза; расчет констант гидролиза.

### Опыт 1. Гидролиз солей

Для определения pH растворов солей на листе белой бумаги напишите формулы исследуемых солей и разложите необходимое количество полосок *универсальной индикаторной бумаги*. На каждую полоску нанесите с помощью капельницы по одной капле исследуемого раствора. Сравните окраску влажного пятна, полученного на индикаторной бумаге со стандартной шкалой pH, на которой указано значение pH соответствующее тому или иному цвету.

а) *Гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой*

Используя индикаторную бумагу, определите pH растворов солей: ацетата, карбоната и гидрокарбоната натрия.

Ацетат натрия  $\text{CH}_3\text{COONa}$ : pH = \_\_\_\_\_

Карбонат натрия:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  pH = \_\_\_\_\_

Гидрокарбонат натрия  $\text{NaHCO}_3$ : pH = \_\_\_\_\_

Напишите уравнения реакций гидролиза в ионно-молекулярном и молекулярном видах. **Используйте алгоритм, рассмотренный в лекции:**

1. Полное ионно-молекулярное:



Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Молекулярное: \_\_\_\_\_

Расчет константы гидролиза (укажите общую формулу, применяемую для расчета):

2. Полное ионно-молекулярное:



Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Молекулярное: \_\_\_\_\_

Расчет константы гидролиза (укажите общую формулу, применяемую для расчета):

3. Полное ионно-молекулярное:



Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Молекулярное: \_\_\_\_\_

Расчет константы гидролиза (укажите общую формулу, применяемую для расчета):

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(определите *тип гидролиза*)

б) *Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой*  
Определите pH растворов хлоридов аммония и алюминия:

Хлорид аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$ : pH= \_\_\_\_\_

Хлорид алюминия  $\text{AlCl}_3$ : pH= \_\_\_\_\_

Напишите уравнения реакций гидролиза в ионно-молекулярном и молекулярном видах. **Используйте алгоритм, рассмотренный в лекции:**

1. Полное ионно-молекулярное:

$\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow$  \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Молекулярное: \_\_\_\_\_

Расчет константы гидролиза (укажите общую формулу, применяемую для расчета):

2. Полное ионно-молекулярное:

стадия 1:  $\text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow$  \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Молекулярное: \_\_\_\_\_

Расчет константы гидролиза (укажите общую формулу, применяемую для расчета):

Полное ионно-молекулярное:

стадия 2: \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Молекулярное: \_\_\_\_\_

Расчет константы гидролиза (укажите общую формулу, применяемую для расчета):

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(определите *тип гидролиза*)

в) *Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием*

Определите pH раствора ацетата аммония: pH= \_\_\_\_\_

Напишите уравнение реакции гидролиза в ионно-молекулярном и молекулярном видах. **Используйте алгоритм, рассмотренный в лекции:**

Полное ионно-молекулярное:

$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow$  \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Молекулярное: \_\_\_\_\_

Расчет константы гидролиза (укажите общую формулу, применяемую для расчета):

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(определите *тип гидролиза*)

## Опыт 2. Влияние температуры на гидролиз соли

Налейте в пробирку раствор ацетата натрия  $\text{CH}_3\text{COONa}$  и добавьте несколько капель фенолфталеина.

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Затем нагрейте пробирку до кипения и запишите ваши наблюдения:

\_\_\_\_\_

Охладите раствор под струей холодной воды.

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Запишите уравнение реакции гидролиза ацетата натрия в ионно-молекулярном и молекулярном виде. Используйте алгоритм, рассмотренный в лекции:

Полное ионно-молекулярное:

$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+ + \text{HOH} \leftrightarrow$  \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Молекулярное: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

(как влияет изменение температуры на гидролиз солей? Укажите тепловой эффект реакции гидролиза)

## Опыт 3. Смещение равновесия реакции гидролиза (демонстрационный опыт)

Налейте в пробирку 1-2 капли раствора хлорида сурьмы  $\text{SbCl}_3$ . Разбавьте водой. Напишите уравнение реакции и ваши наблюдения:

$\text{SbCl}_3 + \text{HOH} \leftrightarrow$  \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Добавьте к полученному осадку несколько капель концентрированной соляной кислоты.

Наблюдения: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

(объясните смещение ионного равновесия гидролиза хлорида сурьмы (III))

## Опыт 4. Взаимодействие алюминия с раствором фосфата натрия

Поместите в пробирку небольшое количество стружки алюминия и налейте раствор фосфата натрия. Закрепите пробирку в пробиркодержателе и нагрейте в пламени горелки. Объясните происходящие превращения с учетом процесса гидролиза в растворе соли. Напишите соответствующие уравнения реакций (*уравнение гидролиза фосфата натрия; уравнение взаимодействия продукта гидролиза с алюминием; суммарное уравнение реакции алюминия с фосфатом натрия*):

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

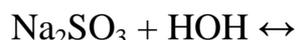
(какие металлы способны взаимодействовать с раствором фосфата натрия? В растворах каких солей возможно растворение алюминия?)

**Опыт 5. Влияние на гидролиз силы кислоты, образующей соль**

Определите pH водных растворов солей карбоната  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и сульфита натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Объясните различие значений pH. Напишите уравнения реакций гидролиза по *первой* стадии, рассчитайте значение *констант гидролиза*.



Расчет константы гидролиза:



Расчет константы гидролиза:

**Вывод:** \_\_\_\_\_

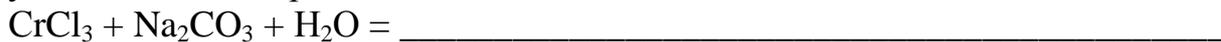
\_\_\_\_\_

(какая соль подвергается гидролизу в большей степени и почему? Оцените влияние силы кислоты, образующей соль на процесс гидролиза; сравните значения рассчитанных констант гидролиза)

**\*Опыт 6. Взаимное усиление гидролиза**

Налейте в пробирку 1 мл раствора соли хрома (III) и добавьте столько же раствора соли карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . **Докажите, что выпавший осадок**

не является солью угольной кислоты. Напишите уравнения реакций, учитывая тип гидролиза каждой из исходных солей.



---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

**Вывод:** \_\_\_\_\_

---

---

---

---

(укажите условия необходимые для протекания полного и необратимого гидролиза; как можно использовать таблицу растворимости для предсказания такого типа гидролиза солей?)

**Контрольные вопросы и упражнения** (этап рефлексии)

1. Какие условия необходимы для протекания гидролиза?
2. Напишите в молекулярно-ионной форме уравнения гидролиза солей и укажите реакцию их водных растворов: фторида натрия  $\text{NaF}$ , хлорида меди  $\text{CuCl}_2$ , нитрата свинца  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , нитрита калия  $\text{KNO}_2$ .
3. Напишите уравнение реакции взаимодействия растворов карбоната натрия и хлорида алюминия.

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ П.Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

### Работа 3. Изучение реакций окисления-восстановления

**Цель работы:** проведение качественных опытов, раскрывающих окислительно-восстановительные свойства отдельных веществ; определение возможности протекания реакции в стандартных условиях по значению величин стандартных потенциалов; расчет  $K_{\text{равн}}$  окислительно-восстановительного процесса; влияние комплексообразования на окислительно-восстановительные процессы.

#### Опыт 1. Сравнение химической активности железа и меди (демонстрационный опыт)

Налейте в пробирку концентрированный раствор  $\text{CuSO}_4$  и опустите в него железную стружку.

Напишите уравнение реакции, используя метод электронного баланса (МЭБ), укажите **значения стандартных потенциалов** и отметьте ваши наблюдения:

$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} =$  \_\_\_\_\_

Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Рассчитайте ЭДС реакции и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания реакции:

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(какой металл является более активным? Какие количественные характеристики можно использовать для доказательства вашего ответа?)

#### Опыт 2. Термическое разложение перманганата калия

Поместите в пробирку небольшое количество кристаллического перманганата калия. Нагрейте и докажите выделение кислорода с помощью лучинки.

Напишите уравнение реакции, используя метод электронного баланса (МЭБ):

$\text{KMnO}_4 (\text{тв}) =$  \_\_\_\_\_

Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(определите тип окислительно-восстановительного процесса)

### Опыт 3. Окислительные свойства нитрата натрия

Поместите в пробирку небольшое количество стружки алюминия, добавьте концентрированный (30%) раствор щелочи и раствор нитрата натрия (или калия).

Напишите уравнение реакции, используя метод электронного баланса, укажите *значения стандартных потенциалов* и отметьте ваши наблюдения:



Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Сравните величины стандартных потенциалов:  $E^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ В}$

$E^0([\text{Al}(\text{OH})_4]^-/\text{Al}) = -2,34 \text{ В}$

Докажите выделение аммиака  $\text{NH}_3$  с помощью фильтровальной бумаги, смоченной индикатором *фенолфталеином*: \_\_\_\_\_

Рассчитайте ЭДС реакции без учета комплексообразования и с учетом комплексообразования:

**Вывод:** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

(какие свойства проявляет нитрат натрия? Укажите тип ОВР. Как влияет процесс комплексообразования на восстановительные свойства металла?)

### Опыт 4. Окислительные свойства соединений хрома (VI)

а) К 2-3 мл раствора дихромата калия, подкисленного серной кислотой, прилейте раствор нитрита калия или натрия.

Напишите уравнение ОВР, укажите окислитель и восстановитель, величины их *стандартных потенциалов*; отметьте ваши наблюдения:



Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

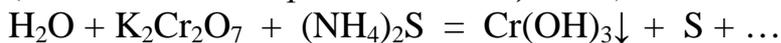
Наблюдения: \_\_\_\_\_

Рассчитайте ЭДС и  $K_{\text{равн.}}$  реакции:

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(укажите тип окислительно-восстановительной реакции,.)

б) К 1-2 мл раствора дихромата калия прилейте раствор сульфида аммония. Напишите уравнение ОВР, укажите окислитель и восстановитель (значения стандартных потенциалов):



Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Вывод: \_\_\_\_\_

(чем обусловлено изменение окраски раствора? Каково влияние среды на продукты восстановления дихромата калия?)

### **Опыт 5. Окислительные свойства перманганата калия в зависимости от характера среды**

В три пробирки налейте по 2 мл разбавленного раствора перманганата калия  $\text{KMnO}_4$ . В первую пробирку добавьте несколько капель разбавленной серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , во вторую – гидроксида калия или натрия, в третью пробирку - воды. Затем в каждую пробирку прилейте по каплям раствор сульфида натрия или калия.

Составьте уравнения ОВР (МЭБ) и отметьте ваши наблюдения; рассчитайте ЭДС реакций и  $K_{\text{равн}}$



Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

ЭДС реакции:

$K_{\text{равн}}$ :



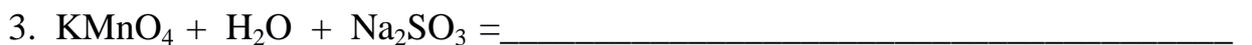
Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

ЭДС реакции:

$K_{\text{равн}}$ :



Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

ЭДС реакции:

$K_{\text{равн}}$ :

**Вывод:** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

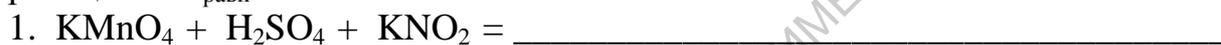
\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

(сделайте вывод о влиянии среды на окислительные свойства перманганата калия, используйте таблицу стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Как меняются окислительно-восстановительные свойства соединений марганца с изменением степени окисления элемента?)

### **Опыт 6. Окислительно-восстановительные свойства нитрит-иона**

Налейте в одну пробирку раствор перманганата калия, а в другую - иодида калия, и в каждую добавьте разбавленной серной кислоты. Затем в каждую пробирку внесите небольшое количество раствора нитрита калия (или натрия). Напишите уравнения реакций (МЭБ), укажите значения стандартных потенциалов, отметьте ваши наблюдения, рассчитайте ЭДС реакции и  $K_{\text{равн}}$ .



Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

ЭДС и константа равновесия реакции: \_\_\_\_\_



Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

ЭДС и константа равновесия реакции: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

(охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства нитритов: в каком случае нитрит-ионы проявляют восстановительные свойства и в каком – окислительные свойства?)

**\*Опыт 7. Влияние степени окисления элемента на окислительно-восстановительные свойства веществ**

а) Экспериментально определите, можно ли приготовить водный раствор, содержащий одновременно сульфат марганца (II)  $MnSO_4$  и перманганат калия  $KMnO_4$ . Дайте обоснованный ответ:

---

---

---

---

---

б) Получите у инженера пробирки с растворами сульфита  $Na_2SO_3$  и сульфата натрия  $Na_2SO_4$ . Используя различие в окислительно-восстановительных свойствах исследуемых солей, определите содержимое каждой исходной пробирки. Запишите уравнения реакций, используя метод электронного баланса.

---

---

---

---

---

---

---

---

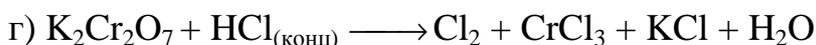
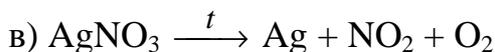
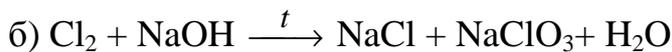
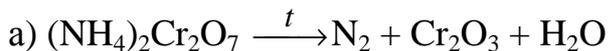
---

---

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ГЕРБЕЛЬШЕВСКОГО

### Контрольные вопросы и упражнения (этап рефлексии)

1. Определите тип окислительно-восстановительных реакций и расставьте коэффициенты методом электронного баланса:



2. По приведенной электронно-ионной схеме составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции в молекулярной форме:



3. Допишите уравнения реакций и расставьте коэффициенты, используя метод электронного баланса:



4. Какой из окислителей является наиболее сильным:



5. В каком направлении будет протекать реакция:



Составьте уравнение электронного баланса, укажите величины стандартных потенциалов, рассчитайте ЭДС.

## Работа 4. Металлы и их соединения

**Цель работы:** изучение общих свойств металлов; изучение свойств d-металлов и их соединений на примере хрома.

### Опыт 1. Свойства простых веществ - металлов

#### а) Отношение металлов к воде

Маленькие кусочки натрия размером меньше горошины осторожно опустите в кристаллизатор с водой, предварительно добавив в воду индикатор *фенолфталеин*. Напишите уравнение реакции и отметьте ваши наблюдения:

$\text{Na} + \text{H}_2\text{O} =$  \_\_\_\_\_

Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

Поместите несколько гранул цинка в пробирку и прилейте дистиллированной воды. Отметьте ваши наблюдения:

$\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} =$  \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Поместите в пробирку стружку или кусочки меди. Прилейте дистиллированной воды. Отметьте ваши наблюдения:

$\text{Cu} + \text{H}_2\text{O} =$  \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

#### б) отношение металлов к разбавленным кислотам (соляной или серной)

Поместите в отдельные пробирки образцы цинка и меди. В каждую пробирку прилейте разбавленной серной кислоты.

Напишите уравнения реакций и отметьте ваши наблюдения:

$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб})} =$  \_\_\_\_\_

Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

$\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб})} =$  \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

(используя ряд стандартных потенциалов, сделать вывод о том, какие металлы взаимодействуют с разбавленными кислотами с выделением  $\text{H}_2$ )

в) отношение металлов к кислотам-окислителям (демонстрационный опыт)

Поместите в отдельные пробирки образцы цинка и меди. В каждую пробирку прилейте концентрированной серной кислоты.

Напишите уравнения реакций и отметьте ваши наблюдения:



Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_



Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

(как влияет природа металла на проявление восстановительных свойств?)

Поместите в отдельные пробирки образцы цинка и меди. В каждую пробирку прилейте раствор концентрированной щелочи.

Напишите уравнения реакций и отметьте ваши наблюдения:



Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_



Наблюдения: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

(какие металлы взаимодействуют с раствором щелочи с выделением  $H_2$ ? Приведите 2 уравнения реакции для обоснованного ответа)

Обсудите изменение химических свойств исследуемых металлов. Для обоснования ответа используйте ряд стандартных электродных потенциалов металлов и положение элементов в Периодической таблице Д.И.Менделеева.

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

**Опыт 2. Сравнение химической активности цинка и свинца (демонстрационный опыт)**

Налейте в цилиндр насыщенный раствор ацетата цинка и опустите в него гранулу цинка, закрепленную на нитке. Напишите уравнение реакции, укажите значения стандартных потенциалов и отметьте ваши наблюдения:

$(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb} + \text{Zn} =$  \_\_\_\_\_

Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

$E^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) =$  \_\_\_\_\_  $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) =$  \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Рассчитайте ЭДС реакции и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания реакции:

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(какой металл является более активным? Какие металлы способны вытеснять другие металлы из растворов их солей? Для ответа используйте ряд напряжений металлов. Какие имеются ограничения при проведении таких реакций?)

### **Опыт 3. Взаимодействие алюминия с иодом (демонстрационный опыт)**

На керамическую плитку насыпьте горкой с углублением мелкодисперсную смесь порошка алюминия с иодом. В углубление поместите с помощью пипетки 1-2 капли воды и наблюдайте взаимодействие исходных веществ.

Напишите уравнение реакции:

$\text{Al} + \text{I}_2 =$  \_\_\_\_\_

Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(охарактеризуйте способность металлов взаимодействовать с неметаллами, учитывая их природу - окислительно-восстановительные свойства и положение в периодической таблице; какую функцию выполняет вода в данном химическом взаимодействии?)

### **Опыт 4. Получение оксида хрома (III) разложением дихромата аммония (демонстрационный опыт)**

На большой лист белой бумаги поставьте треножник с медной пластиной или асбестовой сеткой. На пластину (сетку) поместите горкой дихромат аммония и подожгите горящей лучиной.

Напишите уравнение реакции:

$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{тв}) =$  \_\_\_\_\_

Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ (укажите тип реакции)

### **Опыт 5. Получение и свойства гидроксида хрома (III)**

Налейте в 2 пробирки по 3 мл раствора хлорида хрома  $\text{CrCl}_3$  и прилейте раствор гидроксида натрия до образования осадка гидроксида хрома (III):

Напишите уравнение реакции:

$\text{CrCl}_3 + \text{NaOH} =$  \_\_\_\_\_

Полное ионное: \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Исследуйте кислотно-основные свойства полученного осадка гидроксида хрома (III):

*1-я пробирка* - прилейте раствор соляной кислоты:

Напишите уравнение реакции:

$\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + \text{HCl} =$  \_\_\_\_\_

Полное ионное: \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Признак химического взаимодействия – \_\_\_\_\_

*2-я пробирка* – прилейте раствор гидроксида натрия:

Напишите уравнение реакции:

$\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + \text{NaOH} =$  \_\_\_\_\_

Полное ионное: \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Признак химического взаимодействия - \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

(сделайте вывод о способе получения; кислотно-основных свойствах; порядке смешивания реагентов; выскажите предположении о проявлении окислительно-восстановительных свойств гидроксида хрома (III))

### **Опыт 6. Гидролиз солей хрома (III)**

Налейте в пробирку раствор соли хрома и прилейте раствор карбоната натрия.

Напишите уравнение реакции:

$\text{CrCl}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} =$  \_\_\_\_\_

Полное ионное: \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Признак химического взаимодействия – \_\_\_\_\_

Полученный осадок разделите на две части и докажите образование амфотерного гидроксида хрома (III), используя знания предыдущего опыта.

---

---

---

---

---

---

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(почему в водном растворе не существует карбонат хрома? Используйте знания по теме «Гидролиз солей». Используя таблицу растворимости, укажите какие соли хрома (III) нельзя получить из водных растворов)

### **Опыт 7. Равновесие в растворах солей хрома (VI)**

В 2 пробирки налейте по приблизительно по 2 мл разбавленных растворов дихромата калия  $K_2Cr_2O_7$ , обратите внимание на окраску раствора. Одну пробирку оставьте для сравнения, а в другую добавьте небольшое количество разбавленного раствора гидроксида натрия или калия.

Напишите уравнение химической реакции:



Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Обратите внимание на изменение окраски раствора: \_\_\_\_\_

Затем к этому же раствору по каплям налейте разбавленный раствор серной кислоты до приобретения прежней окраски. Напишите уравнение реакции:



Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Аналогично проделайте опыт с раствором хромата калия, приливая сначала кислоту, а затем щелочь.

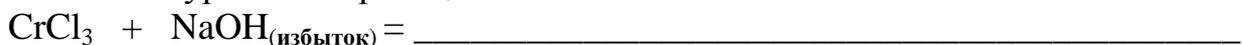
**Вывод:** \_\_\_\_\_

(объясните наблюдаемое явление с точки зрения принципа Ле Шателье)

### **Опыт 8. Восстановительные свойства соединений хрома (III)**

Налейте в пробирку раствор хлорида хрома и прилейте избыток гидроксида натрия.

Напишите уравнение реакции:



Признак реакции – образование изумрудно-зеленого раствора гексагидроксохромата (III) натрия.

К полученному раствору прилейте раствор пероксида водорода  $H_2O_2$ .

Напишите уравнение химического взаимодействия:



Процесс окисления:  $\underline{\hspace{10cm}}$

Процесс восстановления:  $\underline{\hspace{10cm}}$

Значения стандартных потенциалов:



Рассчитайте ЭДС реакции:

*Признак химического превращения* - окраска раствора изменяется с *зеленой* на *желтую*, характерную для хромат-ионов:

Запишите суммарное уравнение химической реакции:



**Вывод:**  $\underline{\hspace{10cm}}$

(какие свойства проявляет соединение хрома (III) в щелочной среде при взаимодействии с сильными окислителями?)

### **Контрольные вопросы и упражнения** (этап рефлексии)

1. Хром в соединениях проявляет различные степени окисления. Заполните таблицу:

Степень окисления	Вещество (пример)	Свойства: кислотные-основные/окислительно-восстановительные
0	Cr	
+2	CrO, Cr(OH) <sub>2</sub> , CrCl <sub>2</sub>	
+3	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , Cr(OH) <sub>3</sub> , CrCl <sub>3</sub>	
+6	CrO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> , K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	

2. Допишите уравнения реакций и расставьте коэффициенты, используя метод электронного баланса:
- а)  $\text{CrCl}_3 + \text{NaOH} + \text{Br}_2 \rightarrow$
- б)  $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- в)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl}_{(\text{конц.})} \rightarrow$
3. Напишите уравнения реакций с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
- $$\text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$$
4. Оксид Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> можно перевести в растворимое состояние сплавлением: а) с нитратом натрия в присутствии гидроксида натрия;
- б) с карбонатом натрия на воздухе. Напишите соответствующие уравнения реакций.
5. Известно, что хромистый железняк FeO·Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (FeCr<sub>2</sub>O<sub>4</sub>) является наиболее распространенным минералом. Предложите уравнение реакции, отражающее процесс его растворения в концентрированной азотной кислоте.

## Работа 5. Свойства неметаллов и их соединений

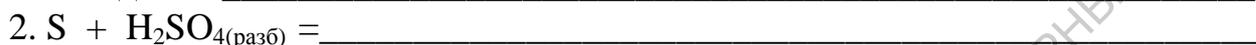
**Цель работы:** изучение общих свойств неметаллов и их соединений

### Опыт 1. Свойства простого вещества серы (демонстрационный опыт)

В четыре пробирки поместите небольшое количество порошка серы. В первую пробирку налейте дистиллированной воды, во вторую – разбавленной серной кислоты, в третью – щелочи, в четвертую – концентрированной серной кислоты. Напишите уравнения реакций и отметьте ваши наблюдения:



Наблюдения: \_\_\_\_\_



Наблюдения: \_\_\_\_\_



Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_



Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(о свойствах серы по сравнению с металлами; оцените изменение неметаллических свойств в зависимости от положения в периодической таблице - по периоду и по группе; укажите самый сильный неметалл)

### Опыт 2. Сжигание неметаллов – способ получения кислотных оксидов (демонстрационный опыт)

На керамическую плитку поместите небольшое количество красного фосфора, подожгите и накройте большой воронкой так, чтобы обеспечить доступ воздуха, необходимого для горения.

Напишите уравнение реакции:



Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Белый налет на стенках воронки смойте в пробирку небольшим количеством воды и определите среду раствора с помощью индикатора: \_\_\_\_\_

Напишите уравнение реакции химического взаимодействия полученного вещества с водой: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

(все ли неметаллы непосредственно взаимодействуют с кислородом с образованием оксидов?)

### Опыт 3. Окислительные свойства неметаллов (на примере хлора)

Налейте в пробирку небольшое количество раствора иодида калия и прилейте хлорной воды:

Напишите уравнение химического взаимодействия исходных реагентов:

1.  $KI + Cl_2 =$  \_\_\_\_\_

Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Признак химического взаимодействия: \_\_\_\_\_

$E^0(2Cl^-/Cl_2) = 1,36 \text{ В};$   $E^0(2I^-/I_2) = 0,54 \text{ В}$

Расчет ЭДС: \_\_\_\_\_

2.  $KI + Br_2 =$  \_\_\_\_\_

Признак химического взаимодействия: \_\_\_\_\_

$E^0(2Cl^-/Cl_2) = 1,36 \text{ В};$   $E^0(2Br^-/Br_2) = 1,065 \text{ В}$

Расчет ЭДС: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(как по величине стандартного потенциала оценить окислительные и восстановительные свойства неметаллов? Какие неметаллы проявляют только окислительные свойства?)

### Опыт 4. Окислительно-восстановительные свойства иода

Налейте в пробирку небольшое количество иодной воды, обратите внимание на окраску раствора. Затем прилейте раствор щелочи до обесцвечивания раствора. Напишите уравнение химического процесса:

$I_2 + NaOH =$  \_\_\_\_\_

Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Укажите величины значений стандартных потенциалов окислителя и восстановителя:

$E^0(2I^-/I_2) =$  \_\_\_\_\_

$E^0(I_2/2IO_3^-) =$  \_\_\_\_\_

Расчет ЭДС: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(какие свойства проявляет йод в свободном состоянии? Какие свойства преобладают?)

К полученному раствору добавьте разбавленной серной кислоты и наблюдайте изменение окраски:



Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Признак химической реакции: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(как влияет степень окисления иода в составе соединений на окислительно-восстановительные свойства при изменении кислотности среды?)

### **Опыт 5. Свойства сернистой кислоты**

Налейте в 5 пробирок раствор сернистой кислоты.

*1-я пробирка:* добавьте хлорную воду, обратите внимание на исчезновение окраски хлорной воды:



Процесс окисления: \_\_\_\_\_

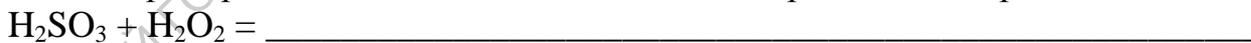
Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Укажите тип химической реакции \_\_\_\_\_

Признаки химического взаимодействия - \_\_\_\_\_

Докажите наличие в полученном растворе сульфат-иона с помощью растворимой соли бария (напишите уравнение реакции в молекулярном и кратком ионном виде): \_\_\_\_\_

*2-я пробирка:* добавьте несколько капель пероксида водорода:



Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Укажите тип химической реакции \_\_\_\_\_

Докажите наличие в полученном растворе сульфат-иона (напишите уравнение реакции в молекулярном и кратком ионном виде): \_\_\_\_\_

*3-я пробирка:* добавьте сероводородной воды:



Процесс окисления: \_\_\_\_\_

Процесс восстановления: \_\_\_\_\_

Укажите тип химической реакции \_\_\_\_\_

Признаки химического взаимодействия \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(какие свойства проявляет сульфит-ион в указанных химических процессах?)

*4-я пробирка:* добавьте 1-2 капли индикатора *лакмуса фиолетового*

Наблюдения: \_\_\_\_\_

Наличие каких ионов доказывает изменение окраски раствора? \_\_\_\_\_

*5-я пробирка:* к раствору сернистой кислоты прилейте небольшое количество раствора щелочи, а затем добавьте растворимую соль бария:

$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{NaOH} =$  \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{BaCl}_2 =$  \_\_\_\_\_

Краткое ионное: \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

К образовавшемуся осадку прилейте разбавленной соляной кислоты до растворения осадка (напишите молекулярное и краткое ионное уравнения реакции): \_\_\_\_\_

Наблюдения: \_\_\_\_\_

**Вывод:** \_\_\_\_\_

(сравните растворимость сульфита и сульфата бария в воде и кислотах)

### **Контрольные вопросы и упражнения** (этап рефлексии)

1. В каком агрегатном состоянии могут существовать неметаллы? Приведите примеры.
2. Укажите, как можно определить минимальную и максимальную степень окисления неметалла, исходя из положения в периодической системе.
3. Напишите уравнения химического взаимодействия углерода, серы, фосфора с концентрированной азотной кислотой. Используйте метод электронного баланса.
4. Составьте уравнения реакций диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления) фосфора, серы, хлора в растворе гидроксида натрия. Используйте метод электронного баланса.

## Работа 6. Экспериментальная проверочная работа

**Цель работы:** проверка степени усвоения полученных знаний при изучении химии.

### Опыт 1. Идентификация неорганических соединений

В шести пронумерованных пробирках (без этикеток) находятся растворы нитрата свинца, хлорида аммония, нитрата аммония, сульфата натрия, нитрата бария и йодида калия.

Опишите методику работы. Установите содержимое каждой пробирки, используя в качестве реактивов только эти растворы. Для проведения качественных реакций отливайте в отдельные чистые пробирки небольшое количество исследуемых растворов. Напишите уравнения проводимых химических реакций. Укажите признаки химических реакций, которыми они сопровождаются.

	$Pb(NO_3)_2$	$NH_4Cl$	$NH_4NO_3$	$Na_2SO_4$	$Ba(NO_3)_2$	$KI$
$Pb(NO_3)_2$						
$NH_4Cl$						
$NH_4NO_3$						
$Na_2SO_4$						
$Ba(NO_3)_2$						
$KI$						

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## Опыт 2. Окислительно-восстановительные свойства химических соединений

В вашем распоряжении имеются растворы следующих химических соединений: перманганат калия  $KMnO_4$ , сульфат железа (II)  $FeSO_4$ , разбавленная серная кислота  $H_2SO_4$ , гидроксид калия  $KOH$ , иодид калия  $KI$ , пероксид водорода  $H_2O_2$ , сульфит натрия  $Na_2SO_3$ , хлорная вода ( $Cl_2 + H_2O$ ). Определите степень окисления элементов и, исходя из этого, укажите какие свойства характерны для каждого вещества. На основе **величин стандартных окислительно-восстановительных потенциалов** (Приложение 3) предложите уравнения реакций взаимодействия веществ. Составьте возможные окислительно-восстановительные реакции с участием этих соединений. Экспериментально докажите справедливость Ваших предположений. Укажите, какие из вышеперечисленных веществ проявляют окислительные свойства, восстановительные свойства и окислительно-восстановительную двойственность.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

Периодическая таблица Д. И. Менделеева

Период	Ряд	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ											
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII				
1	1	(H)							H 1,00797 Водород	He 4,0026 Гелий	Обозначение элемента Атомный номер  Li 6,939 Литий  Относительная атомная масса		
2	2	Li 6,939 Литий	Be 9,0122 Бериллий	B 10,811 Бор	C 12,01115 Углерод	N 14,0067 Азот	O 15,9994 Кислород	F 18,9984 Фтор	Ne 20,179 Неон				
3	3	Na 22,9898 Натрий	Mg 24,305 Магний	Al 26,9815 Алюминий	Si 28,086 Кремний	P 30,9738 Фосфор	S 32,064 Сера	Cl 35,453 Хлор	Ar 39,948 Аргон				
4	4	K 39,102 Калий	Ca 40,08 Кальций	Sc 44,956 Скандий	Ti 47,90 Титан	V 50,942 Ванадий	Cr 51,996 Хром	Mn 54,9380 Марганец	Fe 55,847 Железо	Co 58,9330 Кобальт	Ni 58,71 Никель		
	5	Cu 63,546 Медь	Zn 65,37 Цинк	Ga 69,72 Галлий	Ge 72,59 Германий	As 74,9216 Мышьяк	Se 78,96 Селен	Br 79,904 Бром	Kr 83,80 Криптон				
5	6	Rb 85,47 Рубидий	Sr 87,62 Стронций	Y 88,905 Иттрий	Zr 91,22 Цирконий	Nb 92,906 Ниобий	Mo 95,94 Молибден	Tc [99] Технеций	Ru 101,07 Рутений	Rh 102,905 Родий	Pd 106,4 Палладий		
	7	Ag 107,868 Серебро	Cd 112,40 Кадмий	In 114,82 Индий	Sn 118,69 Олово	Sb 121,75 Сурьма	Te 127,60 Теллур	I 126,9044 Иод	Xe 131,30 Ксенон				
6	8	Cs 132,905 Цезий	Ba 137,34 Барий	La* 138,91 Лантан	Hf 178,49 Гафний	Ta 180,948 Тантал	W 183,85 Вольфрам	Re 186,2 Рений	Os 190,2 Осмий	Ir 192,2 Иридий	Pt 195,09 Платина		
	9	Au 196,967 Золото	Hg 200,59 Ртуть	Tl 204,37 Таллий	Pb 207,19 Свинец	Bi 208,980 Висмут	Po [210]* Полоний	At [210] Астат	Rn [222] Радон				
7	10	Fr [223] Франций	Ra [226] Радий	Ac** [227] Актиний	Rf [261] Резерфордий	Db [262] Дубний	Sg [263] Сиборгий	Bh [262] Борий	Hs [265] Хассий	Mt [266] Мейтнерий	Ds [271] Дармштадтий		
	11	Rg [272] Рентгений	Cn [285] Коперниций	Nh [286] Нихоний	Fl [286] Флеровий	Mc [287] Московский	Lv [287] Ливерморий	Ts [287] Теннессин	Og [294] Оганесон				

Лантаноиды**	58 Ce 140,12 Церий	59 Pr 140,907 Празеодим	60 Nd 144,24 Неодим	61 Pm [147]* Прометий	62 Sm 150,35 Самарий	63 Eu 151,96 Европий	64 Gd 157,25 Гадолиний	65 Tb 158,924 Тербий	66 Dy 162,50 Диспрозий	67 Ho 164,930 Гольмий	68 Er 167,26 Эрбий	69 Tm 168,934 Тулий	70 Yb 173,04 Иттербий	71 Lu 174,97 Лютеций
Актиноиды**	90 Th 232,038 Торий	91 Pa [231] Протактиний	92 U 238,03 Уран	93 Np [237] Нептуний	94 Pu [244] Плутоний	95 Am [243] Америций	96 Cm [247] Кюрий	97 Bk [247] Берклий	98 Cf [252]* Калифорний	99 Es [254] Эйнштейний	100 Fm [257] Фермий	101 Md [257] Менделеевий	102 No [259] Нобелий	103 Lr [260] Лоуренсий

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ ГАБРИЕЛЫ ПЕТРОВНЫ СПЕЦНАУЧНО-ТЕХНИЧЕСКОГО ЦЕНТРА

# РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

АНИОНЫ	КАТИОНЫ																					
	H <sup>+</sup>	Li <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>
OH <sup>-</sup> ГИДРОКСИД		P	P	P	P	P	M	H	M	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H
F <sup>-</sup> ФТОРИД	P	M	P	P	P	M	H	H	H	M	H	H	H	P	P	P	P	P	-	H	P	P
Cl <sup>-</sup> ХЛОРИД	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P
Br <sup>-</sup> БРОМИД	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	M	P	P
I <sup>-</sup> ИОДИД	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	P	?	P	P	P	P	H	H	H	M	P
S <sup>2-</sup> СУЛЬФИД	P	P	P	P	P	-	-	-	H	-	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HS <sup>-</sup> ГИДРОСУЛЬФИД	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	H	?	?	?	?	?	?	?
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> СУЛЬФИТ	P	P	P	P	P	H	H	M	H	?	-	H	?	H	H	?	M	H	H	H	?	?
HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup> ГИДРОСУЛЬФИТ	P	?	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> СУЛЬФАТ	P	P	P	P	P	H	M	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	H	P	P
HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup> ГИДРОСУЛЬФАТ	P	P	P	P	P	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	H	?	?
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> НИТРАТ	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> НИТРИТ	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	P	M	?	?	M	?	?	?	?
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> ОРТОФОСФАТ	P	H	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> ГИДРООРТОФОСФАТ	P	?	P	P	P	H	H	M	H	?	?	H	?	?	?	?	H	?	?	?	M	H
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> ДИГИДРООРТОФОСФАТ	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	P	P	P	?	-	?
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> КАРБОНАТ	P	P	P	P	P	H	H	H	H	?	?	H	-	H	H	H	H	H	?	H	?	H
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> ГИДРОКАРБОНАТ	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	?	?	?	P	?	?
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> АЦЕТАТ	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P	-	P
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> СИЛИКАТ	H	H	P	P	?	H	H	H	H	?	?	H	?	?	?	?	H	H	?	?	H	?

**P** - растворяется (>1 г на 100 г H<sub>2</sub>O)  
**M** - мало растворяется (от 0,1 до 1 г на 100 г H<sub>2</sub>O)  
**H** - не растворяется (от 0,01 на 1000 г воды)  
**-** - в водной среде разлагается  
**?** - нет достоверных сведений о существовании соединений

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Г.С. СКИНДИНА

**КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ КИСЛОТ**



Значения  $K_a$  приведены для температуры 298,15 К

Название	Формула	$K_a$
Азотистая	$\text{HNO}_2$	$6,9 \cdot 10^{-4}$
Азотная	$\text{HNO}_3$	$4,4 \cdot 10$
Бромоводородная	$\text{HBr}$	$10^9$
Иодоводородная	$\text{HI}$	$10^{11}$
Кремниевая	$\text{H}_4\text{SiO}_4$	
$K_1$		$1,3 \cdot 10^{-10}$
$K_2$		$1,6 \cdot 10^{-12}$
$K_3$		$2,0 \cdot 10^{-14}$
Марганцовая	$\text{HMnO}_4$	$\approx 10^8$
Марганцовистая	$\text{H}_2\text{MnO}_4$	
$K_1$		$\approx 10^{-1}$
$K_2$		$7,1 \cdot 10^{-11}$
Серная	$\text{H}_2\text{SO}_4$	
$K_1$		$10^3$
$K_2$		$1,1 \cdot 10^{-2}$
Сернистая	$\text{H}_2\text{SO}_3$	
$K_1$		$1,4 \cdot 10^{-2}$
$K_2$		$6,2 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная	$\text{H}_2\text{S}$	
$K_1$		$1,0 \cdot 10^{-7}$
$K_2$		$2,5 \cdot 10^{-13}$
Угльная	$\text{CO}_2(\text{p}) + \text{H}_2\text{O}$	
$K_1$		$4,5 \cdot 10^{-7}$
$K_2$		$4,8 \cdot 10^{-11}$
Уксусная	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$1,7 \cdot 10^{-5}$
Фосфорная, орто	$\text{H}_3\text{PO}_4$	
$K_1$		$7,1 \cdot 10^{-3}$
$K_2$		$6,2 \cdot 10^{-8}$
$K_3$		$5,0 \cdot 10^{-13}$
Фосфорная, пиро	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	
$K_1$		$1,2 \cdot 10^{-1}$
$K_2$		$7,9 \cdot 10^{-3}$
Фтороводородная	$\text{HF}$	$6,2 \cdot 10^{-4}$
Хлороводородная (соляная) кислота	$\text{HCl}$	$10^7$
Хлорная	$\text{HClO}_4$	$\approx 10^8$
Хлорноватая	$\text{HClO}_3$	$\approx 10^3$
Хлористая	$\text{HClO}_2$	$1,1 \cdot 10^{-2}$
Хлорноватистая	$\text{HClO}$	$2,9 \cdot 10^{-8}$
Хромовая	$\text{H}_2\text{CrO}_4$	
$K_1$		$1,6 \cdot 10^{-1}$
$K_2$		$3,2 \cdot 10^{-7}$

**СТАНДАРТНЫЕ ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ E<sub>0</sub>  
В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ ПРИ 298 К**

Элемент	Электродный процесс	E°, В	Элемент	Электродный процесс	E°, В
Al	$[Al(OH)_4]^- + 3\bar{e} = Al + 4OH^-$	-2,34	N	$2NO_3^- + 10H^+ + 8\bar{e} = N_2O + 5H_2O$	+1,12
Br	$Br_2 + 2\bar{e} = 2Br^-$	+1,065		$2NO_3^- + 12H^+ + 10\bar{e} = N_2 + 6H_2O$	+1,24
	$BrO_3^- + 6H^+ + 6\bar{e} = Br^- + 3H_2O$	+1,44		$NO_3^- + 2H_2O + 3\bar{e} = NO + 4OH^-$	-0,14
	$2BrO_3^- + 12H^+ + 10\bar{e} = Br_2 + 6H_2O$	+1,52		$NO_3^- + H_2O + 2\bar{e} = NO_2^- + 2OH^-$	-0,01
Cl	$Cl_2 + 2\bar{e} = 2Cl^-$	+1,36		$NO_3^- + 2H^+ + 2\bar{e} = NO_2^- + H_2O$	+0,78
Cr	$Cr^{3+} + 3\bar{e} = Cr$	-0,74		$NO_3^- + 10H^+ + 8\bar{e} = NH_4^+ + 3H_2O$	+0,87
	$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3\bar{e} = Cr(OH)_3 + 5OH^-$	-0,13		$NO_3^- + 3H^+ + 2\bar{e} = HNO_2 + H_2O$	+0,94
	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6\bar{e} = 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,33		$NO_3^- + 4H^+ + 3\bar{e} = NO + 2H_2O$	+0,957
F	$F_2 + 2\bar{e} = 2F^-$	+2,87		$NO_2^- + 2H^+ + \bar{e} = NO + H_2O$	+1,20
Fe	$Fe^{2+} + 2\bar{e} = Fe$	-0,44		O	$O_2 + 2H_2O + 4\bar{e} = 4OH^-$
	$Fe^{3+} + 3\bar{e} = Fe$	-0,04	$O_2 + 2H^+ + 2\bar{e} = H_2O_2$		+0,68
	$Fe^{3+} + \bar{e} = Fe^{2+}$	+0,77	$O_2 + 4H^+ + 4\bar{e} = 2H_2O$		+1,23
H	$2H^+ + 2\bar{e} = H_2$	0,00	$H_2O_2 + 2H^+ + 2\bar{e} = 2H_2O$		+1,78
	$H_2 + 2\bar{e} = 2H^-$	-2,25	Pb	$PbO_2 + 4H^+ + 2\bar{e} = Pb^{2+} + 2H_2O$	+1,46
I	$I_{2(k)} + 2\bar{e} = 2I^-$	+0,54		$PbO_2 + SO_4^{2-} + 4H^+ + 2\bar{e} = PbSO_4 + 2H_2O$	+1,68
Mn	$Mn^{2+} + 2\bar{e} = Mn$	-1,19	S	$S + 2H^+ + 2\bar{e} = H_2S$	+0,141
	$MnO_4^- + \bar{e} = MnO_4^{2-}$	+0,56		$S + 2\bar{e} = S^{2-}$	-0,46
	$MnO_4^{2-} + 2H_2O + 2\bar{e} = MnO_2 + 4OH^-$	+0,65		$SO_3^{2-} + 6H^+ + 4\bar{e} = S + 3H_2O$	+0,45
	$MnO_4^- + 2H_2O + 3\bar{e} = MnO_2 + 4OH^-$	+0,69		$SO_4^{2-} + H_2O + 2\bar{e} = SO_3^{2-} + 2OH^-$	-0,93
	$MnO_2 + 4H^+ + 2\bar{e} = Mn^{2+} + 2H_2O$	+1,23		$SO_4^{2-} + 2H^+ + 2\bar{e} = SO_3^{2-} + H_2O$	+0,22
	$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} = Mn^{2+} + 4H_2O$	+1,51		$SO_4^{2-} + 4H_2O + 6\bar{e} = S + 8OH^-$	-0,75
	$MnO_4^- + 4H^+ + 3\bar{e} = MnO_2 + 2H_2O$	+1,70		$SO_4^{2-} + 8H^+ + 8\bar{e} = S^{2-} + 4H_2O$	+0,149
	$MnO_4^{2-} + 4H^+ + 2\bar{e} = MnO_2 + 2H_2O$	+2,26		$SO_4^{2-} + 8H^+ + 6\bar{e} = S + 4H_2O$	+0,357
N	$NO_2^- + H_2O + \bar{e} = NO + 2OH^-$	+0,46		$SO_4^{2-} + 10H^+ + 8\bar{e} = H_2S + 4H_2O$	+0,31

**РЯД СТАНДАРТНЫХ ЭЛЕКТРОДНЫХ ПОТЕНЦИАЛОВ МЕТАЛЛОВ**

Li	Cs	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H <sub>2</sub>	Cu	Ag	Hg	Pt	Au
-3,04	-3,01	-2,92	-2,90	-2,87	-2,71	-2,36	-1,66	-0,76	-0,44	-0,28	-0,25	-0,14	-0,13	0	+0,34	+0,80	+0,85	+1,28	+1,5
Li <sup>+</sup>	Cs <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	2 H <sup>+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Pt <sup>2+</sup>	Au <sup>3+</sup>

Восстановительная активность металлов (свойство отдавать электроны) уменьшается, а окислительная способность их катионов (свойство присоединять электроны) увеличивается в указанном ряду слева направо.

**ОТНОСИТЕЛЬНЫЕ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ  
НЕКОТОРЫХ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ**

Периоды	Ряды	Группы									
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	1	H 2,10									
2	2	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10			
3	3	Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,10	S 2,60	Cl 2,83			
4	4	K 0,91	Ca 1,04				Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64		
4	5	Cu 1,75	Zn 1,66		Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74			
5	6	Rb 0,89	Sr 0,99								
5	7	Ag 1,42	Cd 1,46		Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,21			
6	8	Cs 0,86	Ba 0,97								
6	9	Au 1,42	Hg 1,44		Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,67	At 1,90			

ПРИЛОЖЕНИЕ 7

**ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ  
МАЛОРАСТВОРИМЫХ ВЕЩЕСТВ**

Вещество	ПР
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$
AgCN	$1,4 \cdot 10^{-16}$
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$
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>	$1 \cdot 10^{-10}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$
Ag <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$1,3 \cdot 10^{-20}$
Ag <sub>2</sub> S	$2 \cdot 10^{-50}$
BaCO <sub>3</sub>	$4,0 \cdot 10^{-10}$
BaCrO <sub>4</sub>	$1,2 \cdot 10^{-10}$
BaSO <sub>4</sub>	$1,1 \cdot 10^{-10}$
CaCO <sub>3</sub>	$4,8 \cdot 10^{-9}$
CaCrO <sub>4</sub>	$7,1 \cdot 10^{-4}$
CaF <sub>2</sub>	$4,0 \cdot 10^{-11}$
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	$2,0 \cdot 10^{-29}$
CaSO <sub>4</sub>	$2,5 \cdot 10^{-5}$
Cr(OH) <sub>3</sub>	$6,3 \cdot 10^{-31}$

Вещество	ПР
Cu(OH) <sub>2</sub>	$2,2 \cdot 10^{-20}$
(CuOH) <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$1,7 \cdot 10^{-34}$
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$
Fe(OH) <sub>2</sub>	$8 \cdot 10^{-16}$
Fe(OH) <sub>3</sub>	$6,3 \cdot 10^{-38}$
FeS	$5 \cdot 10^{-18}$
KClO <sub>4</sub>	$1,1 \cdot 10^{-2}$
Mg(OH) <sub>2</sub>	$6,0 \cdot 10^{-10}$
Mg <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	$1 \cdot 10^{-13}$
MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
PbI <sub>2</sub>	$1,1 \cdot 10^{-9}$
PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
PbCrO <sub>4</sub>	$1,8 \cdot 10^{-14}$
PbSO <sub>4</sub>	$1,6 \cdot 10^{-8}$
Zn(CN) <sub>2</sub>	$2,6 \cdot 10^{-13}$
Zn(OH) <sub>2</sub>	$1,2 \cdot 10^{-17}$
ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$

**КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ НЕКОТОРЫХ ОСНОВАНИЙ**

Вещество	K <sub>1</sub>	K <sub>2</sub>	K <sub>3</sub>
KOH	2,9		
NaOH	1,5		
LiOH	0,44		
Ba(OH) <sub>2</sub>	0,23		
Sr(OH) <sub>2</sub>	0,15		
Ca(OH) <sub>2</sub>	4,3·10 <sup>-2</sup>		
Mg(OH) <sub>2</sub>	2,5·10 <sup>-3</sup>		
Fe(OH) <sub>2</sub>	1,2·10 <sup>-2</sup>	5,5·10 <sup>-8</sup>	
NH <sub>3</sub> ·H <sub>2</sub> O	1,7·10 <sup>-5</sup>		
Zn(OH) <sub>2</sub>	1,3·10 <sup>-5</sup>	4,9·10 <sup>-7</sup>	
Al(OH) <sub>3</sub>	8,3·10 <sup>-9</sup>	2,1·10 <sup>-9</sup>	1,0·10 <sup>-9</sup>
Fe(OH) <sub>3</sub>	4,8·10 <sup>-11</sup>	1,8·10 <sup>-11</sup>	1,5·10 <sup>-12</sup>
Cu(OH) <sub>2</sub>	3,4·10 <sup>-7</sup>	7,9·10 <sup>-14</sup>	
Pb(OH) <sub>2</sub>	9,6·10 <sup>-4</sup>	3,0·10 <sup>-8</sup>	
Cr(OH) <sub>3</sub>		3,5·10 <sup>-9</sup>	8,9·10 <sup>-11</sup>

**КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА НЕОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА И ИОНЫ**

*Качественными* называются специфические, характерные только для данного вещества реакции, позволяющие идентифицировать (распознать) это вещество, когда оно находится в чистом виде или в смеси с другими веществами.

Вещество /ион	Реактив	Реакция	Характерные признаки
O <sub>2</sub>	С (тлеющая лучинка)	C + O <sub>2</sub> = CO <sub>2</sub> ↑	Вспышка
Cl <sub>2</sub>	Йодкрахмальная бумага	2KI + Cl <sub>2</sub> = 2KCl + I <sub>2</sub>	Посинение бумажки
I <sub>2</sub>	Крахмальный клейстер		Синее окрашивание
CO <sub>2</sub>	Известковая вода	Ca(OH) <sub>2</sub> + CO <sub>2</sub> = CaCO <sub>3</sub> ↓ + H <sub>2</sub> O	Помутнение раствора
NH <sub>3</sub>	Хлороводород	NH <sub>3</sub> + HCl = NH <sub>4</sub> Cl	Белый дым (NH <sub>4</sub> Cl), специфический запах (NH <sub>3</sub> )
H <sup>+</sup>	Лакмус		Красное окрашивание
	Метилоранж		Розовое окрашивание
	Универсальный индикатор		Красное окрашивание
K <sup>+</sup>	Пламя спиртовки		Фиолетовое окрашивание пламени
Na <sup>+</sup>	Пламя спиртовки		Желтое окрашивание пламени
Ca <sup>2+</sup>	Пламя спиртовки		Кирпично-красное окрашивание пламени
Ba <sup>2+</sup>	Растворимые сульфаты, H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Ba <sup>2+</sup> + SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> = BaSO <sub>4</sub> ↓	Белый мелкодисперсный осадок, нерастворимый в воде и HNO <sub>3</sub>
Ag <sup>+</sup>	Растворимые хлориды, HCl	Ag <sup>+</sup> + Cl <sup>-</sup> = AgCl↓	Белый творожистый осадок, нерастворимый в воде и HNO <sub>3</sub>
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Раствор щелочи, нагревание, фильтровальная бумажка, смоченная индикатором	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> + OH <sup>-</sup> = NH <sub>3</sub> ↑ + H <sub>2</sub> O	Специфический запах (NH <sub>3</sub> ), изменение окраски индикатора
Fe <sup>2+</sup>	Раствор красной кровяной соли K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	3Fe <sup>2+</sup> + 2[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup> = Fe <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sub>2</sub> ↓	Ярко-синий осадок – турнбулева синь
Fe <sup>3+</sup>	Раствор KSCN или NH <sub>4</sub> SCN	Fe <sup>3+</sup> + 3SCN <sup>-</sup> = Fe(SCN) <sub>3</sub>	Кроваво-красный раствор
Fe <sup>3+</sup>	Раствор желтой кровяной соли K <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	4Fe <sup>3+</sup> + 3[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>4-</sup> = Fe <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sub>3</sub> ↓	Ярко-синий осадок – берлинская лазурь
Pb <sup>2+</sup>	Раствор K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	Pb <sup>2+</sup> + CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> = PbCrO <sub>4</sub> ↓	Ярко-желтый осадок
Pb <sup>2+</sup>	Раствор KI	Pb <sup>2+</sup> + 2I <sup>-</sup> = PbI <sub>2</sub> ↓	Ярко-желтый осадок

OH <sup>-</sup>	Лакмус		Синее окрашивание
	Фенолфталеин		Малиновое окрашивание
	Метилоранж		Желтое окрашивание
Cl <sup>-</sup>	Раствор AgNO <sub>3</sub>	$Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow$	Белый творожистый осадок, нерастворимый в воде и HNO <sub>3</sub>
Br <sup>-</sup>	Раствор AgNO <sub>3</sub>	$Ag^+ + Br^- = AgBr\downarrow$	Осадок лимонного цвета, нерастворимый в воде и HNO <sub>3</sub>
I <sup>-</sup>	Раствор AgNO <sub>3</sub>	$Ag^+ + I^- = AgI\downarrow$	Желтый осадок, нерастворимый в воде и HNO <sub>3</sub>
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Растворимая соль бария	$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$	Белый мелкодисперсный осадок, нерастворимый в воде и HNO <sub>3</sub>
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Сильная кислота	$2H^+ + SO_3^{2-} = SO_2\uparrow + H_2O$	Выделение газа с резким специфическим запахом (SO <sub>2</sub> )
S <sup>2-</sup>	Растворимая соль свинца	$Pb^{2+} + S^{2-} = PbS\downarrow$	Черно-бурый осадок
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Сильная кислота	$2H^+ + CO_3^{2-} = CO_2\uparrow + H_2O$	Газ без цвета и запаха, не поддерживающий горение
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>		$H^+ + HCO_3^- = CO_2\uparrow + H_2O$	
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Раствор AgNO <sub>3</sub> , pH ≈ 7	$3Ag^+ + PO_4^{3-} = Ag_3PO_4\downarrow$	Желтый осадок, растворимый в HNO <sub>3</sub>
HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>		$3Ag^+ + HPO_4^{2-} = Ag_3PO_4\downarrow + H^+$	
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>		$3Ag^+ + H_2PO_4^- = Ag_3PO_4\downarrow + 2H^+$	

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. Чернышевского