

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФГБОУ ВПО «Саратовский государственный университет
имени Н.Г.Чернышевского»
Институт химии

Авторы-составители:
Л.Ф.Кожина, Т.В.Захарова, Г.Н. Макушова

Рабочий журнал

студента 1 курса _____ группы _____ факультета
для лабораторных работ по химии
(профиль подготовки «Техносферная безопасность»)

учебно-методическое пособие

Саратов
2015

$N = N_A \cdot \nu$	$\nu_{\text{ром.}} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}$
$\nu = \frac{m}{M}$	$\nu_{\text{гер.}} = \pm \frac{\Delta C}{S \cdot \Delta t}$
$\nu = \frac{V}{V_m}$	$\nu = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$
$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P \cdot V}{T}$	$\frac{\nu_2}{\nu_1} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$
$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$	$K_p = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$
$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{\text{р-ра}}}$	$\alpha = \sqrt{K/C}$
$N_1 = \frac{\nu_1}{\nu_1 + \nu_2}$	$\alpha = \frac{N_{\text{дисс.}}}{N_{\text{общ.}}}$
$C_M = \frac{\nu}{V_{\text{р-ра}}}$	$\text{IP}_{(AxBy)} = [A^x] \cdot [B^y]$
$C_m = \frac{\nu}{m_{\text{р-ля}}}$	$\text{pH} = -\lg [H^+]$
$P = P_1^0 \cdot N_2$	$\text{pOH} = -\lg [OH^-]$
$\Delta T_{\text{кип}} = E \cdot C_m$	$\text{pH} + \text{pOH} = 14$
$\Delta T_{\text{зам}} = K \cdot C_m$	$K_w = [H^+][OH^-]$
$P_{\text{осм}} = C_M \cdot RT$	$K_A = [H^+][A^-]/[HA]$ $K_B = [Me^+][OH^-]/[MeOH]$

$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$		$K_p = 10^{n\Delta E^0 / 0,0592}$
$\Delta G^0 = -nF\Delta E^0 = -RT \ln K_p$		
Гидролиз		
По аниону $K_r = \frac{K_w}{K_a}$	По катиону $K_r = \frac{K_w}{K_b}$	По катиону и аниону $K_r = \frac{K_w}{K_a K_b}$
Реакции нейтрализации		
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		$K_p = \frac{K_a}{K_w}$
Перерасчет ПР на растворимость S (моль/л) вещества A_xB_y:		
$x:y = 1:1$ $S = \sqrt{ПР}$	$x:y = 3:1$ (1:3) $S = \sqrt[4]{ПР / 27}$	
$x:y = 2:1$ (1:2) $S = \sqrt[3]{ПР / 4}$	$x:y = 3:2$ (2:3) $S = \sqrt[5]{ПР / 108}$	

УДК 543.063

Автора-составители: Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Макушова Г.Н.

Рабочий журнал студента для лабораторных работ по химии:
Учебно-методическое пособие. – Саратов, [Электронный ресурс], 2015. – 101 с.

Настоящее пособие составлено коллективом преподавателей кафедры общей и неорганической химии в соответствии с программой курса «Общая и неорганическая химия» для студентов, обучающихся по направлению «Техносферная безопасность» и предназначено для студентов 1 курса Института химии.

Пособие включает описание 10 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 10 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
доцент кафедры общей и неорганической химии
к.х.н. Бурмистрова Н.А.

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, химической кинетикой и равновесием, электролитической диссоциацией, ионными процессами и окислительно-восстановительными реакциями – и работы по изучению химических свойств элементов и их соединений.

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.

Вначале 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. Затем отвечают письменно 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.

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. 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.*

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 позволит студентам успеть 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. 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.

При выполнении лабораторной работы необходимо записать в рабочую тетрадь наблюдения, уравнения протекающих реакций, соответствующие выводы и ответить письменно на поставленные в задании вопросы. Работа заканчивается представлением преподавателю рабочего журнала с отчетом.

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. Запрещается выносить за пределы лаборатории реактивы, а также передавать их кому-либо.
4. Все работы с летучими, токсичными и высокоагрессивными веществами проводить только в вытяжном шкафу при работающей вентиляции.

5. Не выливать в раковину остатки кислот, щелочей и других агрессивных веществ; их нужно сливать в специально предназначенные для этого склянки, находящиеся в вытяжном шкафу.

6. Не выбрасывать в раковину непрореагировавшие остатки металлов.

7. 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.

8. Не отвлекать внимание студентов, проводящих эксперимент.

9. 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.

Работа 1. Скорость химических реакций.

Химическое равновесие

Цель работы: изучение влияния концентрации, температуры, катализатора на скорость химических реакций; изучение влияния различных факторов на установление и смещение химического равновесия.

Пояснение к опытам 1 и 2.

Изменение скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ и от температуры удобно наблюдать на примере гомогенной реакции взаимодействия растворов тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и серной кислоты H_2SO_4 . Известно, что соли тиосерной кислоты устойчивы, а сама тиосерная кислота неустойчива даже в разбавленном растворе и при действии на растворы ее солей кислотами образуются следующие продукты:



Выделяющаяся сера вызывает помутнение (опалесценцию) раствора. Время, которое проходит от момента сливания двух растворов реагирующих веществ $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 до заметного появления опалесценции, зависит от концентрации реагирующих веществ и температуры, и может характеризовать относительную скорость реакции. Чем быстрее появляется опалесценция, тем больше скорость данной реакции.

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

В три пробирки налейте 2%-ный раствор тиосульфата натрия в следующих количествах: в первую – 1 мл, во вторую – 2 мл, в третью – 3 мл. Объем раствора в каждой пробирке должен быть одинаковым, поэтому в первую пробирку добавьте из бюретки 2 мл дистиллированной воды, во вторую 1 мл дистиллированной воды, содержимое третьей пробирки оставьте без изменения.

Затем в три другие пробирки налейте из бюретки по 1 мл 2%-ного раствора серной кислоты. Влейте серную кислоту в первую пробирку с раствором тиосульфата натрия и одновременно включите секундомер. Определите время (сек) появления опалесценции. То же самое сделайте с растворами тиосульфата натрия во второй и третьей пробирке. Полученные результаты запишите в таблицу:

№ пары пробирок	Объем $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Объем H_2O , мл	Объем H_2SO_4 , мл	Время появления опалесценции τ , с	Скорость реакции $v=1/\tau \cdot 100, \text{c}^{-1}$
1	1	2	1		
2	2	1	1		
3	3	0	1		

Постройте график, отложив по оси абсцисс концентрацию тиосульфата натрия (1С, 2С, 3С, равную по абсолютной величине числу мл раствора соли), а по оси ординат - скорость реакции.

При построении графика воспользуйтесь следующими рекомендациями. В общем случае график может иметь любые размеры. Это зависит от того, с какой целью он строится, от количества экспериментальных точек. В данном опыте 3 экспериментальные точки. Поэтому, график не должен быть слишком большим. При выборе масштаба необходимо учитывать, чтобы все экспериментальные точки поместились на графике. Выберите масштаб 1С : 2 см. График будет вполне наглядным.

После того, как выбран масштаб по оси абсцисс, в соответствии с ним разметьте ось, нанося через равные промежутки точки (1С, 2С, 3С).

Выберите масштаб по оси ординат, используя те же рассуждения, что и при выборе масштаба по оси абсцисс, Разметьте ось ординат, нанося через равные промежутки точки, от начала координат.

Нанесите экспериментальные точки на график с координатами в соответствии с табличными данными. Для этого через точки 1С, 2С и 3С проведите прямые параллельные оси ординат до пересечения с прямыми параллельными оси абсцисс, проведенными через точки по оси ординат. Исходя из теоретических представлений, график должен представлять собой прямую линию, проходящую через начало координат. Проведите прямую линию через начало координат и все экспериментальные точки. Возможно, что не все точки располагаются на прямой линии, то есть имеется некоторый разброс экспериментальных точек, что обусловлено погрешностью эксперимента. В этом случае прямая линия должна проходить максимально близко от всех экспериментальных точек.

Вывод: _____

(как скорость реакции взаимодействия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ с H_2SO_4 зависит от концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$?)

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

В три пробирки налейте из бюретки по 5 мл раствора тиосульфата натрия, в три другие – по 2 мл раствора серной кислоты.

Поместите две пробирки, одну с раствором тиосульфата натрия, другую с раствором серной кислоты, в стакан с водой и через 5 мин измерьте температуру воды термометром. Затем раствор серной кислоты влейте в пробирку с тиосульфатом натрия, не вынимая ее из стакана. Отметьте время появления опалесценции. Повторите опыты, повысив температуру в стакане для второй пары пробирок на 10°C, для третьей пары – на 20°C, для четвертой пары – на 30°C, для пятой пары – на 40°C по сравнению с первой. Запишите результаты в таблицу:

№ пары пробирок	Объем $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Объем H_2SO_4 , мл	Температура T , °C	Время появления опалесценции τ , с	Скорость реакции $v=1/\tau \cdot 100$, с ⁻¹
1	5	2	$t_1 =$		
2	5	2	$t_2 = t_1 + 10 =$		
3	5	2	$t_3 = t_1 + 20 =$		
4	5	2	$t_4 = t_1 + 30 =$		
5	5	2	$t_5 = t_1 + 40 =$		

Постройте график зависимости скорости реакции от температуры, отложив по оси абсцисс температуру, а по оси ординат - скорость реакции.

При построении графика придерживайтесь рекомендаций, рассмотренных в предыдущем опыте. Полученные экспериментальные точки соедините плавной линией.

Число, показывающее, во сколько раз меняется скорость реакции при изменении температуры на 10°C , называется температурным коэффициентом реакции.

Рассчитайте температурные коэффициенты скорости реакции в температурных интервалах t_2-t_1 (γ_1), t_3-t_2 (γ_2), t_4-t_3 (γ_3), t_5-t_4 (γ_4).

Расчет: _____

Рассчитайте среднее значение температурного коэффициента: _____

Вывод: _____

(как зависит скорость реакции от температуры?)

Используя константы скорости реакции при двух температурах, можно рассчитать энергию активации. При вычислении энергии активации используют не абсолютные значения констант скорости, а их отношения ($k_2:k_1$). Это то же самое, что отношение скоростей реакции при двух температурах или отношение времени протекания реакции при двух температурах, так как все эти отношения равны между собой: $k_2:k_1 = v_2 : v_1 = \tau_1:\tau_2$. Формулу для вычисления энергии активации можно получить, используя уравнение Аррениуса для двух температур:

$$k_1 = k_0 \cdot e^{-\frac{E_a}{RT_1}} \quad (1) \qquad k_2 = k_0 \cdot e^{-\frac{E_a}{RT_2}} \quad (2)$$

Поделив второе уравнение на первое и прологарифмировав полученное уравнение имеем формулу для расчета энергии активации:

$$E_a = \frac{2,3RT_1T_2}{T_2-T_1} \lg \frac{\tau_1}{\tau_2}$$

Рассчитайте значение энергии активации для различных температур.

Опыт 3. *Влияние величины поверхности соприкосновения реагирующих веществ на скорость реакции*

Налейте в две пробирки одинаковый объем разбавленной соляной кислоты. Одновременно внесите кусочки мрамора в одну пробирку, а порошок в другую. Напишите уравнение реакции и математическое выражение закона действующих масс:

1. _____
2. _____

Закон действующих масс: _____

Отметьте, в какой пробирке реакция протекает быстро или медленно:

1-я пробирка: _____

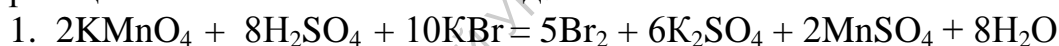
2-я пробирка: _____

Вывод: _____

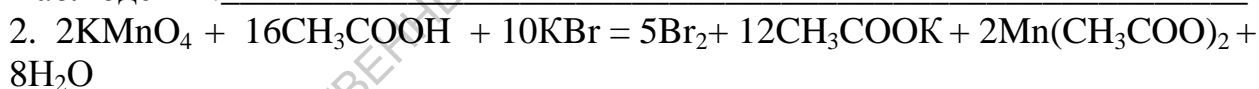
(как влияет величина поверхности соприкосновения реагирующих веществ на скорость химической реакции, протекающей в гетерогенной системе?)

Опыт 4. *Влияние кислотности среды на скорость реакции*

В две пробирки налейте 1-2 мл разбавленного раствора перманганата калия и в одну из них добавьте немного раствора серной кислоты, а в другую такое же количество раствора уксусной кислоты. Затем в обе пробирки одновременно прилейте равные объемы бромида калия. Напишите уравнения реакции и отметьте ваши наблюдения:



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____

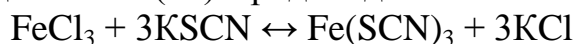
(в какой пробирке изменение окраски раствора происходит быстро и почему?)

Вывод: $K_d(\text{H}_2\text{SO}_4) = 10^3$ $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$

(как влияет сила кислоты на скорость реакции?)

Опыт 5. *Влияние концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие*

Для наглядной демонстрации влияния концентрации веществ на смещение химического равновесия часто используют реакцию взаимодействия хлорида железа (III) с роданидом калия или аммония:



Смешайте в пробирке по 5 мл **разбавленных** растворов хлорида железа (III) и роданида калия. Образованием какого вещества обусловлена окраска полученного раствора? _____

Содержимое пробирки разделите на 4 части. В первую пробирку добавьте 1-2 мл **концентрированного** раствора хлорида железа (III), во вторую - **концентрированного** раствора роданида калия, в третью - немного кристаллов хлорида калия и содержимое каждой пробирки перемешайте, а четвертую пробирку оставьте для сравнения. Сравните окраску растворов в этих трех пробирках с окраской исходного раствора в четвертой пробирке. Результаты опыта запишите в таблицу:

№ пробирки	Что добавлено	Изменение интенсивности окраски раствора	Направление смещения равновесия в сторону прямой (вправо) или в сторону обратной (влево) реакции
1	FeCl ₃		
2	KSCN		
3	KCl		
4	-	Раствор сравнения	

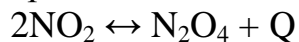
Напишите выражение для константы равновесия данного процесса:

Вывод: _____

(объясните изменение окраски растворов на основании принципа Ле Шателье)

Опыт 6. *Влияние температуры на смещение химического равновесия*

Для изучения влияния температуры на состояние химического равновесия, можно использовать реакцию:



Оксид азота (IV) NO₂ - бурый газ, его димер N₂O₄ - бесцветное вещество. Благодаря этому направлению, в котором смещается равновесие данной реакции, легко определить по изменению интенсивности окраски соединений.

Используйте прибор, имеющий П-образную форму с шарообразными концами, заполненный смесью NO₂ и N₂O₄. Один из шариков прибора опустите в стакан с холодной водой или снегом, а другой - опустите в стакан с *горячей водой*. Через некоторое время сравните интенсивность окраски в нагретом и охлажденном шариках:

Нагретый шарик: _____

Охлажденный шарик: _____

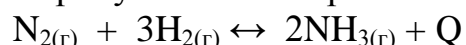
Вывод: _____

Контрольные вопросы и упражнения

1. Из перечисленных ниже уравнений химических превращений отметьте, какие являются обратимыми, какие необратимыми и почему?

- а) $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$
- б) $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- в) $\text{KCl} + \text{NaNO}_3 = \text{NaCl} + \text{KNO}_3$
- г) $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- д) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 + 2\text{NaCl}$
- е) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$

2. В какую сторону сместиться равновесие реакции:



- а) при понижении температуры? б) при повышении давления?
- в) при увеличении концентрации водорода?

3. В каких случаях можно однозначно сказать о смещении равновесия в следующих системах при: а) одновременном увеличении температуры и давления; б) одновременном понижении температуры и увеличении давления:

- а) $\text{CO} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2 + \text{Q}$ г) $2\text{C}_{(\text{тв.})} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO} + \text{Q}$
- б) $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2 - \text{Q}$ д) $2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2 - \text{Q}$
- в) $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2 + \text{Q}$ е) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO} - \text{Q}$

4. Через некоторое время после начала реакции $3\text{A} + \text{B} \leftrightarrow 2\text{C} + \text{D}$ концентрации веществ составляли (моль/л): $[\text{A}] = 0,03$; $[\text{B}] = 0,01$; $[\text{C}] = 0,008$. Каковы исходные концентрации веществ А и В? Определите константу равновесия данной реакции.

5. Как изменится скорость реакции $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(\text{г})}$, если:

- а) увеличить давление в системе в 5 раз?
- б) уменьшить объем системы в 3 раза?
- в) повысить концентрацию NO в 2 раза?

ОТВЕТЫ

ОТВЕТЫ

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

ОТВЕТЫ

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

Работа 2. Свойства растворов. Часть 1

Цель работы: ознакомление с физико-химической природой процесса растворения, растворимостью веществ, различными типами растворов, а также с основными свойствами растворов. Изучение электрической проводимости растворов электролитов и зависимость ее от различных факторов.

Опыт 1. Тепловой эффект растворения

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 ₂ O), °C	T(p-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 ₄ NO ₃				
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

а) Налейте в пробирку 2 мл глицерина C₃H₅(OH)₃ 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 , изооктан C_8H_{18} 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 (групповой 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:

Исследуемый раствор	Интенсивность свечения лампочки	Тип раствора (уравнение диссоциации)
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 ($NH_3 \cdot H_2O$)		

Водный раствор соляной кислоты (HCl)		
Водный раствор уксусной кислоты (CH ₃ 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 спиртовой раствор (растворитель – C ₂ H ₅ OH)	Интенсивность свечения лампочки	Тип раствора
Гидроксид натрия (NaOH)		
Хлорид натрия (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. Диссоциация двойной и комплексной соли

В три пробирки (1-3) налейте по 1 мл раствора соли $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$. В следующие три пробирки (4-6) поместите раствор гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. В первую и четвертую пробирки добавьте раствор тиоцианата аммония (или калия), во вторую и пятую – раствор хлорида бария, в третью и шестую – гидроксида натрия. Во всех ли пробирках происходят изменения? Результаты опыта занесите в таблицу.

№ пробирки	Вещество	NH_4SCN	BaCl_2	NaOH	Наблюдения
1	$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$				
2	$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$				
3	$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$				
4	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$				
5	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$				
6	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$				

Напишите уравнения диссоциации исследуемых солей и уравнения происходящих реакций:

- $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 =$ _____
- $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] =$ _____
- $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 + \text{BaCl}_2 =$ _____
- $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 + \text{NaOH} =$ _____
- $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 + \text{NH}_4\text{SCN} =$ _____
- $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{BaCl}_2 =$ _____
- $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{NaOH} =$ _____
- $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{NH}_4\text{SCN} =$ _____

Используя численное значение константы устойчивости комплексного иона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ ($7,94 \cdot 10^{43}$), сделайте вывод об устойчивости этого иона в растворе: _____

Вывод: _____
 (какие ионы обнаружены в растворе? В чем различие между двойными и комплексными солями?) _____

Опыт 5. Смещение равновесия в растворах слабых электролитов

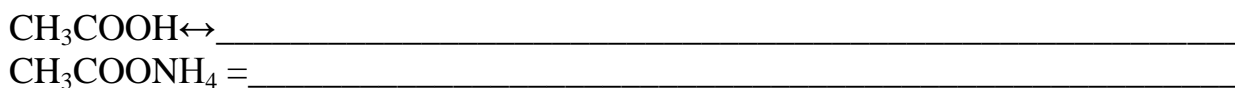
Налейте в пробирку 5 мл разбавленного раствора уксусной кислоты, добавьте 2 капли универсального индикатора (или метилоранжа).

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:



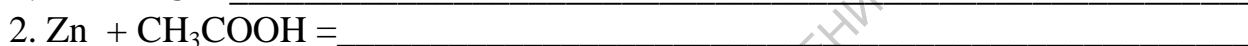
Запишите выражение для константы диссоциации кислоты:

Вывод: _____

(оцените влияние одноименных ионов на диссоциацию слабого электролита исходя из принципа Ле Шателье и константы диссоциации)

Опыт 6. Изучение относительной силы кислот

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



Наблюдения: _____

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

Запишите выражение закона действующих масс. Рассчитайте pH 0,2M растворов соляной и уксусной кислоты:

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

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

**Опыт 7. Приготовление раствора заданной концентрации*

Приготовьте 150 г раствора хлорида натрия или другой соли, предложенной преподавателем с массовой долей растворенного вещества 20%. Составьте подробную инструкцию по приготовлению раствора, исходя из твердого хлорида натрия.

С помощью ареометра определите плотность полученного раствора

_____, укажите экспериментальное значение массовой доли хлорида натрия (используйте справочные данные) _____

Плотность растворов хлорида натрия различной концентрации:

Концентрация, %	16	18	20	22	24	26
Плотность, г/мл	1,116	1,132	1,148	1,164	1,180	1,187

Вычислите относительную ошибку, считая теоретическим значение массовой доли 20%.

Рассчитайте молярную (моль/л) и моляльную (моль/кг) концентрации приготовленного раствора.

Контрольные вопросы и упражнения

1. Какой объем хлороводорода (газ, н.у.) следует растворить в 250 г воды для получения 15% раствора соляной кислоты?
2. Определите молярную концентрацию раствора гидроксида натрия с массовой долей 20% и плотностью раствора 1,22 г/мл.
3. Сколько граммов KCl следует добавить к 450 г 8%-ного раствора той же соли для получения 12%-ного раствора?
4. Определите температуру замерзания раствора, содержащего 54 г глюкозы ($C_6H_{12}O_6$) в 250 г воды ($K = 1,86$).
5. Температура кипения эфира $34,6^\circ C$, а его эбуллиоскопическая константа равна 2,16. Вычислите молекулярную массу бензойной кислоты, если известно, что 5%-ный раствор этой кислоты в эфире кипит при $35,53^\circ C$.
6. Вычислите степень диссоциации 0,2 М раствора муравьиной кислоты HCOOH, если $K = 2,1 \cdot 10^{-4}$.

ОТВЕТЫ

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

ОТВЕТЫ

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

Работа 2. Свойства растворов. Часть 2

Цель работы: получение осадков малорастворимых электролитов, ПР малорастворимых соединений, условия растворения и образования осадков.

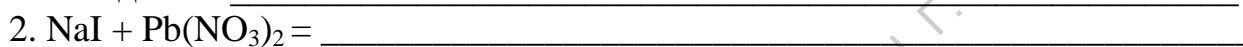
Опыт 1. *Реакции осаждения (ионного обмена)*

а) Налейте в три пробирки растворы карбоната натрия, иодида натрия и хромата натрия. Добавьте в первую пробирку раствор хлорида кальция, во вторую и третью – нитрат свинца.

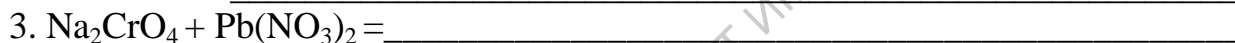
Напишите уравнения реакций в *молекулярном и ионном* виде и отметьте ваши наблюдения:



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____

Вывод: ПР(Ca CO_3) = _____ ПР(PbI_2) = _____

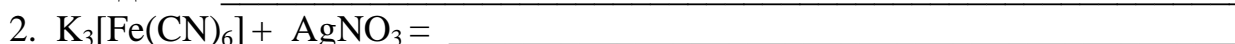
ПР(PbCrO_4) = _____

(используя значения величин ПР, объясните возможность образования осадков)

б) В две пробирки налейте по 0,5 мл раствор гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; в одну пробирку добавьте раствор сульфата меди (II) CuSO_4 , а в другую - нитрат серебра AgNO_3 . Напишите уравнения соответствующих реакций в *молекулярном и ионном* виде; укажите цвета образующихся осадков и *назовите* образующиеся комплексные соединения:



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____

Вывод: _____

**Опыт 3. Реакция нейтрализации*

Реакция нейтрализации раствора кислоты раствором щелочи не сопровождается видимыми признаками реакции. Используя кислотно-основные индикаторы, проведите реакцию взаимодействия раствора уксусной кислоты с гидроксидом натрия. Укажите наблюдаемые изменения. Напишите уравнение реакции нейтрализации в молекулярном и ионном виде:

(для ответа используйте значение K_d уксусной кислоты)

**Опыт 4. 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 превращения запишите в рабочий журнал:

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:

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:

г) Получите у инженера пробирки с растворами сульфита и сульфата натрия. Используя различие в окислительно-восстановительных свойствах солей, определите содержимое каждой исходной пробирки.

**Опыт 5. Сравнительная растворимость сульфатов кальция и бария*

В одну пробирку налейте 1 мл раствора хлорида кальция, а в другую – хлорида бария. Затем в каждую пробирку прилейте небольшое количество раствора серной кислоты. Обратите внимание на признаки реакции. В каком случае наблюдается образование осадка? В пробирку, где не происходит образование осадка, прилейте немного концентрированной серной кислоты. Что наблюдаете? Напишите соответствующие уравнения реакций в молекулярном и ионном виде:

Вывод:

(объясните, почему сульфат бария осаждается из раствора хлорида бария при добавлении разбавленной серной кислоты, а для осаждения сульфата кальция требуется добавление концентрированной серной кислоты? Для обоснованного ответа используйте значения ПР сульфатов бария и кальция)

Контрольные вопросы и упражнения

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).

ОТВЕТЫ

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

ОТВЕТЫ

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

Работа 2. Свойства растворов. Часть 3

Цель работы: изучение реакций гидролиза солей различных типов; условия, необходимые для протекания гидролиза; факторы, влияющие на смещение равновесия процесса гидролиза; определение степени и констант гидролиза.

Опыт 1. Гидролиз солей

Для определения pH растворов солей на листе белой бумаги напишите формулы исследуемых солей и разложите необходимое количество полосок 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: pH = _____

Карбонат натрия: pH = _____

Гидрокарбонат натрия: pH = _____

Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионном виде:

1. $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow$ _____

Вывод: _____

(определите тип гидролиза и рассчитайте константу гидролиза, укажите в общем виде применяемую формулу)

2. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow$ _____

Вывод: _____

(определите тип гидролиза и рассчитайте константу гидролиза, укажите в общем виде применяемую формулу)

3. $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow$ _____

Вывод: _____

(определите тип гидролиза и рассчитайте константу гидролиза, укажите в общем виде применяемую формулу)

б) Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой

Определите рН растворов хлоридов аммония и алюминия:

Хлорид аммония: рН= _____

Хлорид алюминия: рН= _____

Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионном виде:

1. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow$ _____

Вывод: _____

(определите *тип гидролиза* и рассчитайте *константу гидролиза*, укажите в *общем виде применяемую формулу*)

2. стадия 1: $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow$ _____

стадия 2: _____

Вывод: _____

(определите *тип гидролиза* и рассчитайте *константу гидролиза*, укажите в *общем виде применяемую формулу*)

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

Определите рН раствора ацетата аммония: рН= _____

Напишите уравнение реакции гидролиза в молекулярном и ионном виде:

$\text{CH}_3\text{COONH}_4 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow$ _____

Вывод: _____

(определите *тип гидролиза* и рассчитайте *константу гидролиза*, укажите в *общем виде применяемую формулу*)

Опыт 2. *Влияние температуры на гидролиз соли*

Налейте в пробирку раствор ацетата натрия и добавьте несколько капель фенолфталеина.

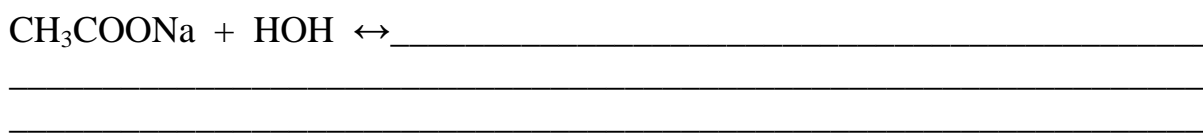
Наблюдения: _____

Затем нагрейте пробирку до кипения и запишите ваши наблюдения:

Охладите раствор под струей холодной воды.

Наблюдения: _____

Запишите уравнение реакции гидролиза ацетата натрия в молекулярном и ионном виде:



Вывод: _____

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

Опыт 3. Смещение равновесия реакции гидролиза

Налейте в пробирку 1-2 капли раствора хлорида сурьмы SbCl_3 . Разбавьте водой. Напишите уравнение реакции и ваши наблюдения:



стадия 2: _____

Наблюдения: _____

Добавьте к полученному осадку несколько капель концентрированной соляной кислоты.

Наблюдения: _____

Вывод: _____

(объясните смещение ионного равновесия гидролиза взятой соли, используя закон действия масс и принцип Ле Шателье)

**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. Напишите соответствующие уравнения реакций:

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 рН водных растворов солей карбоната и сульфита натрия. Объясните различие значений рН. Напишите уравнения реакций гидролиза по первой стадии, рассчитайте значение констант гидролиза. Какая соль подвергается гидролизу в большей степени и почему?

**Опыт 6. Взаимное усиление гидролиза*

Налейте в пробирку 1 мл раствора соли хрома (Ш) и добавьте столько же раствора соли карбоната натрия. Докажите, что выпавший осадок не является солью угольной кислоты. Напишите уравнения реакций, учитывая тип гидролиза каждой из исходной соли.

Контрольные вопросы и упражнения

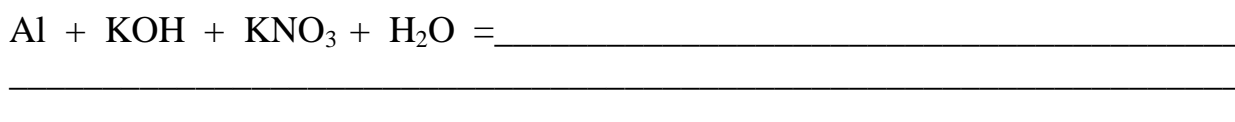
1. Какие условия необходимы для протекания гидролиза?
2. Вычислите константу гидролиза хлорида аммония, если $K_d(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
3. Напишите в молекулярно-ионной форме уравнения гидролиза солей и укажите реакцию их водных растворов: фторида натрия NaF , хлорида меди CuCl_2 , нитрата свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, нитрита калия KNO_2 .
4. Напишите уравнение реакции взаимодействия растворов карбоната натрия и хлорида алюминия.

ОТВЕТЫ

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

ОТВЕТЫ

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО



Наблюдения: _____

Докажите выделение аммиака NH_3 с помощью универсальной индикаторной бумаги: _____

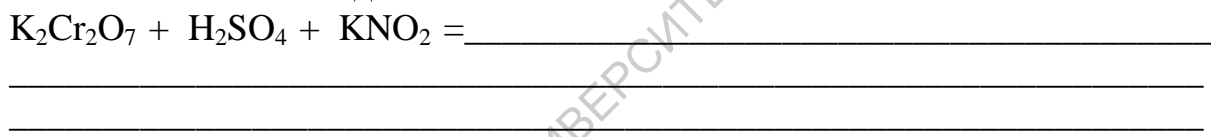
Вывод: _____

(какие свойства проявляет нитрат натрия? Укажите тип ОВР. Как влияет процесс комплексообразования на восстановительные свойства металла? Укажите значение стандартного потенциала $E^0(Al^{+3}/Al^0) =$ _____ и $E^0([Al(OH)_4^-]/Al^0) =$ _____)

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, используя метод электронного баланса, выпишите соответствующие полуреакции с величинами стандартных потенциалов, отметьте ваши наблюдения:

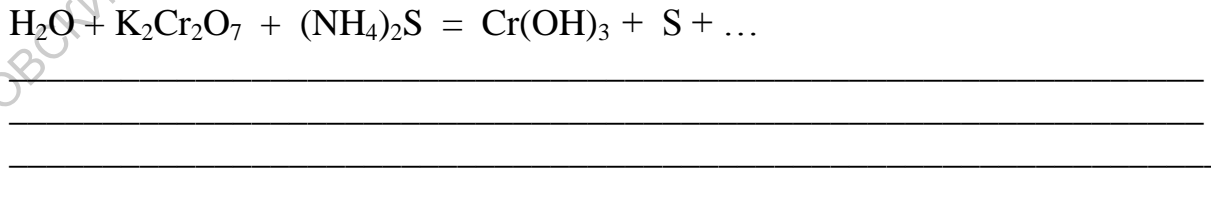


Наблюдения: _____

Вывод: _____

(укажите тип окислительно-восстановительной реакции, рассчитайте ЭДС и $K_{равн.}$ реакции, записав в общем виде необходимую формулу)

б) К 1-2 мл раствора дихромата калия прилейте раствор сульфида аммония. Напишите уравнение ОВР, используя метод электронного баланса, выпишите соответствующие полуреакции с величинами стандартных потенциалов, укажите окислитель и восстановитель:



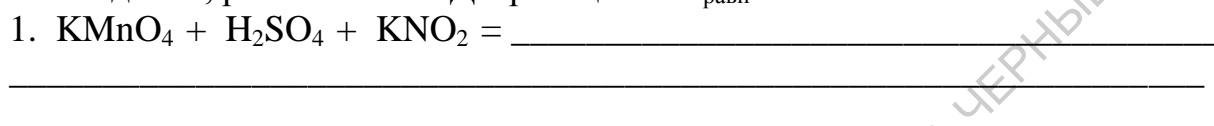
Наблюдения: _____

Вывод: _____

(чем обусловлено изменение окраски раствора? Каково влияние среды на продукты восстановления дихромата калия? Какие соединения хрома (Cr^{3+}) образуются в кислой и в нейтральной среде?)

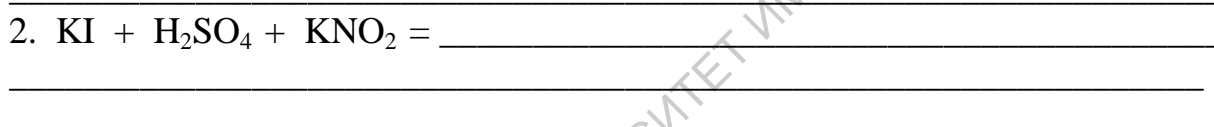
Опыт 5. Окислительно-восстановительные свойства нитрит-иона NO_2^-

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), соответствующие полуреакции и укажите значения стандартных потенциалов, отметьте ваши наблюдения, рассчитайте ЭДС реакции и $K_{\text{равн}}$.



Наблюдения: _____

ЭДС и константа равновесия реакции: _____



Наблюдения: _____

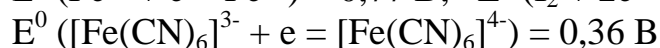
ЭДС и константа равновесия реакции: _____

Вывод: _____

(охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства нитритов: в каком случае нитрит-ионы проявляют восстановительные свойства и в каком – окислительные свойства? Какие свойства в большей степени характерны для нитрит-иона?)

Опыт 6. Влияние комплексообразования на окислительно-восстановительные свойства веществ

а) по значениям стандартных окислительно-восстановительных потенциалов:



определите:

- какие ионные пары - Fe^{2+} или $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ могут быть окислены иодной водой I_2 ?

Подтвердите свой ответ расчетом ЭДС реакций взаимодействия FeSO_4 и $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ с иодной водой I_2 и экспериментально:

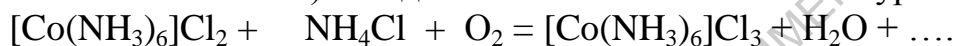
ЭДС(1) _____

ЭДС(2) _____

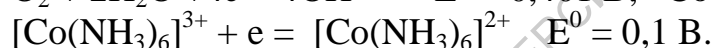
Для этого в три пробирки налейте раствор иодной воды, первую пробирку оставьте для сравнения, во вторую добавьте раствор соли FeSO_4 , в третью – раствор соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Обратите внимание, в какой пробирке произошло изменение окраски раствора. Напишите уравнение реакции.

б) в пробирку поместите 1-2 мл раствора хлорида кобальта CoCl_2 , прилейте избыток раствора хлорида аммония NH_4Cl и раствора аммиака NH_3 . Наблюдайте образование розово-красного раствора комплексной соли $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ (напишите уравнение реакции):

Обратите внимание, что при стоянии на воздухе раствор меняет окраску (она становится желтой) вследствие окисления. Напишите уравнение реакции:



Используйте значения стандартных потенциалов и соответствующие полуреакции:



Расчетом ЭДС реакции подтвердите самопроизвольный характер процесса окисления комплексной соли $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$:

$$\text{ЭДС} = E^0_{\text{ок-ля}} - E^0_{\text{в-ля}} =$$

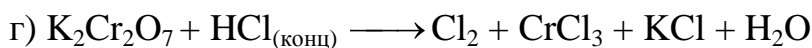
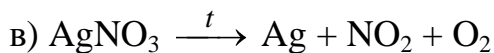
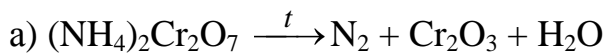
Сделайте вывод о влиянии комплексообразования на окислительно-восстановительные свойства веществ:

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

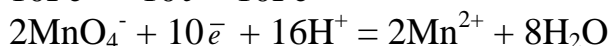
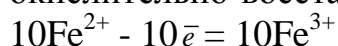
Экспериментально определите, можно ли приготовить водный раствор, содержащий одновременно сульфат марганца (II) и перманганат калия. Дайте обоснованный ответ (напишите необходимое уравнение реакции):

Контрольные вопросы и упражнения

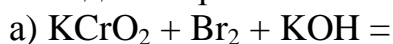
1. Определите тип окислительно-восстановительных реакций и расставьте коэффициенты методом электронного баланса:



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:



ОТВЕТЫ

ОТВЕТЫ

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

ОТВЕТЫ

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

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? Какие металлы способны вытеснять другие металлы из растворов их солей?)

Опыт 3. Растворение цинка в щелочи

Поместите в пробирку несколько гранул цинка и налейте 30% раствор гидроксида натрия. Закрепите пробирку в пробиркодержателе и осторожно нагрейте в пламени горелки. Обратите внимание на выделение газа.

Напишите уравнение реакции, укажите значения стандартных потенциалов, рассчитайте ЭДС:



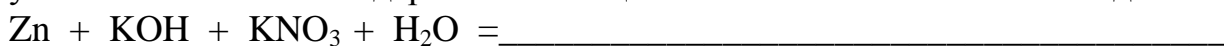
Вывод: _____

(какие металлы способны растворяться в щелочах? Для доказательства приведите 2 уравнения реакции)

Опыт 4. Восстановительные свойства цинка

Поместите в пробирку небольшое количество гранул цинка, 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:



Наблюдения: _____

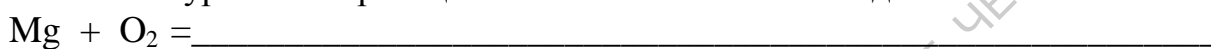
Докажите выделение аммиака NH_3 с помощью универсальной индикаторной бумаги: _____

Вывод: _____

(какие свойства проявляет цинк? Укажите тип ОВР. Рассчитайте ЭДС реакции. Как влияет процесс комплексообразования на восстановительные свойства металла?)

Опыт 5. Сжигание металлов

С помощью пинцета сожгите в пламени горелки стружку магния. Напишите уравнение реакции и отметьте ваши наблюдения:



Наблюдения: _____

Вывод: _____

(кроме оксидов при сжигании металлов возможно образование пероксидов. Какие металлы проявляют такую способность?)

Опыт 6. Взаимодействие алюминия с иодом (демонстрационный опыт)

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

Напишите уравнения реакции, условие реакции и наблюдения:

**Опыт 7. Взаимодействие цинка с раствором фосфата натрия*

Поместите в пробирку небольшое количество гранул цинка и налейте раствор фосфата натрия. Закрепите пробирку в пробиркодержателе и нагрейте в пламени горелки. Объясните происходящие превращения. Напишите соответствующие уравнения реакций:

Вывод: _____

Контрольные вопросы и упражнения

1. Охарактеризуйте положение металлов в периодической системе; изменение металлических свойств по периоде слева направо и по группе сверху вниз.
2. Какие выводы можно сделать о свойствах металлов, пользуясь рядом стандартных электродных потенциалов?
3. Составьте схему электролиза: а) расплава сульфата натрия б) раствора хлорида магния и нитрата кальция.
4. Укажите известным вам методы получения металлов.

ОТВЕТЫ

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

ОТВЕТЫ

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

Работа 5. Соединения d-металлов

Цель работы: ознакомление с химическими свойствами соединений марганца; влияние степени окисления марганца на кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ.

Опыт 1. Соединения марганца (II)

а) К раствору сульфата марганца (II) $MnSO_4$ прилейте раствор гидроксида натрия.

Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде:



$\underline{\hspace{10cm}}$

Наблюдения: $\underline{\hspace{10cm}}$

Разделите осадок на четыре части. Первую оставьте на воздухе. Вторую порцию обработайте раствором кислоты, третью - избытком щелочи. К четвертой порции осадка прилейте бромную воду.

Напишите уравнения реакций, отметьте ваши наблюдения:



$\underline{\hspace{10cm}}$

Наблюдения: $\underline{\hspace{10cm}}$



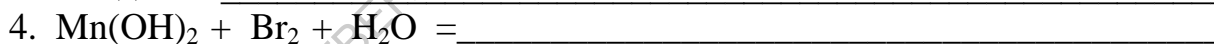
$\underline{\hspace{10cm}}$

Наблюдения: $\underline{\hspace{10cm}}$



$\underline{\hspace{10cm}}$

Наблюдения: $\underline{\hspace{10cm}}$



$\underline{\hspace{10cm}}$

Наблюдения: $\underline{\hspace{10cm}}$

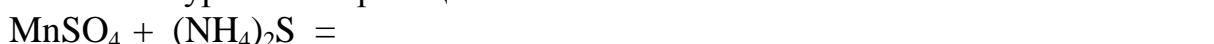
Вывод: $\underline{\hspace{10cm}}$

$\underline{\hspace{10cm}}$

(какой вывод можно сделать о свойствах $Mn(OH)_2$?)

б) К раствору сульфата марганца (II) $MnSO_4$ прилейте раствор сульфида аммония, обратите внимание на цвет полученного осадка.

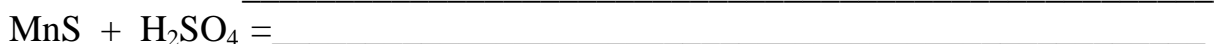
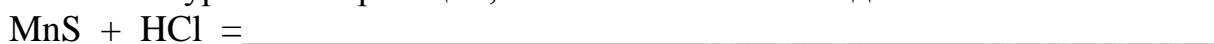
Напишите уравнение реакции:



Наблюдения: $\underline{\hspace{10cm}}$

Испытайте отношение сульфида марганца к разбавленным растворам кислот: серной, соляной.

Напишите уравнения реакций, отметьте ваши наблюдения:



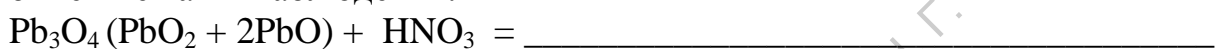
Наблюдения: _____

Вывод: _____

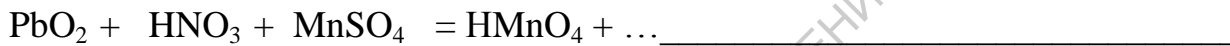
(сделайте вывод о растворимости сульфида марганца в разбавленных кислотах)

в) В сухую пробирку на кончике шпателя внесите немного оксида свинца (IV) PbO_2 или сурика Pb_3O_4 , прилейте 3-4 мл разбавленной азотной кислоты HNO_3 . Осторожно нагрейте содержимое пробирки. После охлаждения и осаждения осадка прибавьте в пробирку 1 каплю раствора сульфата марганца (II) $MnSO_4$.

Напишите уравнение ОВР, используя метод электронного баланса, и отметьте ваши наблюдения:



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____

Вывод: _____

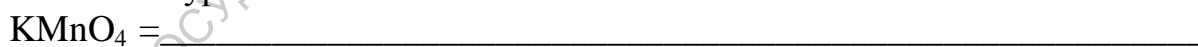
(какие свойства проявляет сульфат марганца (II) в данной реакции?)

Опыт 2. Получение манганата калия и изучение его свойств

а) Поместите в пробирку немного кристаллов перманганата калия $KMnO_4$ и нагрейте. Услышав легкое потрескивание, внесите в пробирку тлеющую лучинку. Что наблюдаете? _____

Содержимое пробирки прокалите до прекращения выделения газа.

Напишите уравнение ОВР:



По окончании реакции охладите пробирку и растворите ее содержимое в небольшом количестве раствора щелочи.

Наблюдения: _____

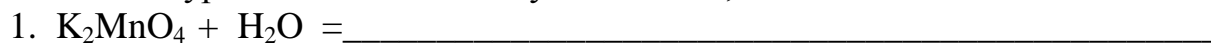
Вывод: _____

(условия получения манганата калия? Роль щелочи?)

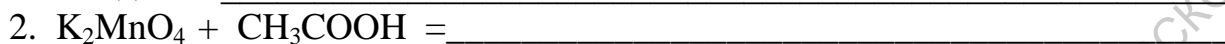
б) Полученный в предыдущем опыте раствор манганата калия K_2MnO_4 разлейте в 5 пробирок. В первую прибавьте воды. Во вторую - уксусной кислоты CH_3COOH . В третью пробирку прилейте свежеприготовленную хлорную воду ($Cl_2 + H_2O$) до изменения окраски раствора. Содержимое

четвертой пробирки прилейте к раствору щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, предварительно нагретому до 80°C . В пятую пробирку прилейте насыщенного раствора хлорида бария BaCl_2 .

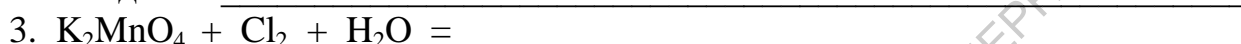
Напишите уравнения соответствующих ОВР, отметьте ваши наблюдения:



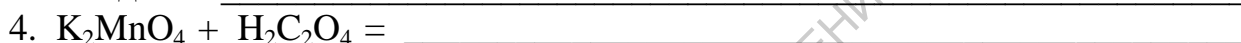
Наблюдения: _____



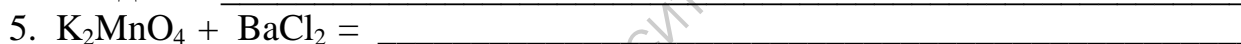
Наблюдения: _____



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____

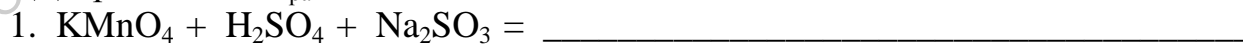
Вывод: _____

(какие свойства проявляет манганат калия в этих реакциях?)

Опыт 3. Окислительные свойства перманганата калия в зависимости от характера среды

В три пробирки налейте по 2 мл разбавленного раствора перманганата калия. В первую пробирку добавьте несколько капель разбавленной серной кислоты, во вторую – гидроксида калия или натрия, в третью пробирку – воды. Затем в каждую пробирку прилейте по каплям раствор сульфита натрия или калия.

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



Наблюдения: _____

ЭДС реакции: _____

$K_{\text{равн}}$ _____



Наблюдения: _____

ЭДС реакции: _____

$K_{\text{равн}}$: _____

3. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_3 =$ _____

Наблюдения: _____

ЭДС реакции: _____

$K_{\text{равн}}$: _____

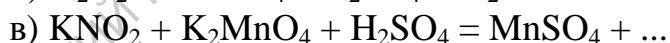
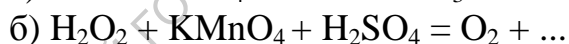
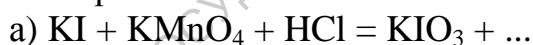
Вывод: _____

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

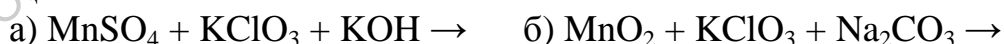
Контрольные вопросы и упражнения

1. Напишите формулы гидроксидов марганца, соответствующие его оксидам: MnO , MnO_2 , MnO_3 , Mn_2O_7 . Докажите кислотно-основные свойства каждого гидроксида уравнениями реакций.

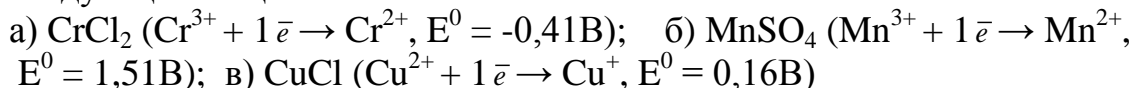
2. Допишите уравнения реакций и расставьте коэффициенты методом электронного баланса:



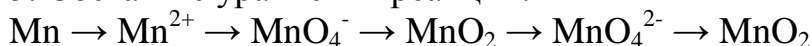
3. Закончите уравнения реакций образования манганатов, протекающих при щелочном сплавлении:



4. Определите возможность окисления в водных растворах при стандартных условиях раствором KMnO_4 ($\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$, $E^0 = 1,51\text{В}$) следующих веществ:



5. Составьте уравнения реакций:



ОТВЕТЫ

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

ОТВЕТЫ

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

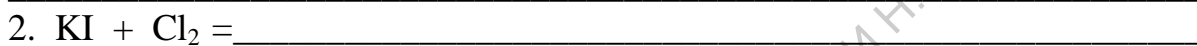
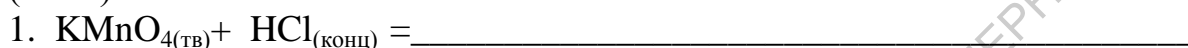
Работа 6. Получение галогенов и их свойства

Цель работы: ознакомление с получением и свойствами галогенов и их соединений.

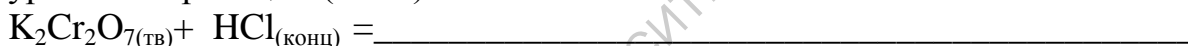
(все работы с галогенами проводить в вытяжном шкафу!)

Опыт 1. Получение хлора (демонстрационный опыт)

а) Поместите в пробирку немного кристаллического перманганата калия и прилейте несколько капель концентрированной соляной кислоты. Докажите, что выделяющийся газ является хлором с помощью поднесенной к отверстию пробирки фильтровальной бумаги, смоченной растворами иодида калия и крахмала (иодокрахмальной бумаги). Напишите уравнения реакций (МЭБ):



б) Насыпьте в пробирку немного кристаллического дихромата калия, прилейте 1 мл концентрированной соляной кислоты и нагрейте. Напишите уравнение реакции (МЭБ):

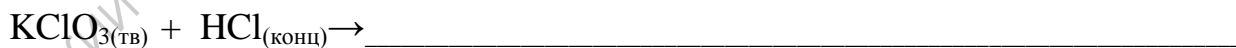


Докажите выделение хлора с помощью иодкрахмальной бумаги:

в) Поместите в две пробирки кристаллического хлората калия (бертолетовой соли) и прилейте в каждую 3-4 капли раствора концентрированной соляной кислоты.

На фоне белого экрана проследите за заполнением пробирок хлором:

Напишите уравнение реакции (МЭБ):



Полученный хлор используйте для изучения его свойств.

Вывод: _____

(какие вещества используют для получения хлора в лаборатории?)

растворителя, встряхните. Обратите внимание на окраску органического слоя.

1 – органический слой имеет _____ окраску.

2 – органический слой имеет _____ окраску.

Сделайте вывод о растворимости галогенов в воде и органических растворителях _____

б) В пробирку налейте раствор иодида калия и добавьте несколько капель бромной воды. Напишите уравнение реакции:

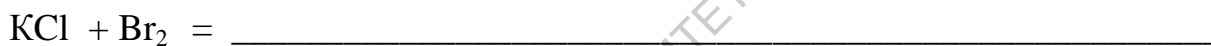


Полученный раствор имеет _____ окраску.

Вывод: _____

(как меняются окислительные свойства в ряду $\text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$?)

Как это можно использовать при получении галогенов из их солей? Будут ли протекать реакции



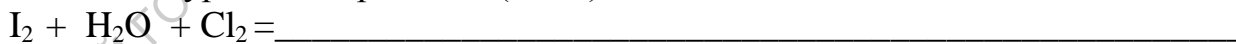
Опыт 6. Получение иодноватой кислоты

В пробирку налейте разбавленный раствор иодида калия и по каплям добавьте хлорной воды до появления окраски. Напишите уравнение реакции:



Затем прилейте хлорную воду до полного обесцвечивания раствора.

Напишите уравнение реакции (МЭБ):



Какой галоген проявляет более сильные окислительные свойства?

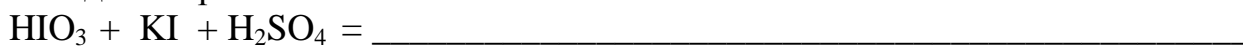
По значениям стандартных потенциалов, объясните возможность образования иодноватой кислоты в данном опыте:

ЭДС реакции: _____

Полученный раствор иодноватой кислоты HIO_3 используйте в следующем опыте для изучения ее свойств.

Опыт 7. Свойства иодноватой кислоты

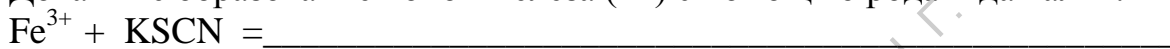
Полученный в предыдущем опыте раствор иодноватой кислоты разлейте на две части. К одной - добавьте раствор иодида калия KI. К другой - раствор сульфата железа (II) FeSO₄. Напишите уравнения реакций, используя метод электронного баланса.



Наблюдения: _____



Докажите образование ионов железа (III) с помощью роданида калия:

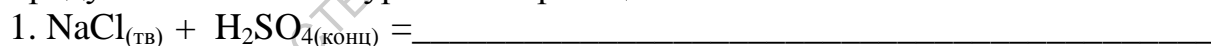


Вывод: _____

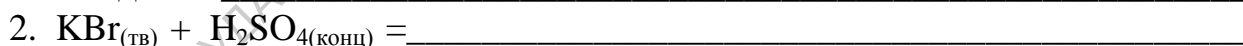
(какие свойства проявляет HIO₃ в изученных реакциях?)

Опыт 9. Сравнение восстановительной способности галогенид-ионов

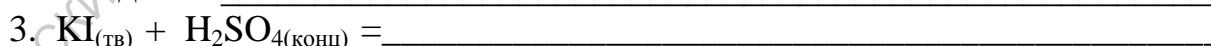
В три пробирки поместите небольшое количество кристаллов: в первую – хлорида натрия, во вторую – бромиды калия, в третью – иодида калия. *Осторожно под тягой* в каждую пробирку пипеткой прилейте несколько капель концентрированной серной кислоты. Обратите внимание на окраску веществ в первой и второй пробирках и на выделение газообразных продуктов. Составьте уравнения реакций.



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____

Какой галогенид-ион не восстанавливает серную кислоту?

Сделайте вывод о сравнительной восстановительной способности ионов иода, брома и хлора: _____

Для подтверждения ответа приведите значения стандартных восстановительных потенциалов: _____

ОТВЕТЫ

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

ОТВЕТЫ

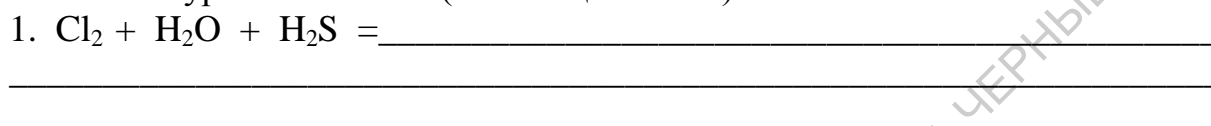
САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

Работа 7. Соединения серы

Цель работы: ознакомление со свойствами соединений серы, влияние степени окисления серы на кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ.

Опыт 1. *Восстановительные свойства сероводорода (выполнять в вытяжном шкафу!)*

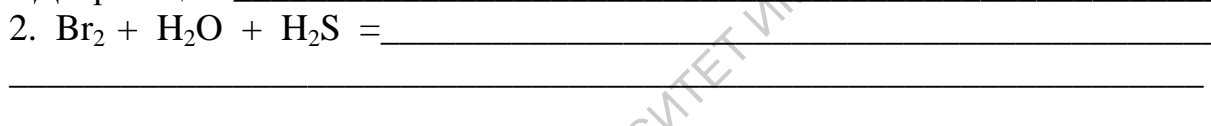
В ряд пробирок налейте хлорной, бромной воды, подкисленных растворов перманганата и дихромата калия. Во все пробирки добавьте сероводородной воды и обратите внимание на изменение окраски растворов. Напишите уравнения ОВР (с помощью МЭБ):



Наблюдения: _____

Докажите наличие сульфат-ионов в полученном растворе:

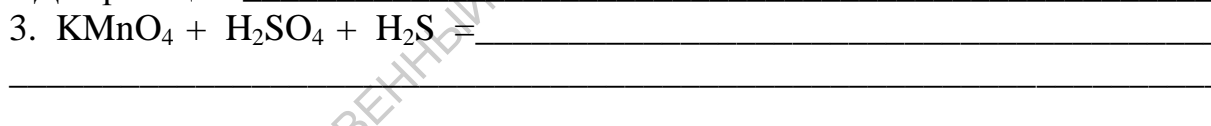
ЭДС реакции: _____



Наблюдения: _____

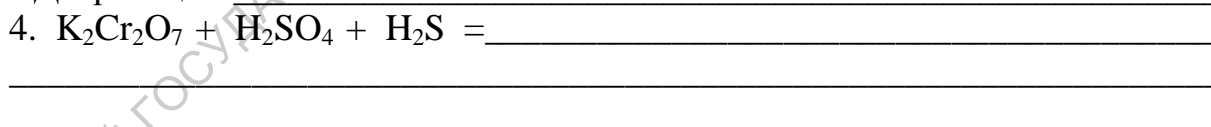
Докажите наличие сульфат-ионов в полученном растворе:

ЭДС реакции: _____



Наблюдения: _____

ЭДС реакции: _____



Наблюдения: _____

ЭДС реакции: _____

Вывод: _____

(какие свойства проявляет сероводород в данных реакциях?)

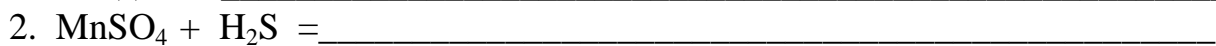
Опыт 2. *Получение и растворимость сульфидов*

В пробирки налейте растворы солей цинка, марганца (II), меди (II), свинца (II), железа (II), калия и добавьте сероводородную воду, отметьте образование и цвет полученных осадков.

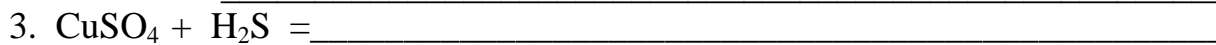
Напишите уравнения реакций:



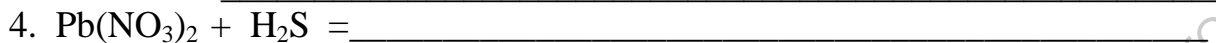
Наблюдения: _____



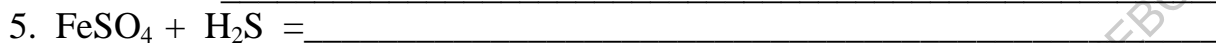
Наблюдения: _____



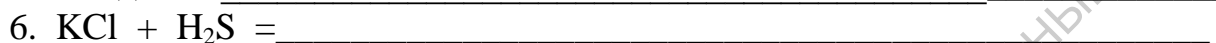
Наблюдения: _____



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____

К растворам, в которых при действии сероводородной воды осадков не образовалось, прилейте раствор сульфида натрия или аммония, запишите соответствующие уравнения реакции:

1. _____

Наблюдения: _____

2. _____

Наблюдения: _____

3. _____

Наблюдения: _____

4. _____

Наблюдения: _____

(отметьте, в каких пробирках образовались осадки и их окраску)

Вывод: запишите значения ПР нерастворимых сульфидов: _____

(какова растворимость сульфидов в воде и разбавленных кислотах; сделайте вывод о классификации сульфидов и методах их получения (сравните величины ПР и $K_d(H_2S)$))

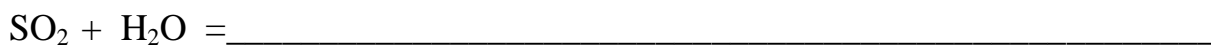
Опыт 3. *Получение оксида серы (IV) и его растворимость в воде (демонстрационный опыт)*

а) В колбу Вюрца поместите стружку меди, а в капельную воронку – концентрированную серную кислоту. Серную кислоту вводите небольшими порциями. Выделяющийся оксид серы (IV) соберите с помощью газоотводной трубки в пробирку с небольшим количеством воды.

Напишите уравнение реакции получения SO_2 , отметьте ваши наблюдения:



Наблюдения: _____
Составьте уравнение химической реакции, сопровождающей растворение в воде оксида серы (IV), и уравнение ступенчатой диссоциации сернистой кислоты:

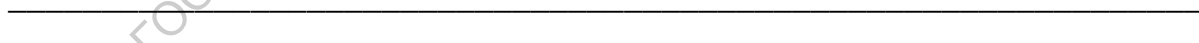
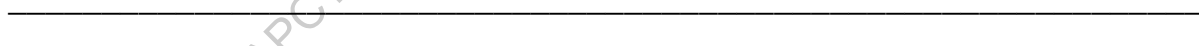
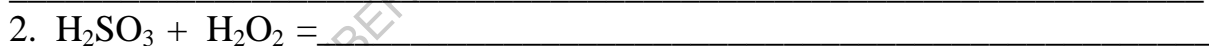
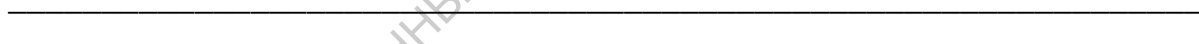


Вывод: _____

(какова среда полученного раствора? Для определения среды раствора используйте индикатор.) Какие свойства характерны для оксида серы (IV), напишите уравнения реакций, характеризующие свойства этого оксида:

Опыт 4. Окислительно-восстановительные свойства сульфит-иона

Налейте в 3 пробирки раствор сернистой кислоты, в одну добавьте хлорную воду, в другую – несколько капель пероксида водорода, в третью – сероводородную воду. Напишите уравнения соответствующих ОВР, применяя метод электронного баланса:



Вывод: _____

(в каком случае сульфит-ион проявляет окислительные свойства, а в каком – восстановительные? Для ответа используйте табличные значения величин стандартно-окислительных потенциалов)

Опыт 5. Окислительные свойства серной кислоты

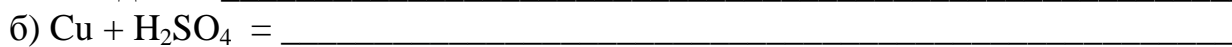
а) Подействуйте растворами разбавленной и концентрированной серной кислоты на цинк и медь.

Напишите соответствующие уравнения ОВР:

1. *Разбавленная кислота:*



Наблюдения: _____

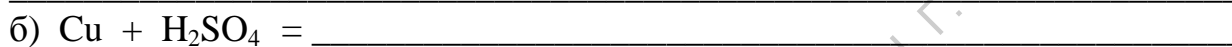


Наблюдения: _____

2. *Концентрированная:*



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____

Вывод: _____

(сравните окислительные свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты, оцените влияние активности металла на продукты восстановления серной кислоты; используйте табличные значения величин стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.)

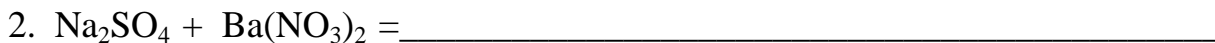
Опыт 6. *Качественная реакция на сульфат-ион*

В 2 пробирки налейте небольшое количество разбавленной серной кислоты и растворимой соли серной кислоты, и затем добавьте хлорид или нитрат бария.

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, отметьте ваши наблюдения:



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____

Вывод: _____

(какова растворимость осадка в воде и разбавленной кислоте?)

Опыт 7. *Водоотнимающие свойства концентрированной серной кислоты*

а) В пробирку с концентрированной серной кислотой опустите на некоторое время лучинку.

Запишите ваши наблюдения: _____

Напишите уравнение реакции



Вывод: _____

б) На листе бумаги напишите любой текст стеклянной палочкой или лучинкой, смоченной раствором серной кислоты. Затем осторожно нагрейте над пламенем горелки. Отметьте наблюдаемые изменения и напишите уравнение реакции:

Вывод: _____

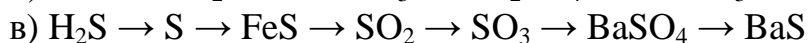
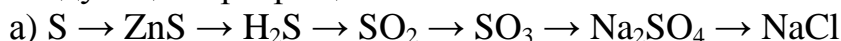
*Опыт 8. *Качественное определение одного из соединений серы*

Получите у инженера пробирку с небольшим количеством соли, растворите содержимое в дистиллированной воде и с помощью известных реакций установите, является ли данное вещество сульфитом, сульфатом или сульфидом.

Опишите методику работы, наблюдения и необходимые уравнения реакций.

Контрольные вопросы и упражнения

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

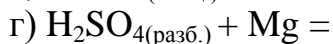
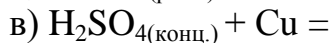
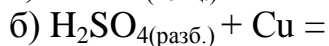


2. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации сероводородной кислоты. Как влияет на смещение равновесия добавление: а) разбавленной серной кислоты; б) нитрата свинца; в) щелочи?

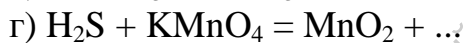
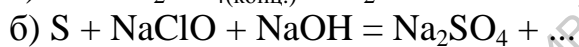
3. Что будет происходить при добавлении к сульфиду железа (II): а) соляной кислоты; б) азотной кислоты?

Составьте уравнения протекающих реакций.

4. Укажите, будут ли протекать следующие реакции, и напишите соответствующие уравнения:



5. Допишите уравнения реакций и расставьте коэффициенты методом электронного баланса:



ОТВЕТЫ

ОТВЕТЫ

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

ОТВЕТЫ

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

Работа 8. Соединения азота

Цель работы: ознакомление со свойствами соединений азота, влияние степени окисления азота на кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ.

Опыт 1. Получение аммиака и его свойства

а) Для опыта приготовьте 4 сухие пробирки для собирания газа и стеклянную палочку, смоченную концентрированной соляной кислотой. В фарфоровой ступке тщательно перемешайте равные количества хлорида аммония и гидроксида кальция. Полученную смесь поместите в сухую пробирку, закройте газоотводной трубкой и закрепите в пробиркодержателе. Смесь осторожно нагрейте в пламени горелки. Напишите уравнение реакции: $\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{тв})} + \text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{тв})} =$ _____
Соберите выделяющийся аммиак в первую пробирку, перевернутую вверх дном. Почему пробирку следует держать таким образом?

При появлении запаха аммиака поднесите к пробирке стеклянную палочку, смоченную концентрированной соляной кислотой. Что наблюдаете?

Напишите уравнение реакции:



б) Вторую пробирку наполните аммиаком и внесите в нее горящую лучинку.

Что наблюдаете? _____

в) Третью пробирку наполните аммиаком и погрузите отверстием вниз в кристаллизатор с водой, слегка покачивая пробирку. Исследуйте характер среды полученного раствора с помощью индикатора фенолфталеина.

Объясните заполнение пробирки водой. Составьте уравнение реакции.



Наблюдения: _____

Охарактеризуйте свойства аммиака на основе ваших наблюдений: _____

г) В четвертую пробирку поместите небольшое количество твердого безводного сульфата меди (II) и пропустите через нее газообразный аммиак.

Напишите уравнение реакции:



Наблюдения: _____

Объясните возможность образования комплексной соли:

Опыт 2. Термическое разложение солей аммония

Поместите в сухую пробирку небольшое количество порошка дихромата аммония. Закрепите пробирку в пробиркодержателе и осторожно нагрейте в пламени горелки, держите пробирку вертикально. Запишите уравнение реакции и ваши наблюдения: _____

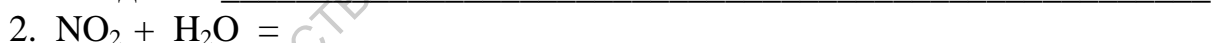
Объясните вулканообразное протекание реакции. Укажите тип реакции. Все ли реакции разложения солей аммония протекают необратимо? Как влияет природа аниона на характер термического разложения солей аммония?

Опыт 3. Получение и свойства оксидов азота (II) и (IV)(демонстрационный опыт)

а) В колбу Вюрца поместите стружку меди и прилейте из капельной воронки концентрированной азотной кислоты. Обратите внимание на окраску выделяющегося газа. Соберите выделяющийся газ в пробирку, опустите ее отверстием вниз в кристаллизатор с водой, наблюдайте растворение газа. Исследуйте реакцию среды полученного раствора с помощью лакмуса. Напишите уравнения реакций (МЭБ):



Наблюдения: _____



Исследуйте среду полученного раствора с помощью лакмуса.

Наблюдения: _____

На основе ваших наблюдений, сделайте вывод о способе получения и свойствах оксида азота (IV):

б) Содержимое колбы Вюрца разбавьте водой и соберите выделяющийся бесцветный газ в пробирку методом вытеснения воды, поместите на фоне белого экрана и обратите внимание на изменение окраски газа. Чем это обусловлено?



На основе ваших наблюдений, сделайте вывод о способе получения и свойствах оксида азота (II).

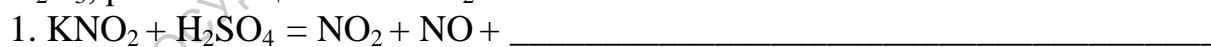
Известно, что активность восстановителя и концентрация азотной кислоты влияют на характер продуктов их взаимодействия. Сравните условия протекания изученных реакций и объясните, почему образуются разные продукты восстановления азотной кислоты?

Какие вещества могут образоваться при взаимодействии цинка с очень разбавленной азотной кислотой (5%)? Напишите уравнение реакции, проверьте экспериментально:

Сформулируйте общее правило, характеризующее взаимодействие металлов с азотной кислотой:

Опыт 4. Свойства азотистой кислоты и ее солей

а) Налейте в пробирку немного (1мл) концентрированного раствора нитрита натрия (или калия) и добавьте разбавленной серной кислоты. Напишите уравнение реакции, учитывая, что азотистая кислота выделяет N_2O_3 , разлагающийся на NO_2 и NO :



Наблюдения: _____

б) Налейте в одну пробирку раствор перманганата калия, в другую - раствор иодида калия. Затем в каждую пробирку добавьте разбавленной серной кислоты и нитрит калия или натрия. Обратите внимание на изменение окраски растворов.



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____

Вывод: _____

(почему изменилась последовательность сливания реагентов? Чем обусловлена окислительно-восстановительная двойственность нитрит-иона? Какие свойства: окислительные или восстановительные в большей степени характерны для нитрит-иона? Сравните величины стандартных потенциалов соответствующих реакций)

Опыт 5. Окислительные свойства нитратов

Поместите в пробирку небольшое количество стружки алюминия, добавьте концентрированный (30 %-ный) раствор щелочи и раствор нитрата натрия (или калия). Напишите уравнение реакции (МЭБ):



Наблюдения: _____

Вывод: _____

(какие свойства характерны для нитратов?)

**Опыт 6. Общие кислотные свойства азотной кислоты HNO_3*

Напишите уравнение диссоциации азотной кислоты. Исследуйте кислотные свойства вещества. Проведение опытов и наблюдаемые признаки реакций запишите в рабочий журнал. Составьте уравнения химических реакций в молекулярном и ионном виде.

Контрольные вопросы и упражнения

1. Какой объем аммиака (л, н.у.) необходим для получения 100 г хлорида аммония?
2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 - а) $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$
 - б) $\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2$
 - в) $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2$
3. Оксид азота (IV) объемом 2,24 л (н.у.) растворили в 94,6 мл воды в присутствии кислорода. Найдите массовую долю кислоты в полученном растворе.
4. Допишите уравнения реакций и расставьте коэффициенты, используя метод электронного баланса:
 - а) $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
 - б) $\text{KI} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$
 - в) $\text{Mg} + \text{HNO}_{3(5\%)} \rightarrow \dots$
 - г) $\text{Fe} + \text{HNO}_{3(30\%)} \rightarrow \dots$
 - д) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \dots$
 - е) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \dots$

ОТВЕТЫ

ОТВЕТЫ

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

ОТВЕТЫ

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

Работа 9. Важнейшие классы неорганических соединений. Часть 1

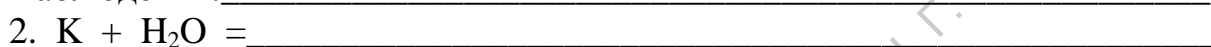
Цель работы: ознакомление со свойствами простых веществ; с реакциями образования оксидов металлов и неметаллов, гидратов, солей и их свойствами.

Опыт 1. Свойства простых веществ

а) Маленькие кусочки натрия и калия размером меньше горошины осторожно опустите в кристаллизаторы с водой. Напишите уравнения реакций и отметьте ваши наблюдения:



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____

К полученному раствору добавьте несколько капель индикатора – фенолфталеина.

Что наблюдаете? _____

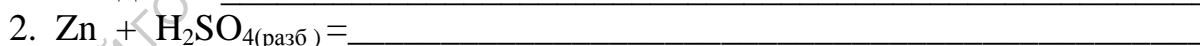
Вывод: _____

(какой металл более активно взаимодействует с водой и почему? Сравните значения стандартных восстановительных потенциалов изучаемых металлов)

б) В четыре пробирки поместите несколько гранул цинка металлического. 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: _____



Наблюдения: _____

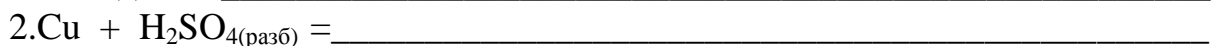


Наблюдения: _____

в) В четыре пробирки поместите стружку меди. 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:



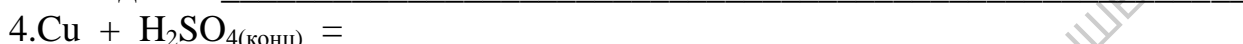
Наблюдения: _____



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____

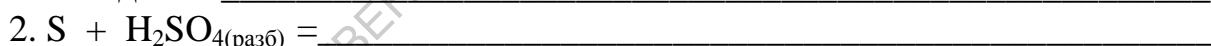
Обсудите изменение химических свойств металлов. Для обоснования ответа используйте ряд стандартных электродных потенциалов металлов и положение элементов в Периодической таблице Д.И.Менделеева.

г) 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:



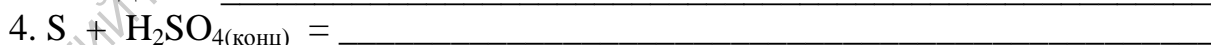
Наблюдения: _____



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____

Сделайте вывод о свойствах серы по сравнению с металлами _____

Опыт 2. Получение кислотных оксидов

Налейте в термостойкий стакан 15-20 мл дистиллированной воды и внесите в него в ложку для сжигания горящую серу. По окончании горения

Опыт 4. *Окраска индикаторов в зависимости от среды раствора*

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

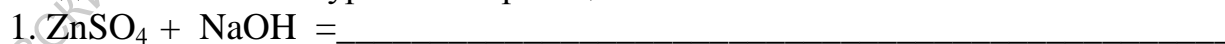
Индикатор	Окраска индикатора		
	Среда		
	Нейтральная [H ⁺] = [OH ⁻]	Кислая [H ⁺] > [OH ⁻]	Щелочная [H ⁺] < [OH ⁻]
Лакмус			
Метилоранж			
Фенолфталеин			

Вывод: _____

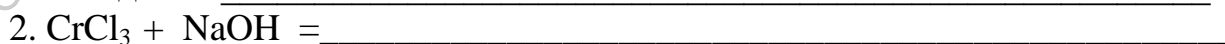
(какой индикатор наиболее резко изменяет окраску при изменении среды раствора)

Опыт 5. *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:



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____

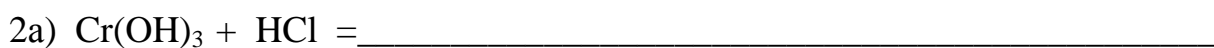
Каждый осадок разделите на две части и к одной из них добавьте раствор кислоты, а к другой – избыток раствора щелочи. Напишите уравнения реакций и отметьте ваши наблюдения:



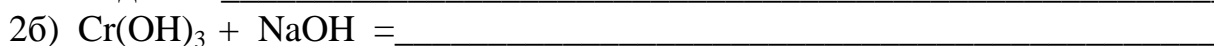
Наблюдения: _____



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____

Вывод: _____

Работа 9. Важнейшие классы неорганических соединений. Часть 2

Цель работы: ознакомление с реакциями образования основных, средних, кислых солей и их свойствами; кислотно-основные свойства гидроксидов; взаимосвязь между различными классами веществ.

Опыт 1. Получение средней и кислой соли

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



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:



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?)

Опыт 2. Получение основания и основной соли

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



Наблюдения: _____

Полученный осадок нагрейте, запишите уравнение реакции:

Наблюдения: _____

Вывод: _____

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: _____

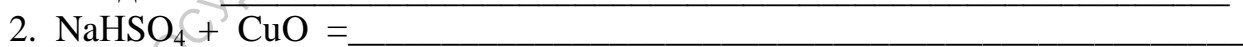
(какие основания способны к образованию основных солей и каковы условия их получения?)

Опыт 3. Свойства кислых солей

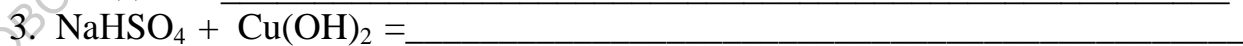
В пять пробирок налейте по 1-2 мл 10% - ного раствора гидросульфата натрия NaHSO_4 и добавьте в первую – стружку Mg, во вторую - порошок CuO , в третью – свежеполученный $\text{Cu}(\text{OH})_2$, в четвертую – раствор Na_2CO_3 , в пятую – раствор BaCl_2 . Напишите уравнения происходящих превращений в молекулярном и ионном виде:



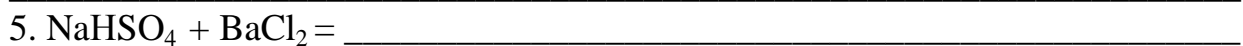
Наблюдения: _____



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____

Вывод: _____

(почему гидросульфат натрия проявляет двойственные свойства? Свойства – кислоты или соли - проявляет гидросульфат натрия в каждом случае?)

Опыт 4. Получение гидрогеля и золя кремниевой кислоты

а) 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:

Вывод: _____

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

б) В пробирку налейте 2-3 мл концентрированной соляной кислоты и добавьте 1 мл раствора силиката натрия Na_2SiO_3 и содержимое пробирки аккуратно встряхните.

Наблюдения: _____

Нагрейте с помощью пробиркодержателя содержимое пробирки до кипения и наблюдайте переход золя в гель кремниевой кислоты:

Вывод: _____

(чем различаются условия получения геля и золя кремниевой кислоты?)

Опыт 5. Вытеснение кремниевой кислоты из растворов ее солей (демонстрационный опыт)

В пробирку налейте 3-4 мл раствора силиката натрия Na_2SiO_3 и пропустите через него ток углекислого газа из аппарата Киппа. Отметьте ваши наблюдения:

Напишите уравнение реакции:

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

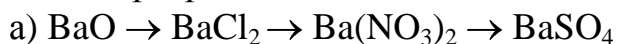
Вывод: _____

Опыт 6. «Силикатный сад» (демонстрационный опыт)

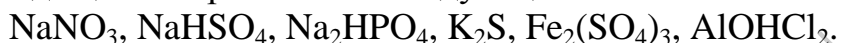
В химический стакан емкостью 100-150 мл налейте на 2/3 20%-ного раствора силиката натрия и осторожно пустите на дно по 2-3 кристалла

Контрольные вопросы и упражнения

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: CO_2 , H_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, NaCl , AgNO_3 , 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: $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, ZnO , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, Al_2O_3 ? Напишите уравнения реакций.

ОТВЕТЫ

ОТВЕТЫ

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

ОТВЕТЫ

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

Список использованной литературы

1. Третьяков Ю.Д. и др. Неорганическая химия. Химия элементов: учебник в 2-х томах. – М.: изд-во МГУ, ИКЦ «Академкнига», 2007.
2. Лидин Р.А. Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ / Под ред. Р.А. Лидина. – М.: КолосС, 2006. – 480 с.
3. Лидин Р.А. Справочник по общей и неорганической химии. – М.: Просвещение, Учеб. лит-ра, 1997. – 256 с.
4. Захарова Т.В., Макушова Г.Н., Кожина Л.Ф., Синегубова С.И., Капустина Е.В. Руководство к лабораторным занятиям по общей и неорганической химии: Учебное пособие. – Саратов: Изд-во центр «Научная книга», 2008– 264 с.
5. Фролов В.И., Курохтина Т.М., Дымова З.Н. и др. Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов. – М.: Дрофа, 2002. 304с.
6. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л.И. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учеб. пособие. – М.: Высш.шк.; Изд. Центр «Академия», 1999. – 368с.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

		группы									
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
периоды	1	(H)							1 H 1,01 Водород	2 He 4,00 Гелий	
	2	3 Li 6,91 Литий	4 Be 9,01 Вериллий	5 B 10,81 Бор	6 C 12,01 Углерод	7 N 14,01 Азот	8 O 15,99 Кислород	9 F 18,99 Фтор	10 Ne 20,17 Неон		
	3	11 Na 22,99 Натрий	12 Mg 24,31 Магний	13 Al 26,98 Алюминий	14 Si 28,09 Кремний	15 P 30,97 Фосфор	16 S 32,06 Сера	17 Cl 35,45 Хлор	18 Ar 39,95 Аргон		
	4	19 K 39,10 Калий	20 Ca 40,08 Кальций	44,96 21 Sc Скандий	47,90 22 Ti Титан	50,94 23 V Ванадий	51,99 24 Cr Хром	54,94 25 Mn Марганец	55,85 26 Fe Железо	58,93 27 Co Кобальт	58,70 28 Ni Никель
		63,55 29 Cu Медь	65,38 30 Zn Цинк	31 Ga 69,72 Галлий	32 Ge 72,51 Германий	33 As 74,91 Мышьяк	34 Se 78,96 Селен	35 Br 79,90 Бром	36 Kr 83,80 Криптон		
	5	37 Rb 85,47 Рубидий	38 Sr 87,62 Стронций	88,91 39 Y Иттрий	91,22 40 Zr Цирконий	92,91 41 Nb Ниобий	95,94 42 Mo Молибден	98,91 43 Tc Технеций	101,1 44 Ru Рутений	102,9 45 Rh Родий	106,4 46 Pd Палладий
		107,87 47 Ag Серебро	112,41 48 Cd Кадмий	49 In 114,82 Индий	50 Sn 118,70 Олово	51 Sb 121,8 Сурьма	52 Te 127,7 Теллур	53 I 126,90 Иод	54 Xe 131,30 Ксенон		
	6	55 Cs 132,91 Цезий	56 Ba 137,33 Барий	57–71 La Лантан	178,49 72 Hf Гафний	180,95 73 Ta Тантал	183,83 74 W Вольфрам	186,21 75 Re Рений	190,2 76 Os Осмий	192,3 77 Ir Иридий	195,1 78 Pt Платина
196,97 79 Au Золото		200,60 80 Hg Ртуть	81 Tl 204,4 Таллий	82 Pb 207,2 Свинец	83 Bi 208,98 Висмут	84 Po [209] Полоний	85 At [210] Астат	86 Rn [222] Радон			
7	87 Fr [223] Франций	88 Ra 226,03 Радий	89–103 Ac [227] Актиний	261,11 104 Rf Резерфордий	262,11 105 Db Дубний	263,12 106 Sg Сиборгий	262,12 107 Bh Борий	265,13 108 Hs Гассий	266,14 109 Mt Мейтнерий	[271] 110 Ds Дармштадтий	

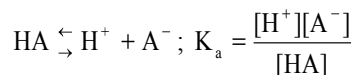
Лантаноиды

58 Ce 140,12 Церий	59 Pr 140,91 Празеодим	60 Nd 144,24 Неодим	61 Pm [145] Прометий	62 Sm 150,4 Самарий	63 Eu 151,96 Европий	64 Gd 157,24 Гадолиний	65 Tb 158,93 Тербий	66 Dy 162,50 Диспрозий	67 Ho 164,93 Гольмий	68 Er 167,27 Эрбий	69 Tm 168,93 Тулий	70 Yb 173,04 Иттербий	71 Lu 174,97 Лютеций
--------------------------	------------------------------	---------------------------	----------------------------	---------------------------	----------------------------	------------------------------	---------------------------	------------------------------	----------------------------	--------------------------	--------------------------	-----------------------------	----------------------------

Актиноиды

90 Th 232,04 Торий	91 Pa 231,04 Протактиний	92 U 238,03 Уран	93 Np 237,05 Нептуний	94 Pu [244] Плутоний	95 Am [243] Америций	96 Cm [247] Кюрий	97 Bk [247] Берклий	98 Cf [251] Калифорний	99 Es [254] Эйнштейний	100 Fm [257] Фермий	101 Md [258] Менделевий	102 No [259] Нобелий	103 Lr [262] Лоуренсий
--------------------------	--------------------------------	------------------------	-----------------------------	----------------------------	----------------------------	-------------------------	---------------------------	------------------------------	------------------------------	---------------------------	-------------------------------	----------------------------	------------------------------

КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ КИСЛОТ



Значения K_a приведены для температуры 298,15 К

Название	Формула	K_a
Азотистая	HNO_2	$6,9 \cdot 10^{-4}$
Азотная	HNO_3	$4,4 \cdot 10$
Бромоводородная	HBr	10^9
Иодоводородная	HI	10^{11}
Кремниевая	H_4SiO_4	
K_1		$1,3 \cdot 10^{-10}$
K_2		$1,6 \cdot 10^{-12}$
K_3		$2,0 \cdot 10^{-14}$
Марганцовая	HMnO_4	$\approx 10^8$
Марганцовистая	H_2MnO_4	
K_1		$\approx 10^{-1}$
K_2		$7,1 \cdot 10^{-11}$
Серная	H_2SO_4	
K_1		10^3
K_2		$1,1 \cdot 10^{-2}$
Сернистая	H_2SO_3	
K_1		$1,4 \cdot 10^{-2}$
K_2		$6,2 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная	H_2S	
K_1		$1,0 \cdot 10^{-7}$
K_2		$2,5 \cdot 10^{-13}$
Угольная	$\text{CO}_2(\text{p}) + \text{H}_2\text{O}$	
K_1		$4,5 \cdot 10^{-7}$
K_2		$4,8 \cdot 10^{-11}$
Уксусная	CH_3COOH	$1,7 \cdot 10^{-5}$
Фосфорная, орто	H_3PO_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	HF	$6,2 \cdot 10^{-4}$
Хлороводородная (соляная) кислота	HCl	10^7
Хлорная	HClO_4	$\approx 10^8$
Хлорноватая	HClO_3	$\approx 10^3$
Хлористая	HClO_2	$1,1 \cdot 10^{-2}$
Хлорноватистая	HClO	$2,9 \cdot 10^{-8}$
Хромовая	H_2CrO_4	
K_1		$1,6 \cdot 10^{-1}$
K_2		$3,2 \cdot 10^{-7}$

**СТАНДАРТНЫЕ ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ E₀
В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ ПРИ 298 К**

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

РЯД СТАНДАРТНЫХ ЭЛЕКТРОДНЫХ ПОТЕНЦИАЛОВ МЕТАЛЛОВ

Li	Cs	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	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 ⁺	Cs ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Zn ²⁺	Fe ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	2 H ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pt ²⁺	Au ³⁺

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			

**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 ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	$1 \cdot 10^{-10}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$
Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$
Ag ₂ S	$2 \cdot 10^{-50}$
BaCO ₃	$4,0 \cdot 10^{-10}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$
CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$
CaCrO ₄	$7,1 \cdot 10^{-4}$
CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$2,0 \cdot 10^{-29}$
CaSO ₄	$2,5 \cdot 10^{-5}$
Cr(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-31}$

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

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ СОЛЕЙ, КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

Катион \ Анион	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺
OH ⁻		P	P	P	-	P	M	M	H	H	-	H	H	H	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	H	P	-	-	H	H	H	H	H	H	-
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	M	M	P	M	-	-	H	M	-	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	-	M	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	-	H	H	H	-	-
SiO ₃ ²⁻	H	-	P	P	H	H	H	H	H	-	-	H	H	-	-
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P

P - растворимое (>1 г в 100 г воды);
 H - нерастворимое (< 0,001 г в 100 г воды);
 M - малорастворимое (0,001 г - 1г в 100 г воды);
 - - разлагается водой или не существует.

КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ НЕКОТОРЫХ ОСНОВАНИЙ

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

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 ₂	С (тлеющая лучинка)	C + O ₂ = CO ₂ ↑	Вспышка
Cl ₂	Йодкрахмальная бумага	2KI + Cl ₂ = 2KCl + I ₂	Посинение бумажки
I ₂	Крахмальный клейстер		Синее окрашивание
CO ₂	Известковая вода	Ca(OH) ₂ + CO ₂ = CaCO ₃ ↓ + H ₂ O	Помутнение раствора
NH ₃	Хлороводород	NH ₃ + HCl = NH ₄ Cl	Белый дым (NH ₄ Cl), специфический запах (NH ₃)
H ⁺	Лакмус		Красное окрашивание
	Метилоранж		Розовое окрашивание
	Универсальный индикатор		Красное окрашивание
K ⁺	Пламя спиртовки		Фиолетовое окрашивание пламени
Na ⁺	Пламя спиртовки		Желтое окрашивание пламени
Ca ²⁺	Пламя спиртовки		Кирпично-красное окрашивание пламени
Ba ²⁺	Растворимые сульфаты, H ₂ SO ₄	Ba ²⁺ + SO ₄ ²⁻ = BaSO ₄ ↓	Белый мелкодисперсный осадок, нерастворимый в воде и HNO ₃
Ag ⁺	Растворимые хлориды, HCl	Ag ⁺ + Cl ⁻ = AgCl↓	Белый творожистый осадок, нерастворимый в воде и HNO ₃
NH ₄ ⁺	Раствор щелочи, нагревание, фильтровальная бумажка, смоченная индикатором	NH ₄ ⁺ + OH ⁻ = NH ₃ ↑ + H ₂ O	Специфический запах (NH ₃), изменение окраски индикатора
Fe ²⁺	Раствор красной кровяной соли K ₃ [Fe(CN) ₆]	3Fe ²⁺ + 2[Fe(CN) ₆] ³⁻ = Fe ₃ [Fe(CN) ₆] ₂ ↓	Ярко-синий осадок – <i>турнбулева синь</i>
Fe ³⁺	Раствор KSCN или NH ₄ SCN	Fe ³⁺ + 3SCN ⁻ = Fe(SCN) ₃	Кроваво-красный раствор
Fe ³⁺	Раствор желтой кровяной соли K ₄ [Fe(CN) ₆]	4Fe ³⁺ + 3[Fe(CN) ₆] ⁴⁻ = Fe ₄ [Fe(CN) ₆] ₃ ↓	Ярко-синий осадок – <i>берлинская лазурь</i>
Pb ²⁺	Раствор K ₂ CrO ₄	Pb ²⁺ + CrO ₄ ²⁻ = PbCrO ₄ ↓	Ярко-желтый осадок
Pb ²⁺	Раствор KI	Pb ²⁺ + 2I ⁻ = PbI ₂ ↓	Ярко-желтый осадок
OH ⁻	Лакмус		Синее окрашивание
	Фенолфталеин		Малиновое окрашивание
	Метилоранж		Желтое окрашивание
Cl ⁻	Раствор AgNO ₃	Ag ⁺ + Cl ⁻ = AgCl↓	Белый творожистый осадок, нерастворимый в воде и HNO ₃
Br ⁻	Раствор AgNO ₃	Ag ⁺ + Br ⁻ = AgBr↓	Осадок лимонного цвета, нерастворимый в воде и HNO ₃
I ⁻	Раствор AgNO ₃	Ag ⁺ + I ⁻ = AgI↓	Желтый осадок, нерастворимый в воде и HNO ₃
SO ₄ ²⁻	Растворимая соль бария	Ba ²⁺ + SO ₄ ²⁻ = BaSO ₄ ↓	Белый мелкодисперсный осадок, нерастворимый в воде и HNO ₃
SO ₃ ²⁻	Сильная кислота	2H ⁺ + SO ₃ ²⁻ = SO ₂ ↑ + H ₂ O	Выделение газа с резким специфическим запахом (SO ₂)
S ²⁻	Растворимая соль свинца	Pb ²⁺ + S ²⁻ = PbS↓	Черно-бурый осадок
CO ₃ ²⁻	Сильная кислота	2H ⁺ + CO ₃ ²⁻ = CO ₂ ↑ + H ₂ O	Газ без цвета и запаха, не поддерживающий горение
HCO ₃ ⁻		H ⁺ + HCO ₃ ⁻ = CO ₂ ↑ + H ₂ O	
PO ₄ ³⁻		3Ag ⁺ + PO ₄ ³⁻ = Ag ₃ PO ₄ ↓	
HPO ₄ ²⁻	Раствор AgNO ₃ , pH ≈ 7	3Ag ⁺ + HPO ₄ ²⁻ = Ag ₃ PO ₄ ↓ + H ⁺	Желтый осадок, растворимый в HNO ₃
H ₂ PO ₄ ⁻		3Ag ⁺ + H ₂ PO ₄ ⁻ = Ag ₃ PO ₄ ↓ + 2H ⁺	

Содержание

Порядок подготовки и правила выполнения лабораторной работы	6
Работа 1. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	8
Работа 2. Свойства растворов. Часть 1	18
Работа 2. Свойства растворов. Часть 2	26
Работа 2. Свойства растворов. Часть 3	32
Работа 3. Изучение реакций окисления-восстановления	38
Работа 4. Восстановительные свойства металлов	45
Работа 5. Соединения d-металлов	51
Работа 6. Получение галогенов и их свойства	57
Работа 7. Соединения серы	64
Работа 8. Соединения азота	72
Работа 9. Важнейшие классы неорганических соединений. Часть 1	79
Работа 9. Важнейшие классы неорганических соединений. Часть 2	83
Работа 10. Экспериментальная проверочная работа	91
Список использованной литературы	94
Приложение 1. Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева	95
Приложение 2. Константы диссоциации кислот	96
Приложение 3. Стандартные электродные потенциалы E° в водных растворах при 298 К	97
Приложение 4. Ряд стандартных электродных потенциалов металлов	97
Приложение 5. Относительные электроотрицательности некоторых химических элементов	98
Приложение 6. Произведение растворимости малорастворимых веществ	98
Приложение 7. Таблица растворимости солей, кислот и оснований в воде	99
Приложение 8. Константы диссоциации некоторых оснований	99
Приложение 9. Качественные реакции на неорганические вещества и ионы	100