

**НЕГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«АКАДЕМИЯ ГРАЖДАНСКОЙ ЗАЩИТЫ И МЕДИЦИНЫ КАТАСТРОФ»
(НОУ ВПО «АКАДЕМИЯ ГЗМК»)**



Кафедра Общих гуманитарных и естественно научных дисциплин

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

**к выполнению лабораторных работ по химии для бакалавров направления
280700.62 Техносферная безопасность
профиль 280707 «Защита в чрезвычайных ситуациях»**



Махачкала 2011

Печатается по решению
Ученого Совета Академии гражданской защиты и медицины катастроф от
«24»_10_2011г. протокол № 2

Рецензенты: **С.К. Алиева**, кандидат химических наук, доцент, кафедры
физической и органической химии, ДГУ

К.Г. Идрисов, кандидат биологических наук, доцент кафедры ОГ
и ЕНД АГЗМК

Составители: М.М. Магомедова к.х.н., доцент кафедры ОГ и ЕНД АГЗМК –
Махачкала: 2011г

Методические указания к выполнению лабораторных работ по химии для
студентов специальности 280707 Защита в чрезвычайных ситуациях. -
Махачкала, АГЗМК, 2011.

Методические указания содержат 9 лабораторных работ по основным разделам
общей химии в соответствии с учебной программой курса химии,
рекомендованной для направления - защита окружающей среды. Все
лабораторные работы опробованы в учебном процессе.

МЕРЫ БЕЗОПАСНОСТИ И ОБЩИЕ ПРАВИЛА РАБОТЫ В ЛАБОРАТОРИИ

1. Перед каждой лабораторной работой изучить относящийся к этой работе теоретический материал.
2. Проводить опыты только после внимательного прочтения полного описания работы и уяснения техники ее выполнения.
3. Не расходовать реактивов больше требуемого количества.
4. Неизрасходованные или взятые в избытке реактивы нельзя возвращать обратно в склянки.
5. Не уносить приборы, реактивы общего пользования на свое рабочее место. Каждый реактив ставить на свое место немедленно после использования.
6. Не путать пробки от склянок и пипетки для взятия реактивов.
7. Концентрированные щелочи и кислоты запрещается выливать в раковину, а выливать их надо в специально отведенные банки под тягой. Бумагу и отходы вредных веществ бросать в урны.
8. Все работы с вредными веществами проводить только под тягой. Под тягой наливать концентрированные кислоты и щелочи и не выносить их на рабочее место.
9. Нюхать вещества нужно, не наклоняясь над сосудом, а направлять к себе пары или газ движением руки.
10. Категорически запрещается пробовать что-либо на язык.
11. После окончания работы приводить в порядок свое рабочее место.
12. Ход и результат каждой выполненной работы необходимо записать в лабораторную тетрадь и сделать соответствующие выводы.

Рекомендуется следующая форма записи лабораторных работ
(в тетради на развернутом листе):

Название темы _____

№ занятия _____

Дата _____

Название опыта	Уравнение реакции	Условия опыта	Результаты опыта	Выводы
1	2	3	4	5

Графы 1, 2 и 3 заполняются дома при подготовке к лабораторному занятию. В графе 2 приводятся уравнения реакций. Для графы 2 отводится 3/4 тетрадной страницы. Графы 4, 5 - в лаборатории после проведения каждого опыта. Условия опыта (графа 3) указываются очень кратко: обычные условия, нагревание, охлаждение и т.д. Результат опыта (графа 4) также записывается несколькими словами: выпадение черного осадка, синее окрашивание раствора, выделение черного осадка, синее окрашивание раствора, выделение бесцветного горючего газа и т.д. При заполнении журнала особое внимание следует обратить на графу 5. Выводы из каждого опыта должны быть хорошо продуманы и изложены кратко и ясно, но с достаточной глубиной. Необходимо также сделать вывод по всей теме занятий .

Лабораторная работа №1.

Определение эквивалента металла.

Опыт 1. Определение эквивалента металла по объему вытесненного водорода.

Этим методом можно определять эквиваленты активных металлов (магния, цинка, алюминия, хрома, марганца и др.), способных вытеснять водород из разбавленных кислот.

Определение эквивалента металла производится в приборе, две бюретки 1 и 2 закрепляют в лапках штатива и соединяют друг с другом резиновой трубкой 3. К одной из бюреток резиновой трубкой присоединяют колбу Вюрца емкость 50-100 мл.

Чтобы подготовить прибор к работе, выньте пробку из колбы 5 и в бюретку 2 налейте столько воды, чтобы обе бюретки были заполнены до половины своего объема. Затем бюретку 2 поднимите и закрепите в таком положении, чтобы уровень воды в бюретке 1 оказался на нулевом делении. Проверьте герметичность прибора. Для этого закройте колбу пробкой, опустите бюретку 2 вниз на 10-15 см и наблюдайте за уровнем воды в бюретке 1 в течение 3-5 мин. Если прибор герметичен, то уровень воды в бюретке 1 вначале нетления эквивалента металла сколько понизится, затем останется без изменения. Убедившись в герметичности прибора, верните бюретку 2 в прежнее положение, чтобы вода в обеих бюретках была на одном уровне.

Получите у лаборанта кусочек металла и взвесьте его на аналитических весах с точностью до 0,001 г. Масса металла m должна приблизительно равняться 0,0025-0,003 г-экв металла.

В колбу при помощи длинной воронки налейте 20-25 мл 3 н. (10%-ного) раствора кислоты. Закрепите колбу на штативе почти в горизонтальном положении.

Металл заверните в маленький кусочек фильтровальной бумаги и поместите пакетик с металлом в сухое горло колбы. Закройте колбу резиновой пробкой, слегка смоченной водой, и снова проверьте герметичность прибора, как указано выше.

Закрепите бюретки 1 и 2 так, чтобы положение воды в них было точно на одном уровне. При этом уровень воды в бюретке 1 должен быть около нулевого деления. Отметьте этот уровень (V_1) и запишите его числовое значение. Чтобы правильно измерить уровень воды в бюретке, глаз наблюдателя должен находиться на одном уровне с нижним мениском воды (см. рис.1).

Наклоните колбу, чтобы пакетик с металлом упал в кислоту. Выделяющийся водород вытесняет воду из бюретки 1 в бюретку

2. Наблюдайте за реакцией. Бюретку 2 временами опускайте вниз, чтобы уровень, воды в обеих бюретках был почти одинаков.

Когда весь металл растворится, и понижение уровня воды в бюретке 1 прекратится, дайте колбе охладиться до комнатной температуры. Затем приведите положение воды - в обеих бюретках точно к одному уровню, отметьте уровень воды (V_2) в бюретке 1 и запишите его значение. Разность уровней ($V_2 - V_1$) равна объему выделившегося водорода.

Запишите показания термометра, барометра и давление водяных паров при температуре опыта.

Вычисления

1. Объем выделившегося водорода: $V_{H_2} = V_2 - V_1$
2. Абсолютная температура: $T = 273 + t^\circ$
3. Давление водорода: $P_{H_2} = P_{атм} - P_{паров}$
4. Объем водорода при нормальных условиях ($P = 760$ мм рт. ст.; $t = 273^\circ$ К)

$$V_0 = \frac{(P \cdot V \cdot 273)}{760 \cdot T} = \frac{(P \cdot V)}{2,78 \cdot T} (\text{мл})$$

5. Грамм-эквивалент металла

$$\mathcal{E}_{Me} = \frac{(m \cdot 11200)}{V_0}$$

6. Узнайте у лаборанта, какой металл был взят, и подсчитайте ошибку опыта в процентах:

$$\Pi = \frac{\pm (\mathcal{E}_{теор} - \mathcal{E}_{эксп}) \cdot 100}{\mathcal{E}_{теор}} (\%)$$

Вопросы и задачи

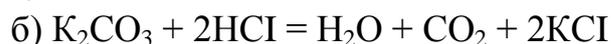
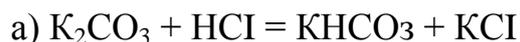
1. Сформулируйте закон эквивалента.
2. Как определить эквивалент оксида, если известен эквивалент элемента, соединившегося с кислородом?
3. Каково будет математическое выражение закона эквивалентов, если одно из веществ, участвующих в реакции, находится в газообразном состоянии?

4. При окислении 0,87г металла получено 0,97г оксида. Вычислить эквивалент металла.

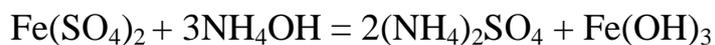
5. Вычислить эквивалент магния, если известно, что в его окиси содержится 60,8% магния и 39,2% кислорода.

6. Определить эквивалент металла, если известно, что 0,0205г металла вытеснили из кислоты водород, который над водой занял объем 27,4 мл при 19°C и давлении 755 мм рт. ст.

7. Определить эквиваленты карбоната калия при реакциях, протекающих по уравнениям:



8. Вычислить эквивалент $Fe(SO_4)_2$ в реакции



Лабораторная работа №2

Химическая кинетика и химическое равновесие

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость гомогенной реакции.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ изучают на примере взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой:



Признаком реакции является помутнение раствора вследствие выделения серы.

По промежутку времени от начала реакции до заметного помутнения раствора можно судить об относительной скорости этой реакции.

Приготовьте три раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого в первую пробирку отмерьте 9 мл 0,02 н раствора тиосульфата натрия, во вторую - 6 мл раствора тиосульфата натрия и 3 мл воды, в третью - 3 мл раствора тиосульфата натрия и 6 мл воды. Отмерьте мензуркой 3 мл 0,02 н раствора серной кислоты. Для раствора кислоты и тиосульфата пользуйтесь различными мензурками.

Прилейте кислоту в первую пробирку и, быстро закрыв пробкой, встряхните пробирку несколько раз, поставьте в штатив. По секундомеру определите время с момента добавления кислоты до помутнения раствора. Так же поступите с другими заготовленными растворами тиосульфата. Результаты наблюдений запишите в таблицу 1.

Сформулируйте зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ в условиях опыта.

Результаты наблюдения представьте в виде графика, выражающего влияние концентрации на скорость реакции. Для этого на оси абсцисс откладывают три точки, отстоящие от начала координат на расстояние a , $2a$, $3a$ (где a - произвольно выбранный, отрезок, соответствующий единице относительной концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$). На оси ординат откладывают скорость реакции. Удобный масштаб: максимальная концентрация 9см , максимальная скорость 8см .

Номер пробирки	Объем раствора, мл		Суммарный объем, мл	Время появления помутнения, t, сек	Относительная скорость реакции $V=1/t \text{ сек}^{-1}$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2SO_4			
1	9	-	3	12	
2	6	3	3	12	
3	3	6	3	12	

Опыт 2. Влияние температуры на скорость гомогенной реакции

Налейте в три пробирки по 4 мл $0,02 \text{ н}$ раствора тиосульфата натрия, в другие три - по 4 мл $0,02 \text{ н}$ раствора серной кислоты. Сгруппируйте пробирки в три пары (кислота-тиосульфат). Поместите первую пару пробирок и термометр в стакан с водой комнатной температуры и через 3-5 минут, когда температура в пробирках выровняется, запишите показания термометра.

Смешайте содержимое пробирок, встряхните ее несколько раз и запишите время от начала реакции до появления мути в растворе.

Вторую пару пробирок поместите в стакан с водой и нагрейте воду - до температуры на 10° выше той, при которой находилась первая пара пробирок, затем сделайте тот же самый опыт.

Так же поступите с третьей парой пробирок, повысив температуру воды еще на 10° . Полученные результаты запишите по следующей форме (Табл.2).

Таблица 2

Номер пробирки	Объем раствора, мл		Температура опыта, °С	Время появления помутнения, t, сек	Относительная скорость реакции $V = 1/t$ сек
	Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ SO ₄			
1	4	4			
2	4	4			
3	4	4			

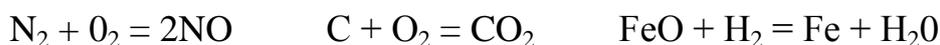
По полученным данным строят график зависимости скорости реакции от температуры: на оси абсцисс откладывают температуру; на оси ординат - относительную скорость реакции. Удобный масштаб: 10 градусов - 2см, наибольшая скорость реакции - 8см.

Рассчитайте значение температурного коэффициента, исходя из опытных данных.

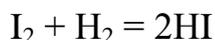
Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от температуры.

Вопросы и задачи

1. Сформулируйте закон действия масс.
2. Что называется температурным коэффициентом скорости химической реакции?
3. Какова зависимость между скоростью химической реакции и температурой?
4. Напишите математические выражения для скоростей химических реакций (с учетом агрегатных состояний реагирующих веществ), протекающих по уравнениям:



5. Константа скорости реакции



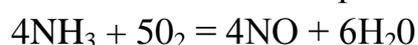
при температуре 508°С равна 0,16. Вычислить, какова скорость этой реакции при концентрации водорода 0,04 моль/л и йода 0,03 моль/л.

6. Во сколько раз изменится скорость реакции



при увеличении концентрации окиси азота и кислорода соответственно в 2 или 3 раза?

7. Каталитическое окисление аммиака выражается общим уравнением

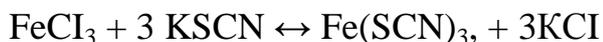


Через некоторое время после начала реакции концентрации стали: аммиака 0,01 моль/л.; кислорода 0,02 моль/л; окиси азота 0,003 моль/л. Вычислите исходные концентрации аммиака и кислорода.

8. Во сколько раз изменится скорость реакции, температурный коэффициент которой равен 2, при повышении температуры на 120°C?

Опыт 3. Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ

Влияние концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие изучается на примере реакции:



Роданид железа Fe(SCN)_3 окрашен в ярко-красный цвет. Изменение концентрации Fe(SCN)_3 влияет на интенсивность окраски раствора. Это позволяет наблюдать, в каком направлении сдвигается равновесие при изменении концентрации реагирующих веществ.

В стакан влейте 20 мл воды и добавьте по 2-3 капли насыщенного раствора роданида и хлорида железа (III), раствор должен иметь светло-желтый цвет. Разлейте раствор поровну в 4 пробирки.

В первую пробирку добавьте 2-3 капли концентрированного раствора хлорида железа. Изменяется, ли интенсивность окраски и как? Дайте объяснения, исходя из уравнения константы равновесия. В какую сторону сместилось равновесие системы?

Во вторую пробирку добавьте 2-3 капли насыщенного раствора роданида калия; наблюдайте происшедшие изменения и дайте необходимые объяснения.

В третью пробирку внесите шпателем немного твердого хлористого калия, сильно взболтайте содержимое пробирки и сравните окраску с окраской раствора в четвертой пробирке. Что происходит в данном случае? Дайте необходимое объяснение. Как надо изменять концентрации веществ в обратимой системе, чтобы сместить равновесие в прямом и обратном направлениях?

Опыт 4. Смещение химического равновесия при изменении температуры.

При действии йода на крахмал образуется непрочное вещество сложного состава, окрашенного в синий цвет. Эта реакция является экзотермической. Равновесие реакции можно условно изобразить следующим уравнением:

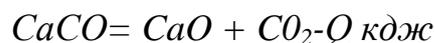
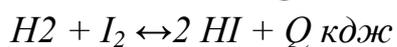
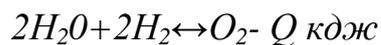
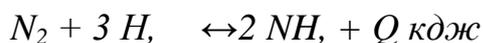


Данная система обратима: при обычной температуре равновесие смещено в прямом направлении и раствор имеет синюю окраску, а если раствор нагреть, то равновесие смещается в обратном направлении и синяя окраска исчезает.

В две пробирки налейте по 2-3 мл свежеприготовленного раствора крахмала и добавьте по 2-3 капли раствора йода, содержащего небольшие количества йодида калия. «Растворы окрашиваются в синий цвет. Нагрейте одну из пробирок. Синяя окраска становится менее интенсивной или даже исчезает, а при охлаждении нагретой пробирки окраска вновь появляется. Почему?»

Вопросы и задачи

1. Что называется химическим равновесием?
2. Как связаны между собой концентрации реагирующих веществ при состоянии равновесия?
3. Что называется сдвигом (смещением) химического равновесия?
4. В какую сторону сместится химическое равновесие при изменении температуры и давления в следующих случаях:



5. Константа равновесия реакции $A + B = C + D$ равна единице при температуре $t^\circ C$, начальная концентрация вещества А равна 2 моль/л. Какой процент вещества А подвергнется превращению, если начальные концентрации В равны 2; 10; 20 моль/л?

Лабораторная работа №3 Приготовление растворов

Опыт 1. Приготовление растворов различной концентрации

а) Определение плотности жидкости тяжелее воды.

Подучите у преподавателя раствор для исследования и набор ареометров для жидкостей тяжелее воды.

Раствор налейте в сухой стеклянный цилиндр и опустите в него ареометр, шкала которого начинается с 1,00. Если при погружении ареометра шкала окажется полностью под жидкостью, то плотность раствора превышает величину шкалы ареометра. Замените ареометр из набора, и так поступайте до тех пор, пока подберете ареометр, который погрузится в жидкость на такую глубину, чтобы уровень жидкости оказался в пределах шкалы ареометра. Следите за тем, чтобы ареометр не касался стенок цилиндра.

Отмерьте по нижнему мениску деление шкалы ареометра, совпадающее с уровнем жидкости в цилиндре. Определения повторите 3-4 раза и найдите среднюю величину из тех, результаты которых наиболее близки друг к другу. Это и будет плотность

раствора.

б) Приготовление 5%-ного раствора нитрата натрия.

Рассчитать какое количество нитрата натрия NaNO_3 нужно взять для приготовления 100г 5%-ного раствора. Какой объем воды следует при этом взять? На техномических весах определить массу часового стекла и взвесить на нем вычисленное количество нитрата натрия. Отмерить мензуркой необходимый объем дистиллированной воды. Навеску нитрата натрия перенести в стаканчик на 100 мл, при этом стеклышко обмыть над стаканом небольшим количеством воды из мензурки. Оставшуюся в мензурке воду перелить в стакан. Смесь перемешать до полного растворения кристаллов соли стеклянной палочкой и налить в цилиндр на 100-мл до $\frac{4}{5}$ его объема. Определить плотность приготовленного раствора ареометром. Найти в следующей таблице по плотности процентную концентрацию приготовленного раствора и определить ее отклонение от заданной.

Вычислить полярность и нормальность приготовленного раствора нитрата натрия.

Плотность водных растворов

Концентрация раствора	Плотность, г/см
1	1,005
2	1,012
3	1,017
4	1,025
10	1,067
12	1,082
16	1,112
20	1,143
24	1,173
30	1,226

Записать в журнале весь расчет и методику приготовления раствора.

в) Приготовление 0,1н и 0,1М раствора хлорида бария. Рассчитать сколько граммов кристаллогидрата хлорида бария $BaCl_2 \cdot H_2O$ нужно взять для приготовления 50 мл 0,1н или 0,1М раствора. После проверки расчета отвесить на технохимических

весах вычисленное количество хлорида бария на часовом стекле. В мерную колбу на 50 мл вставить воронку. Перенести в нее навеску соли. Небольшим количеством дистиллированной воды из промывали обмыть над воронкой часовое стекло и смыть всю соль в колбу. Постепенно добавляя воду и перемешивая жидкость легким круговым движением колбы, добиться полного растворения соли. Затем добавить воду до метки на шейке мерной колбы таким образом, чтобы нижний уровень мениска жидкости касался метки. Закрыть колбу пробкой и перемешать раствор, переворачивая колбу несколько раз вверх дном.

Записать в журнал расчеты.

г) Приготовить 100 мл 0,1н раствора серной кислоты из концентрированной кислоты.

Замерить удельный вес имеющейся кислоты (можно сделать один замер для группы). По таблице найти процентное содержание кислоты в этом растворе

Рассчитать, какое весовое количество H_2SO_4 нужно для приготовления 100 мл 0,1 и раствора. Рассчитать, какое весовое количество и какой объем имеющегося раствора серной кислоты надо взять, чтобы в нем было нужное

количество H_2SO_4 . Показать расчеты преподавателю и затем уже приготовить 100 мл 0,1 н раствора.

Для этого отмерьте маленьким цилиндром (под тягой) подсчитанный объем концентрированного раствора. Большим цилиндром или мензуркой отмерьте необходимый объем воды.

Воду перелейте в плоскодонную колбу, затем в нее вылейте небольшими порциями концентрированный раствор, перемешивая его встряхиванием колбы.

Колбу с раствором сдайте лаборанту.

Вон росы и задачи

1. Что называется плотностью раствора?
2. Как при помощи ареометра измеряется плотность раствора?
3. Что называется концентрацией раствора?
4. Найти грамм-эквиваленты следующих веществ:
 $Zn(NO_3)_2$, $ZnSO_4$, H_3PO_4 , HCl , $C_2(OH)_3$, $NaOH$
5. Назовите способы выражения концентраций растворов.
6. Для каких веществ значения молярной и нормальной концентраций совпадают?
7. Определите молярную концентрацию раствора, содержащего 23г глицерина (М.в. = 92) и 500 мл воды.
8. Какое количество азотнокислого натрия $NaNO_3$ надо взять для приготовления 300 мл 0,2М раствора?
9. Сколько граммов глауберовой соли $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ потребуется для приготовления двух литров 0,5н раствора сернокислого натрия?
10. Сколько граммов соды Na_2CO содержится в 500 мл 0,25н раствора?
11. Сколько граммов сернокислого натрия Na_2SO_4 потребуется для приготовления 5 литров 8%-ного раствора, плотность которого равна 1,075 г/мл?
12. Определить молярность и нормальность растворов, содержащих в 600 мл 30 г:
а) $Al_2(SO_4)_3$; б) $NaOH$; в) H_3PO_4 .

Лабораторная работа №4 Электролитическая диссоциация

Опыт 1. Электропроводность растворов электролитов

Налить в 3 чистых стакана по 50 мл дистиллированной воды, раствора сахара, раствора спирта. Погрузить поочередно в каждый стакан электроды прибора для определения электропроводности и включить прибор в сеть (перед погружением электродов в новый раствор их следует тщательно промыть дистиллированной водой).

Испытать таким же образом электропроводность растворов соляной кислоты, азотнокислого калия и едкого натра (если используются те же стаканы, их следует промыть дистиллированной водой).

Записать свои наблюдения. Растворы каких веществ проводят ток? Составить уравнения электролитической диссоциации исследованных электролитов.

Опыт 2. Зависимость степени диссоциации электролита от разбавления раствора.

Налить в совершенно сухой стакан 20 мл концентрированной уксусной кислоты (безводной) и испытать, как это делали в предыдущих опытах, проводит ли она ток. Затем из стакана подливать небольшими порциями к уксусной кислоте дистиллированную воду и следить за накаливанием нити электролампы. Чем объясняется изменение интенсивности накаливания? Как меняется степень диссоциации уксусной кислоты с уменьшением концентрации раствора?

Опыт 3. Степень диссоциации солей.

Налить в стакан 20 мл 25%-ного раствора аммиака и испытать его электропроводность.

Отметить интенсивность накала нити электрической лампочки. Выключить ток и осторожно, небольшими порциями прибавить к аммиаку 10 мл безводной уксусной кислоты.

Раствор перемешать стеклянной палочкой, охладить и включить ток. Как изменилась электропроводность раствора? Отметить накал нити электрической лампочки. К слабым или сильным электролитам относятся соли? Написать уравнения всех процессов, протекающих при проведении опыта.

Опыт 4. Электропроводность растворов сильных и слабых электролитов.

Налить в стакан раствор уксусной кислоты, Обратить внимание на интенсивность накала лампочки. Повторить такой же опыт с раствором соляной кислоты той же концентрации.

Объяснить наблюдаемое различие в накале лампочки.

Опыт 5. Различие в химической активности сильных и слабых электролитов.

а) Взаимодействие соляной и уксусной кислот с цинком.

В одну пробирку налить 2 мл 2н. раствора соляной кислоты, в другую столько же 2н раствора уксусной кислоты. В каждую из пробирок бросить приблизительно одинаковые кусочки цинка. Обе пробирки нагреть, поместив в стакан с горячей водой.

В каком случае водород выделяется более энергично? Написать ионные уравнения реакций. Объяснить наблюдаемое различие в скоростях реакций.

б) Взаимодействие соляной и уксусной кислот с мрамором.

В одну пробирку внести 5 мл 2н раствора уксусной кислоты, а в другую - столько же 2н раствора соляной кислоты. Выбрать приблизительно одинаковые по величине кусочки мрамора и бросить по одному в каждую пробирку.

В какой пробирке процесс идет более энергично? Написать молекулярные и ионные уравнения реакций. От концентрации каких ионов зависит скорость выделения газа? В растворе какой кислоты концентрация этих ионов больше?

Сделать вывод об относительной силе исследованных кислот.

Вопросы и задачи

1. Что называется электролитической диссоциацией?
2. Что такое сильные в слабые электролиты? Приведите примеры тех и других.
3. Напишите уравнения диссоциации на ионы перечисленных ниже веществ:
 H_2SO_3 , HClO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2HPO_4 .
4. Написать уравнения ступенчатой диссоциации для следующих соединений:
 H_2S , H_3PO_4 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, KHSO_4 , FeOHCl_2 .
5. Напишите уравнения диссоциации на ионы:
 K_2SO_4 , $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$, HPO_3 , MgBr_2 .
6. Написать выражения констант диссоциации угольной кислоты (K_1 и K_2). Какая из этих величин меньше? Почему?

7. рН Раствора равен 8. Вычислите концентрацию ионов гидроксида (г-ион).
8. Ионное произведение воды $K=14$. Определите константу диссоциации воды ($H_2O = H^+ + OH^-$).
9. Какова зависимость между степенью диссоциации и концентрацией?
10. Указать какие из перечисленных ниже веществ относятся к электролитам и написать уравнения их электролитической диссоциации:
 HNO_3 , $NaOH$, C_2H_5OH , $FeCl_3$, $Al_2(SO_4)_3$, CH_3COOH , CH_3COONH_4 .
11. Как изменяется степень диссоциации уксусной кислоты при разбавлении раствора в 4 раза?

Лабораторная работа №5

Ионное равновесие. Ионные реакции

Опыт 1. Смещение ионного равновесия.

а) Налейте в две пробирки по 5-6 капель 0,1 н. раствора гидроксида аммония и по 1-2 капли раствора фенолфталеина. Затем в одну из пробирок бросьте 1 кристалл хлорида аммония. Пробирку встряхните несколько раз. Наблюдайте ослабление интенсивности окраски раствора.

Гидроокись аммония - слабый электролит. В его растворе имеет место равновесие $NH_4OH \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$

Ионы OH^- и обуславливают окраску фенолфталеина.

Добавление NH_4Cl , который диссоциирует на ионы NH_4^+ и Cl^- значительно увеличивает концентрацию ионов NH_4^+ в растворе. А это нарушает равновесие между молекулами NH_4OH и ионами NH_4^+ и OH^- , смещая его влево, т. е. ионы NH_4^+ отсоединяются и образуют недиссоциированные молекулы NH_4OH . В результате концентрация ионов OH^- в растворе очень сильно понижается и окраска раствора бледнеет.

б) Налейте в две пробирки по 5-6 капель 0,1 н. раствора уксусной кислоты и по 1-2 капли раствора метилового оранжевого. Затем в одну из пробирок введите 2-3 кристаллика ацетата натрия CH_3COONa . Пробирку встряхните несколько раз. Сравните интенсивность окраски в пробирках. Объясните причину изменения окраски раствора.

в) К 2-3 мл насыщенного раствора $CaSO_4$ прилить немного концентрированного раствора хлорида кальция. Что наблюдается? Объясните результат.

Опыт 2. Ионные реакции с образованием слабого электролита.

а) Положите в пробирку несколько кристаллов хлорида аммония и прилейте раствор гидроксида натрия. Определите выделяющийся газ по запаху, слегка нагрев пробирку. Составьте уравнение реакции.

б) Опустите в пробирку несколько кристаллов ацетата натрия и прилейте разбавленную серную кислоту. Напишите уравнение реакции.

Опыт 3. Ионные реакции с образованием осадков.

а) Налейте в три пробирки по 2-3 капли раствора хлорида бария и добавьте в одну из них несколько капель раствора сульфата натрия, в другую - раствора серной кислоты, в третью - раствора сульфата алюминия. Наблюдайте появление одинакового осадка. Составьте уравнения реакций. Что можно сказать о сущности реакций в проделанном опыте?

б) Налейте в одну пробирку 2-3 капли раствора сульфата железа (II), а во вторую - такой же объем раствора сульфата меди (II). Прилейте в обе пробирки по 3-4 капли раствора сульфида аммония. Составьте уравнения реакций. Слейте растворы, а осадки сохраните для следующих опытов.

Опыт 4. Образование осадков и произведение растворимости.

В две пробирки налейте по 3-4 капли 0,005 М раствора нитрата свинца. В одну из них прибавьте такой же объем 0,05 М раствора хлорида калия, а в другую - такой же объем 0,05 М раствора иодида калия. В какой из пробирок выпал осадок? Объясните полученный результат, используя значения произведений растворимости. Составьте уравнения реакций.

Опыт 5. Растворение осадков и произведение растворимости.

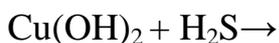
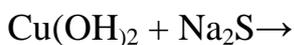
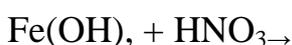
К осадкам FeS и CuS, полученным в опыте 3, прилейте немного 2 н. раствора соляной кислоты. Какой из осадков растворился? Составьте уравнение реакции. Объясните различие в растворимости осадков, используя значения произведений растворимости.

Опыт 6. Амфотерные электролиты.

Налейте в пробирку 2-3 капли раствора сульфата цинка и по каплям прибавляйте к нему раствор гидроксида натрия. Образовавшийся осадок распределите в две пробирки и подействуйте на него в одном случае 2 н. раствором соляной кислоты, а в другом - 10%-ным раствором гидроксида натрия. Составьте уравнения реакций. Почему гидроксид цинка ведет себя в кислом растворе как основание, а в щелочном - как кислота?

Вопросы и задачи

1. Составьте ионно-молекулярные уравнения следующих ре-акций:



2. Что такое произведение растворимости? Чем объяснить, что реакции по первому и двум последним уравнениям п. 1 идут практически только в прямом направлении?

3. Зная, что произведение растворимости CaSO_4 равно $2,3 \cdot 10^{-4}$, вычислить, выпадает ли осадок соли при сливании 100 мл 0,001 М CaCl_2 с 100 мл 0,001 М Na_2SO_4

4. Как влияет на растворимость BaCO_3 добавление в раствор карбоната натрия?

5. Вычислить α 0,01 М уксусной кислоты по ее константе диссоциации; то же для борной и сероводородной кислоты по первой ступени их диссоциации.

Лабораторная работа №6

Ионное произведение воды. Гидролиз солей

Опыт 1. Окраска индикаторов в различных средах.

Налейте в 6 пробирок по 2-3 мл дистиллированной воды и добавьте в две из них раствор нейтрального лакмуса (фиолетового цвета), в две другие - метилового оранжевого, в последние две - фенолфталеина (по одной-две капли). Запишите окраску индикаторов в нейтральной среде.

Добавьте в три пробирки по несколько капель раствора щелочи и отметьте окраску индикаторов, а в другие три - по несколько капель раствора соляной кислоты и отметьте окраску индикаторов в кислой среде. Результаты запишите в виде таблицы:

Название индикатора	Кислая	Нейтральная	Щелочная
Лакмус			
Фенолфталеин			
Метилоранжевый			

Опыт 2. Реакция среды в растворах различных солей.

В шесть пробирок налейте по десять капель дистиллированной воды и две капли нейтрального раствора лакмуса. Одну пробирку оставьте в качестве контрольной, а в остальные добавьте по несколько кристаллов следующих солей: в первую - ацетата натрия, во вторую - хлорида алюминия, в третью - карбоната натрия, в четвертую - карбоната аммония, в пятую - хлорида калия. Растворы перемешайте. По изменению окраски лакмуса сделайте вывод о реакции среды в растворе каждой соли. Полученные результаты сведите в таблицу:

№ п/п	Формула соли	Окраска лакмуса	Реакция среды	pH раствора (pH <7, pH >7, pH = 7,)

Опыт 3. Факторы, влияющие на степень гидролиза солей.

а) Влияние; силы кислоты и основания, образующих соль, на степень ее гидролиза.

В две пробирки до 2/3 их объема налейте дистиллированной воды. В одну пробирку внесите несколько кристаллов сульфита натрия, в другую - столько же кристаллов карбоната натрия. В каждую пробирку добавьте по одной капле фенолфталеина.

Напишите уравнения гидролиза сульфита натрия и карбоната натрия (по первой ступени). В растворе какой соли окраска фенолфталеина более интенсивна? В каком растворе концентрация ионов OH^- более высокая? Степень гидролиза какой соли больше? Почему? Сделайте общий вывод о влиянии силы кислоты и основания, образующих соль, на степень ее гидролиза.

б) Влияние температуры на степень гидролиза солей.

Налейте в пробирку 1-2 мл 1н раствора уксуснокислого натрия. Напишите ионное уравнение гидролиза этой соли. Кислая или щелочная среда должна быть в растворе этой соли? Добавьте к раствору каплю фенолфталеина. Наблюдайте очень слабое порозовение раствора. Половину полученного раствора отлейте в другую пробирку и оставьте для сравнения, а пробирку с оставшимся раствором нагрейте почти до кипения. Как изменяется окраска

раствора при нагревании? Какой вывод об изменении концентрации ионов OH^- в растворе можно сделать на основании изменения окраски фенолфталеина?

Укажите причину увеличения степени гидролиза соли с повышением температуры раствора.

в) Влияние разбавления раствора на степень гидролиза солей.

Налейте в пробирку 1-2 мл раствора азотнокислого висмута

$\text{Bi}(\text{CO}_3)_3$ и постепенно добавляйте по каплям воду до заметного помутнения. Составьте молекулярное и ионное уравнения гидролиза, зная, что в осадок выпала основная соль $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$.

г) Влияние изменения концентрации водородных ионов на гидролиз солей.

В пробирку с осадком $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$, оставшимся от предыдущего опыта, прибавьте несколько капель концентрированной азотной кислоты. Наблюдайте растворение осадка. Дайте объяснение.

Опыт 4. Полный гидролиз.

К 1-2мл раствора соли алюминия прилейте такой же объем раствора карбоната натрия. Наблюдайте выпадение белого аморфного осадка $\text{Al}(\text{OH})_3$ и выделение пузырьков CO_2 . Составьте уравнение реакции, происходящей между водными растворами соли алюминия и карбоната натрия и уравнение реакции гидролиза.

Вопросы и задачи

1. Укажите реакцию среды водных растворов следующих солей:

- | | | |
|-----------------------------|----------------------------------|----------------------------------|
| 1. NaCl | 8. K_2S | 15. $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ |
| 2. NH_4NO_3 | 9. CuSO_4 | 16. Na_2SO_3 |
| 3. ZnCl_2 | 10. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ | 17. KNO_2 |
| 4. AlCl_3 | 11. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ | 18. NaF |
| 5. KCN | 12. K_2CO_3 | 19. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ |
| 6. Li_2SO_4 | 13. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ | 20. BaSO_4 |
| 7. CaCl_2 | 14. Na_2SO_4 | 21. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ |

2. В 1 л раствора содержится 1 г НВг $M_B=81$. Вычислите рН раствора.

3. Напишите в полном виде уравнения первой степени гидролиза карбоната калия, фосфата натрия и сульфата аммония. В каком случае степень гидролиза наибольшая, в каком наименьшая?

4. Какие из указанных ниже солей подвергаются гидролизу:

а) NaClO б) NaCl в) K_3PO_4 г) Al_2S_3 д) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$?

Ответить на вопрос, не составляя уравнения реакции.

5. Какие из перечисленных ниже солей будут подвергаться гидролизу: CrCl_3 ; CaBr_2 ; NaNO_3 ; K_2SO_4 .

Выразите их гидролиз ионными уравнениями и укажите реакцию их растворов.

6. Раствор NaH_2PO_4 имеет слабоокислительную, а раствор Na_3PO_4 сильнощелочную реакцию. Объясните эти факты, и мотивируйте их соответствующими ионными уравнениями реакций.

7. pH Раствора равен 4. Вычислите концентрацию ионов водо-рода в растворе (в г-ион/л).

8. Найдите концентрацию H^+ и OH^- ионов и укажите реакцию среды в растворах при: а) pH=7, б) pH=4 в) pH=9.

9. Что такое ионное произведение воды? Каким образом его вычисляют?

10. Что такое pH среды?

Лабораторная работа №7

Окислительно-восстановительные реакции

Опыт 1. Реакции окисления-восстановления с участием простых веществ.

а) В пробирку наливают 5мл раствора CuSO_4 и вносят в раствор железные скрепки или гвоздь. Через несколько минут отмечают изменение поверхности железа и выделение меди. Какой ион является окислителем? Составить уравнение окисления и восстановления.

б) В пробирку кладут 1-2 кусочка металлического цинка и приливают около 10мл раствора $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$. Наблюдают выделение кристаллов свинца. Составить уравнение окисления и восстановления.

Опыт 2. Значение среды в окислительно -восстановительных процессах.

В три пробирки внести по 3-4 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавить 2-3 капли 2н раствора серной кислоты, во вторую - столько же воды, в третью - такое же кол-во раствора щелочи. Во все три пробирки внести по два микро шпателя кристаллического нитрита калия и перемешать растворы до полного растворения кристаллов. Через 3-4 мин отметить изменение окраски раствора во всех трех случаях.

Для каждой реакции показать схему перехода электронов. Написать уравнения реакций, учитывая, что окраска соединений марганца зависит от его

валентности: ион MnO_4^- имеет фиолетовую окраску, ион MnO_4^{2-} - зеленую, ион MnO_4^- - слабо-розовую, а при малой концентрации практически бесцветен.

Двуокись марганца и его гидроокись являются трудно растворимыми веществами бурого цвета.

На основании проведенных опытов сделайте вывод о характере продуктов восстановления перманганат-иона в зависимости от pH среды. В какой среде перманганат-ион проявляет более высокую окислительную активность?.

Опыт 3. Окисление Fe (II) до Fe (III) в кислой и щелочной среде.

а) К свежеприготовленному раствору $FeSO_4$ приливают раствор $NaOH$. Что наблюдается? Что происходит после взаимодействия полученного осадка с кислородом воздуха? Составьте уравнение реакции и объясните результаты опыта.

б) К свежеприготовленному раствору $FeSO_4$ добавляют 2мл 1М раствора H_2SO_4 и несколько капель бромной воды. В пробирку добавляют 2 капли раствора $K_4[Fe(CN)_6]$ Запишите наблюдения, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции и объясните результаты опыта.

Опыт 4. Окислительно-восстановительные свойства нитрит-иона NO_2^-

а) К подкисленному раствору иодида калия добавляют несколько капель раствора $NaNO_2$ и несколько капель раствора крахмала. Что наблюдается?

б) К подкисленному раствору $KMnO_4$ добавляют до обесцвечивания раствор $NaNO_2$. Запишите наблюдения. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций. Объясните, какова функция $NaNO_2$ в опытах а) и б).

Опыт 5. Реакция диспропорционирования

Кристаллик йода обрабатывают небольшим количеством 2.М раствора $NaOH$ при слабом нагревании. Полученный раствор подкисляют. Запишите наблюдения, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, учитывая, что образуется йодат и йодид натрия.

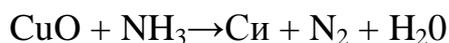
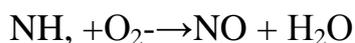
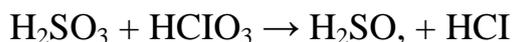
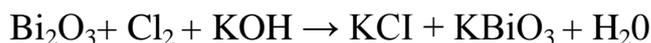
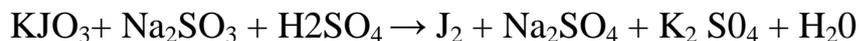
Вопросы и задачи

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
2. Что называется степенью окисления элемента?
3. Что называется окислением (восстановлением)?

4. Пользуясь периодической системой Д. И. Менделеева, укажите, как будут изменяться восстановительные свойства атомов в группе галогенов и в группе щелочноземельных металлов.

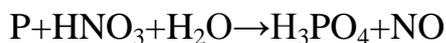
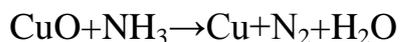
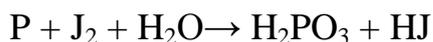
5. Какой ион является более сильным окислителем при прочих равных условиях: Fe^{+3} или Fe^{+2} ?

6. Подобрать коэффициенты в следующих окислительно-восстановительных реакциях:

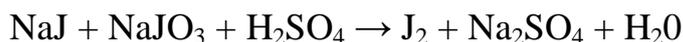


7. Определите степень окисления серы в соединениях: H_2S , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, H_2SO_3 , H_2SO_4 , SO_2 , CS_2 , As_2S_3 .

8. Расставьте коэффициенты в уравнениях:



9. Методом электронного баланса составьте электронные уравнения и подберите коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций:



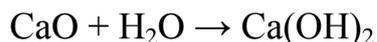
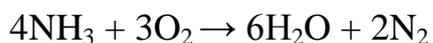
10. Определите степень окисления хрома, в следующих соединениях:



11. Какие из указанных ниже веществ могут проявлять: только окислительные свойства; только восстановительные свойства; как окислительные, так и восстановительные свойства: KMnO_4 , MnO_2 , V_2O_5 , KJ , Na_2SO_3 , HNO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, PbO_2 , NH_3 , HNO_2 ?

12. Окислительные или восстановительные свойства проявляет следующие частицы: Cl_2 , C^{+} , Fe , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Sn , Sn^{2+} ?

13. Какие из перечисленных ниже реакций являются окислительно-восстановительными? Составить ионные и одноэлектронные уравнения:





Лабораторная работа №8 Электролиз

Приборы и реактивы: U - образный прибор для электролиза. Графитовые электроды, лабораторный выпрямитель. Медная проволока. Алюминиевые или медные провода для соединения электродов. Фенолфталеин.

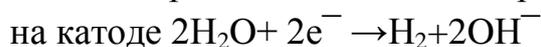
Растворы: хлорида олова (II) (0,5 н); иодида калия (0,1 н); сульфата натрия (0,5 н); насыщенный раствор хлорида калия; нейтрального лакмуса; крахмала; сульфата меди (0,5 н).

Опыт 1. Электролиз раствор хлорида олова (II).

В электролизер налить раствор хлорида олова (II). В оба колена электролизера опустить графитовые электроды и соединить их медными проволоками с выпрямителем. Наблюдать на катоде появление блестящих кристалликов металлического олова. Написать уравнение катодного процесса. Для доказательства образования хлора на аноде вынуть из анодного колена электролизера графитовый электрод и добавьте 3-4 капли растворов иодида калия и крахмального клейстера и наблюдать синее окрашивание. Написать уравнение анодного процесса.

Опыт 2. Электролиз раствора иодида калия.

В прибор налить раствор иодида калия и немного раствора крахмала. Включить ток. Через несколько секунд на аноде появляется синяя окраска, характерная для йода в присутствии крахмала. Обратить внимание на выделение водорода на катоде. Электролиз выражается уравнением:



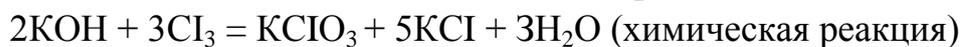
Опыт 3. Электролиз раствора сульфата натрия.

Электролизер на 2/3 наполняют раствором сульфата натрия, подкрашенным раствором лакмуса, электроды подключают к источнику тока. В обоих коленах U - образной трубки начинают подниматься пузырьки газа: водорода - на катоде и кислорода - на аноде. Фиолетовая окраска лакмуса у катода становится красной, а у анода - синей.

Электролизом водного раствора сульфата натрия можно получить газообразные водород и кислород, щелочь натрия и серную кислоту. Напишите уравнения соответствующих реакций.

Опыт 4. Получение хлората калия из хлорида калия в щелочном растворе.

Электролизером служит химический стакан емкостью до 250 мл с двумя угольными электродами, опущенными в раствор насыщенного раствора хлорида калия, в котором растворено 10г КОН. Электроды присоединяют к источнику постоянного тока. При электролизе на катоде выделяется водород и образуется гидроксид калия, а на аноде - хлор. Гидроксид калия и хлор взаимодействуют между собой с образованием хлората калия (бертолетова соль). Через 10-15 минут выпадают белые кристаллы хлората калия:



Напишите уравнения реакций, протекающих на катоде и аноде.

Опыт 5. Электролиз раствора сульфата меди с растворимым и нерастворимым анодами

Налейте в электролизер раствор сульфата меди. Опустите в него графитовые электроды и пропустите через раствор электрический ток. Что наблюдается на катоде? Напишите уравнения катодного и анодного процессов. Какой газ выделяется на аноде?

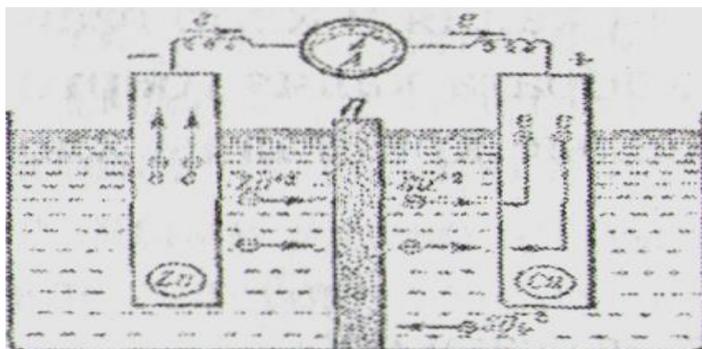
Поменяйте местами электроды в электролизере и снова пропустите электрический ток. Что происходит с медью на аноде и какое вещество выделяется на катоде? Напишите уравнения процессов, протекающих при электролизе раствора CuSO_4 с медным анодом.

Вопросы и задачи

1. Сущность электролиза. Законы Фарадея.
2. В чем значимость постоянной Фарадея (96478 Кл.моль⁻¹).
3. Напишите уравнения реакций, происходящих на катоде и аноде при электролизе расплава и водного раствора КОН.
4. Какая последовательность разрядки ионов наблюдается при электролизе?
5. Электролиз с нерастворимым и растворимым анодами.
6. Явление перенапряжения. Значение перенапряжения при получении химических веществ электролизом.
7. Какие виды поляризации электродов возможны при электролизе и чем они обусловлены?

Лабораторная работа №9

Гальванические элементы



Берут два одинаковых стакана емкостью 250 мл. Один из стаканов почти доверху заполнить 0,5 М раствором сульфата цинка, другой - 0,5 М раствором сульфата меди. Заполнить V - образную стеклянную трубку насыщенным раствором хлорида кадмия до конца и закрыть отверстия ватой. Соединить стаканы этим электролитным мостиком.

Опустить в раствор сульфата цинка узкую цинковую пластинку, а в раствор сульфата меди - медную (рис.2). Включить собранный прибор через гальванометр. Отклонение стрелки гальванометра обусловлено возникновением электрического тока вследствие разных значений стандартных потенциалов цинкового и медного электродов. Чем отличается двойной электрический слой на границе раздела: цинк-сульфат цинка, и медь-сульфат меди? Написать уравнения реакций, протекающих на электродах гальванического элемента, и суммарное уравнение химической реакции, в результате которой возникает ток в данном элементе. В каком направлении перемещаются электроны во внешней цепи? По стандартным электродным потенциалам вычислить э. д. с. по уравнению Нернста. Какие ионы и в каком направлении перемещаются в растворе?

Опыт 2.

Наполнить два стакана по 250мл растворами сульфата цинка разной концентрации: первый 0,5 М $ZnSO_4$, второй - 0,05 М $ZnSO_4$. Соединить стаканы электролитным мостиком. Опустить в каждый стакан цинковые полоски и соединить их проводом с гальванометром. Отклоняется ли стрелка гальванометра? Зная величину стандартного потенциала цинкового электрода по уравнению Нернста, вычислить E каждого электрода и э. д. с. концентрационного элемента. Написать уравнение химических процессов, протекающих на электродах? В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи?

Опыт 3.

Налейте в отдельные пробирки по 2мл раствора солей: цинка, двухвалентных железа, кадмия, свинца, меди и серебра. Опустите в эти пробирки одинаковые пластинки цинка, за исключением пробирки с раствором соли цинка. Что наблюдаете? Напишите соответствующие уравнения реакций. Аналогичным путем выполните опыт, опуская в растворы солей проволочку железа, пластинки свинца и меди во все пробирки, кроме тех в которых содержится соответствующий металлу раствор соли. Из каких растворов железо, свинец и медь вытесняют металлы? Расположите исследованные металлы в ряд по убыванию их восстановительной способности, выпишите их стандартные электродные потенциалы и сравните, соответствует ли экспериментальный ряд металлов их положению в ряду напряжений?

Вопросы и задачи

1. Какое устройство называется гальваническим элементом?
2. Как возникает двойной электрический слой и скачок потенциала на границе металл-раствор его соли?
3. Какой потенциал называется равновесным, стандартным?
4. Устройство и принцип работы водородного электрода.
5. Как можно измерить потенциал электрода?
6. Напишите и объясните уравнение Нернста для электродвижущей силы гальванического элемента.
7. Какой гальванический элемент называется концентрационным?
8. Какие химические процессы протекают на электродах при зарядке и разрядке свинцового аккумулятора?
9. Объясните принцип работы топливного элемента.
10. Какое значение имеет ряд активности металлов? Что показывают численные значения стандартных потенциалов этого ряда?

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Ахметов Н.С., «Общая и неорганическая химия», В.Ш., М., 2003г.
2. Некрасов В.В., «Основы общей химии», М., 1973г.
3. Павлов Н.Н., «Неорганическая химия», М., 1986г.
4. Глинка Н.Л., «Общая химия», М., 2004г.
5. Гольбрайх З.Е., «Сборник задач и упражнений по химии», В.Ш., М., 1984г.