

Министерство образования и науки Украины

харьковский национальный автомобильно-дорожный университет

ЛАБОРАТОРНЫЙ ЖУРНАЛ

по общей химии

Харьков 2003



Лабораторный журнал по общей химии (для студентов специальности 7.070801).



/Сост.: Внукова Н.В., Маракина Л.Д., Гнилицкая А.И./ - Харьков : ХНАДУ, 2003. - с

Содержатся все необходимые материалы для выполнения и оформления лабораторных работ по курсу общей химии. Указаны название, цель работы, необходимая литература для подготовки к занятию, краткое содержание и методические указания к выполняемой работе, последовательность выполнения расчетов, требования к выполнению и оформлению результатов по каждой лабораторной работе. Приводятся правила техники безопасности при работе в химической лаборатории и обязанности студентов, выполняющих практикум по общей химии, список рекомендуемой литературы.

Составители:

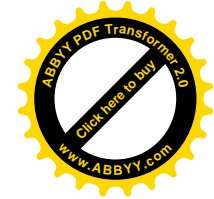
Н.В.Внукова, доц.

Л.Д.Маракина, ст преп.

А.И.Гнилицкая, ст. преп.

Отв. за выпуск

Н.В.Внукова, доц.



СОДЕРЖАНИЕ

	стр.
Лабораторная работа № 1. “Окислительно-восстановительные реакции”	6
Лабораторная работа № 2. “ Определение эквивалента металла по водороду”	14
Лабораторная работа № 3. “Концентрация растворов”	24
Лабораторная работа № 4 “Комплексные соединения”	31
Лабораторная работа № 5. “Гидролиз солей”	40
Лабораторная работа № 6. ”Химические свойства металлов”	46
Лабораторная работа № 7. ”Электрохимические свойства металлов”	49
Лабораторная работа № 8. ”Коррозия и защита металлов”	52
Лабораторная работа № 9. “Электролиз солей ”	59
Лабораторная работа № 10 “Химическая кинетика и химическое равновесие”	63
Лабораторная работа № 11 ”Определение теплового эффекта реакции нейтрализации”	71
Лабораторная работа №12 “ Получение и свойства коллоидных растворов “	77



ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ

В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

Работая в химической лаборатории, необходимо постоянно помнить о технике безопасности.

Учтите некоторые общие указания:

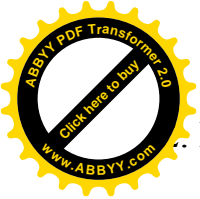
1. Вход в лабораторию в верхней одежде строго запрещен.
2. Студент обязан аккуратно пользоваться приборами и реактивами.
3. В процессе работы необходимо содержать рабочее место в чистоте и порядке. Запрещается класть на стол свертки, портфели, сумки. Их необходимо оставлять в отведенном для этого месте.
4. Слянки с реактивами должны закрываться пробками и ставиться на соответствующее место на полке. Реактивы, выставленные для общего пользования, не должны уноситься на рабочие места.
5. Опыты с ядовитыми и неприятно пахнущими веществами проводить в вытяжном шкафу. Нюхать газы можно, направляя поток воздуха к себе движением руки.
6. При работе постоянно следить, чтобы реактивы, особенно кислоты и щелочи, не попадали на лицо, руки, платье. Для этого, наливая раствор, пробирку и склянку необходимо держать на некотором расстоянии от себя.
7. Избыток реактива выливайте в склянку для слива.
8. Аккуратно вносите в пробирки концентрированные кислоты и щелочи, остерегайтесь пролить их на руки, на платье, на стол. Если кислота или щелочь попали на кожу или на платье, быстро большим количеством воды смойте их и обратитесь за дальнейшей помощью к преподавателю. О пролитых в большом количестве концентрированных кислотах и щелочах также сообщите преподавателю или лаборанту.



9. Не работайте с легко воспламеняющимися веществами вблизи зажженных горелок.
10. С ядовитыми и сильно пахнущими веществами работайте в вытяжном шкафу, проверив, работает ли тяга.
11. Продумайте хорошенько технику эксперимента, чтобы не могла произойти авария; не нагревайте в закрытых сосудах газообразные вещества, при нагревании жидкостей в пробирках держите их отверстием в сторону от себя и от товарищей, горячие предметы берите специальными щипцами и т. д.
12. Не сливайте растворы, содержащие ядовитые соединения, в раковину и не проливайте их. Остатки ядовитых реактивов сливайте в специальные сосуды по указанию лаборанта.
13. Не кушайте в лаборатории. После работы в лаборатории обязательно вымойте руки.
Кроме перечисленных выше общих указаний, ознакомьтесь на первом лабораторном занятии со специальной инструкцией по технике безопасности, находящейся в лаборатории.
14. Реактивы и приборы общего пользования не уносите на свои столы — они должны находиться всегда на отведенном для них месте.
15. Все наблюдения записывайте в лабораторный журнал непосредственно после каждого опыта. Не делайте записи в черновиках и на отдельных листочках.
16. По окончании работы вымойте и сдайте лаборанту приборы и посуду, приведите в порядок рабочее место, проверьте газовый кран, дайте преподавателю на подпись свой журнал.

ОБЯЗАННОСТИ СТУДЕНТА, ВЫПОЛНЯЮЩЕГО ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

1. Студент обязан приходить в лабораторию подготовленным. Он должен изучить теоретический материал по теме, а также ознакомиться с методикой выполнения и оформления работы, чтобы осознанно выполнять лабораторную работу, решать задачи или упражнения.

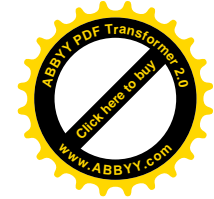
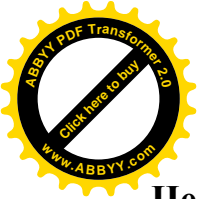


Перед началом лабораторной работы студент выполняет задание для текущего контроля,

3. Лабораторный журнал заполняется непосредственно на занятии.
4. После проделанных опытов и оформления лабораторного журнала студент сдает зачет преподавателю на занятии.
5. Студенты, пропустившие занятия, должны отработать их по графику консультаций и подписать полученные результаты у преподавателя или с его разрешения у дежурного лаборанта.
6. Студенты, пропустившие 3 занятия, не допускаются в лабораторию без разрешения декана.
7. К выполнению лабораторных работ допускаются студенты, которые под роспись ознакомились с правилами по технике безопасности.

УЧЕБНЫЕ ПОСОБИЯ, РЕКОМЕНДОВАННЫЕ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ЗАНЯТИЯМ

1. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов. - Л.:Химия, 1996- 704 с.
2. Фролов В. В. Химия: Учеб. пособие для машиностроит. спец. вузов. - М.: Высш. шк. Л 986.- 543 с.
3. Курс общей химии Под ре. проф. Н. В. Коровина, - М, : Высш. шк., 1986. -431с
4. Левант Г.Е., Райцын Г.А.. Практикум по общей химии. М.Высш шк., 1971.
5. О.І. Позднякова, Е.В.Омельяненко, Л.Д. Маракина, А.І. Гнилицька . Конспект лекцій " Електрохімічні процеси у виробництві та експлуатації автомобілів". ХНАДУ,2001.
6. Коллоидная Химин.



Лабораторная работа №1 “Окислительно-восстановительные реакции ”

Цель работы: изучение реакций, которые протекают с изменением степени окисления атомов.

Для выполнения работы студент должен: уметь определять степени окисления любого элемента в соединении, правильно записывать реакции окисления и восстановления, найти окислитель и восстановитель в данной реакции, оценить возможность протекания и скорость окислительно - восстановительных реакции (ОВР).

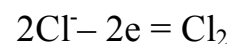
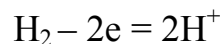
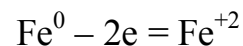
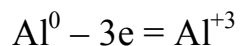
Литература: [1. с.255 – 262; 2. розд.10. с. 182 – 187; 3. с. 139 -144; 4. с.144-153].

Реакции, которые протекают с изменением степени окисления атомов, которые входят в состав реагирующих веществ, называются **окислительно-восстановительными**.

Степень окисления – это условный заряд атома в соединении. Сумма степеней окисления атомов в соединении всегда равна нулю. Степень окисления простого вещества равна 0.

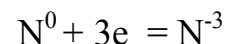
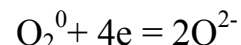
Основные положения теории окислительно-восстановительных реакций.

1. **Окислением** называется процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. Например:



(при окислении положительная степень окисления повышается).

2. **Восстановлением** называется процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. Например:





Атомы, молекулы или ионы, которые отдают электроны, называются **восстановителями**. Во время реакции они окисляются. Атомы, молекулы или ионы, которые присоединяют электроны, называются **окислителями**. Во время реакции они восстанавливаются.

4. Окисление всегда сопровождается восстановлением, и наоборот, восстановление всегда связано с окислением.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

Применяют два метода составления уравнений окислительно-восстановительных реакций – метод электронного баланса и метод полуреакций.

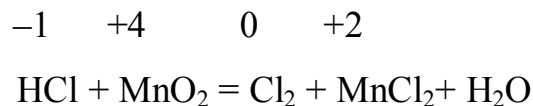
Метод электронного баланса

Сравнивают степени окисления атомов в исходных и конечных веществах, руководствуясь правилом: *число электронов, отданных восстановителем, должно равняться числу электронов, присоединенных окислителем.*

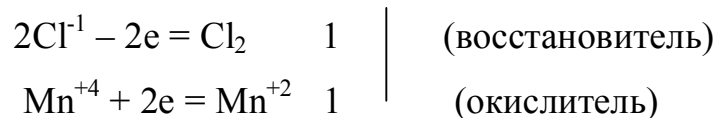
Пример 1. Составим уравнения реакции взаимодействия оксида марганца(IV) с концентрированной соляной кислотой. Запишем формулы исходных и конечных веществ реакции:

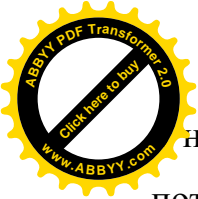


Покажем изменение степеней окисления атомов до и после реакции



Эта реакция окислительно-восстановительная, так как изменяются степени окисления атомов хлора и марганца. HCl – восстановитель, MnO₂ – окислитель. Составляем электронные уравнения:

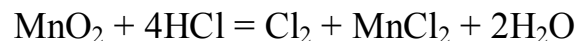




находим коэффициенты при восстановителе и окислителе. Они соответственно 2 и 1. Коэффициент 2 (а не 1) ставится потому, что 2 атома хлора со степенью окисления -1 отдают 2 электрона. Этот коэффициент уже стоит в электронном уравнении.

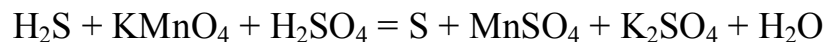


Находим коэффициенты для других реагирующих веществ. Из электронных уравнений видно, что на 2 моль HCl приходится 1 моль MnO_2 . Однако, учитывая, что для связывания образующегося двухзарядного иона марганца нужно еще 2 моля кислоты, перед восстановителем следует поставить коэффициент 4. Тогда воды получится 2. Окончательное уравнение имеет вид



Проверку правильности написания уравнения можно ограничить подсчетом числа атомов одного какого-либо элемента, например, хлора: в левой части 4 и в правой $2 + 2 = 4$.

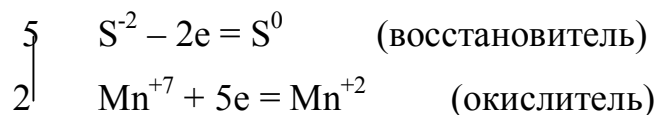
Пример 2. Составление уравнения реакции взаимодействия сероводорода с подкисленным раствором перманганата калия. Напишем схему реакции – формулы исходных и полученных веществ:



Затем покажем изменение степеней окисления атомов до и после реакции:

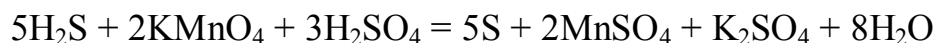


У атомов серы и марганца изменяются степени окисления (H_2S – восстановитель, KMnO_4 – окислитель). Составляем электронные уравнения, т.е. изображаем процессы отдачи и присоединения электронов:



Находим коэффициенты при окислителе (KMnO_4) и восстановителе (H_2S), а затем при других реагирующих веществах. Из электронных уравнений видно, что надо взять 5 моль H_2S и 2 моль KMnO_4 , тогда получим 5 моль атомов S и 2 моль MnSO_4 . Кроме того, из сравнения атомов в левой и правой частях уравнения, найдем, что образуется также 1 моль K_2SO_4 и 8 моль воды.

Окончательное уравнение реакции будет иметь вид

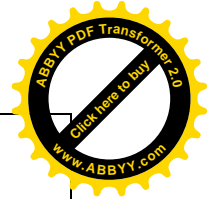
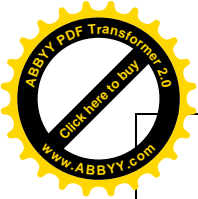


Правильность написания уравнения подтверждается подсчетом атомов одного элемента, например кислорода: в левой части их $2 \cdot 4 + 3 \cdot 4 = 20$ и в правой $2 \cdot 4 + 4 + 8 = 20$.

Известно, что правильно написанное уравнение реакции является выражением закона сохранения массы веществ. Поэтому число одних и тех же атомов в исходных веществах и продуктах реакции должно быть одинаковым.

Экспериментальная часть

№п/п	Задание	Наблюдения, уравнения реакций и выводы
1.	<p><u>Окисление иона йода.</u></p> <p>В пробирку налить 3-4 мл раствора KI, прибавить 3-4 капли толуола и несколько капель раствора FeCl_3.</p> <p>Энергично взболтать содержимое пробирки и</p>	$\text{KI} + \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{FeCl}_2 + \text{I}_2$



отметить, что происходит. Объясните наблюдаемые изменения.

Запишите уравнения реакции. Расставить коэффициенты методом электронного баланса.

Укажите окислитель и восстановитель.

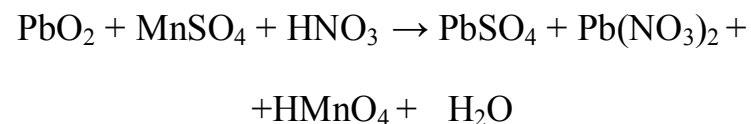
2.

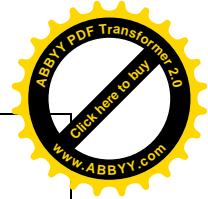
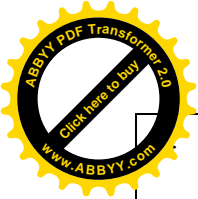
Окисление нона марганца Mn^{+2}

В пробирку поместить 0,5 г PbO_2 , прилить 2-3 мл концентрированной азотной кислоты, 1—2 кап. раствора $MnSO_4$ и осторожно нагреть раствор до кипения. Разбавить равным объемом воды и дать отстоять непрореагиро-

вавшей двуокиси свинца. Указать, какой цвет имеет раствор над осадком. Запишите уравнения реакции. Расставить коэффициенты методом электронного баланса.

Укажите окислитель и восстановитель.



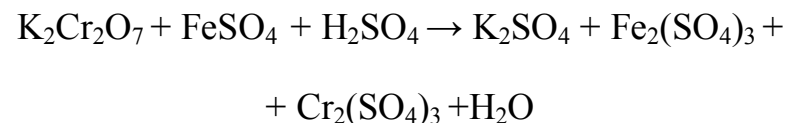


Восстановление иона хрома Cr⁺⁶

В пробирку налить 2—3 мл бихромата калия K₂Cr₂O₇, подкислить несколькими каплями серной кислоты и добавить 2—3 мл раствора FeSO₄.
Объяснить наблюдаемые изменения.

. Запишите уравнения реакции. Расставить коэффициенты методом электронного баланса.

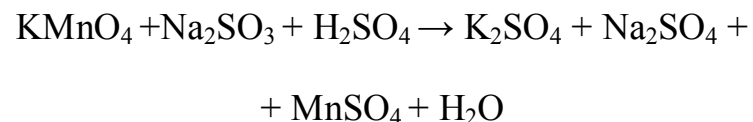
Укажите окислитель и восстановитель



4.

Восстановление иона марганца Mn⁺⁷

В пробирку налить 2-3 мл перманганата калия KMnO₄, подкислить несколькими каплями серной кислоты и прилить 3-4 мл раствора Na₂SO₃.
Объяснить наблюдаемые изменения. Написать уравнение реакция и подобрать коэффициенты.

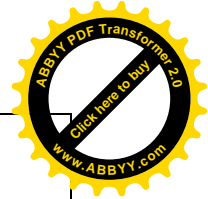
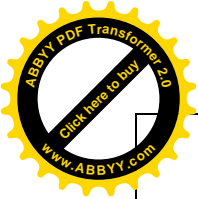


5.

Сравнительная сила окислителей.

а) в пробирку налить 3 мл раствора KJ, добавить 3мл раствора азотистокислого натрия NaNO₂ и несколько капель 25% раствора серной кислоты.



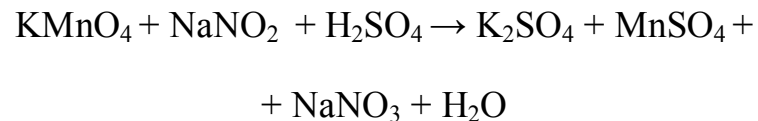


Содержимое пробирки прокипятить.

Отметить цвет выделяющихся паров. Написать уравнение реакции и подобрать коэффициенты.

б) в пробирку налить 3 мл раствора KMnO_4 , подкислить 1-2 мл 25% раствора серной кислоты и к полученной смеси по каплям прилить раствор азотистокислого натрия до обесцвечивания раствора. Объяснить причину обесцвечивания. Написать уравнение реакции и подобрать коэффициенты.

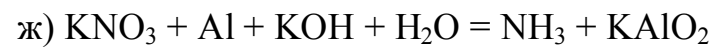
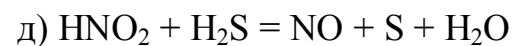
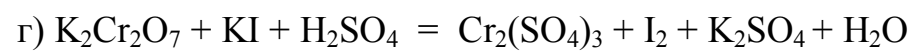
Указать, какую роль играет NaNO_2 в первой и во второй реакции.



Выводы:

Вопросы и задачи

1. Какие реакции являются окислительно-восстановительными?
2. Составьте ионные и молекулярные уравнения реакций, протекающих по схемам:
 - а) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
 - в) $\text{FeCl}_2 + \text{HClO}_3 + \text{HCl} = \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$

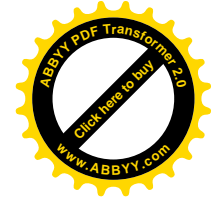


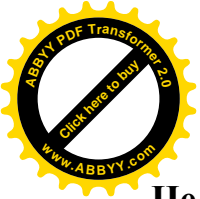
Определите, что является окислителем и восстановителем в реакциях.

Работу выполнил « _____ » _____ 200 г.

Работу принял « _____ » _____ 200 г

Подпись преподавателя _____





Лабораторная работа № 2 “ Определение эквивалента металла по водороду “

Цель работы: усвоение сущности закона эквивалентов и экспериментальное определение эквивалентной и атомной массы металла методом вытеснения водорода из кислоты.

Для выполнения работы студент должен знать закон эквивалентов, универсальный газовый закон, уметь рассчитать эквивалентные массы и эквивалентные объемы веществ по химическим формулам и уравнениям реакций. Уметь пользоваться установкой для измерения объема выделившегося газа.

Литература: [1. гл. 1. с.29-31; 2. розд.1. с. 20 -21; 3. с.44 – 50; 4. с.44-51].

Эквивалентом элемента называется весовое количество его, соединяющееся с одной весовой частью водорода или восемью весовыми частями кислорода или замещающее их в соединениях.

Количество вещества в граммах, численно равное его эквиваленту, называется грамм- эквивалентом.

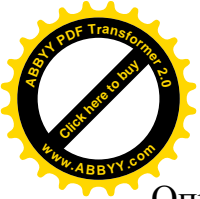
Различные элементы реагируют друг с другом в эквивалентных количествах. Зная валентность и атомный вес элемента, можно определить его эквивалент, т.к. между этими величинами имеется зависимость:

$$\text{Эквивалент} = \frac{\text{атомный вес}}{\text{валентность}}$$

Эквивалент любого простого вещества (например, металла) может быть найден химическим путем различными методами.

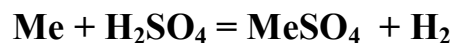
Если элемент образует соединение с водородом или кислородом, эквивалент его может быть определен непосредственно из этого соединения.

Если элемент вытесняет водород из его соединения, то эквивалент такого элемента можно определить по количеству выделяемого водорода.



Эквивалент можно также определить из соединения с другими элементами, эквивалент которых известен.

Определение эквивалента металла методом вытеснения заключается в том, что на точную навеску какого-либо металла действуют кислотой



Замеряют объем выделяющегося при реакции водорода. Так как эквивалент металла есть весовое количество его, которое вытесняет одну весовую часть водорода, то эквивалент находится по формуле:

$$\mathcal{E}_{\text{Me}} = \frac{\text{атомный вес}}{\text{валентность}} \quad \text{или} \quad \mathcal{E}_{\text{Me}} = \frac{\text{вес Me}}{\text{вес H}_2}$$

Но в опыте замеряется объем водорода, поэтому удобнее, воспользовавшись грамм-молекулярным объемом, определить эквивалент из объемных соотношении по формуле:

$$\mathcal{E}_{\text{Me}} = \frac{\text{навеска Me} \times 11200}{V_0},$$

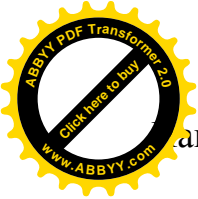
где V_0 – объем выделившегося водорода, приведенный к нормальным условиям; 11200 – объем грамм-эквивалента водорода, мл.

Эквивалентом сложного вещества называется такое весовое количество его, которое взаимодействует без остатка с одним эквивалентом водорода (1,008 в.ч.) или кислорода (8 в.ч) или вообще с одним эквивалентом любого другого вещества.

Эквивалент сложных веществ: оксида, кислоты, основания, соли определяется следующим образом.

Эквивалент оксида – есть сумма эквивалента металла + эквивалент кислорода ($\mathcal{E}_{\text{оксида}} = \mathcal{E}_{\text{Me}} + \mathcal{E}_{\text{O}}$).

Эквивалент кислоты равен ее молекулярному весу, деленному на основность кислоты.



Например: $M_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 98\text{г/моль}; \text{H}_3\text{PO}_4$

$$\mathcal{E}_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{98}{3} = 32,7$$

Эквивалент основания равен его молекулярному весу, деленному на валентность металла или число гидроксильных групп.

Например: $M_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 74\text{г/моль}$.

$$\mathcal{E}_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = \frac{74}{2} = 37$$

Эквивалент соли равен ее молекулярному весу, деленному на произведение числа атомов металла в молекуле соли и валентности этого металла. Например: $M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 342\text{г/моль}$.

$$\mathcal{E}_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{342}{2 \times 3} = 57$$

Эквивалент сложного вещества можно определить из весовых соотношений, в каких взаимодействует одно вещество с другим, эквивалент которого известен (закон эквивалентов): *массы веществ, реагирующих между собой без остатка, прямо пропорциональны их химическим эквивалентам*. Математически этот закон выражается следующей зависимостью

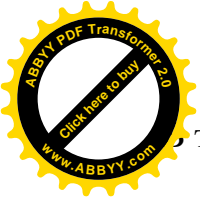
$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\mathcal{E}_1}{\mathcal{E}_2},$$

где m_1 – масса первого вещества;

m_2 – масса второго вещества;

\mathcal{E}_1 - эквивалент первого вещества;

\mathcal{E}_2 – эквивалент второго вещества.



в тех случаях, когда в реакции участвуют газы, закон эквивалентов может быть выражен так:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{V^1_{г-экв}}{V^2_{г-экв}},$$

где V_1 – объем первого вещества;

V_2 – объем второго вещества;

$V^1_{г-экв}$ – объем г- эквивалента первого вещества;

$V^2_{г-экв}$ – объем г-эквивалента второго вещества.

Для этого случая закон эквивалентов можно сформулировать следующим образом: *объемы газов, реагирующих между собой без остатков, прямо пропорциональны объемам их грамм- эквивалентов.*

Объем грамм- эквивалента водорода при нормальных условиях равен

$$V^H_{г-экв} = \frac{22,4л}{2} = 11,2 л = 11200мл$$

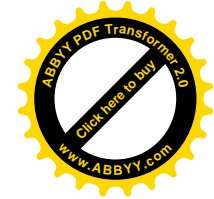
Объем грамм-эквивалента кислорода при нормальных условиях равен:

$$V^O_{г-экв} = \frac{22,4л}{4} = 5,6 л = 5600мл$$

В химической практике встречаются случаи, когда одно из реагирующих веществ находится в твердом состоянии, а второе в газообразном. Для этих случаев закон эквивалентов можно выразить формулой

$$\frac{m}{\mathcal{E}} = \frac{V}{V_{г-экв}},$$

где m – масса твердого вещества



\mathcal{E} – эквивалент твердого вещества;

V – объем газа;

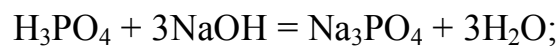
V_3 – объем грамм-эквивалента газа.

Для реакций обмена эквиваленты соединений можно вычислить следующим образом. Эквивалент кислоты находят делением молекулярного веса на число атомов водорода, участвующих в реакции.

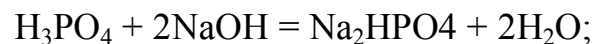
$$\mathcal{E}_k = \frac{M}{N_H};$$

где M – молекулярный вес кислоты, г/моль;

N_H – количество молей водорода, участвующих в реакции.



$$\mathcal{E}_{H_3PO_4} = \frac{M}{3};$$



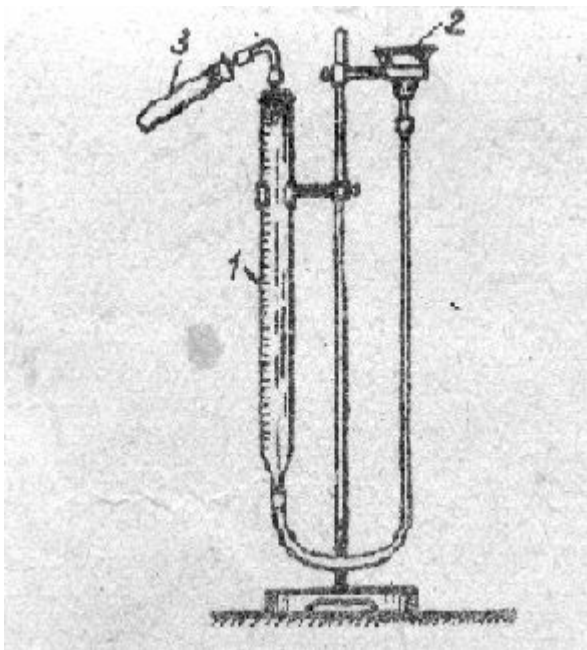
$$\mathcal{E}_{H_3PO_4} = \frac{M}{2};$$

Экспериментальная часть

№ п/п	Задание	Данные опыта, расчет, выводы
	Этим методом можно определить эквиваленты активных металлов	

(магния, алюминия, хрома, марганца и др.) способных вытеснить водород из разбавленных кислот.

Прибор для опыта состоит из бюретки (1), соединенной посредством резиновой трубки с воронкой (2) и пробиркой (3) / см. рис.



Перед началом работы необходимо проверить прибор на герметичность, для чего воронку поднять на некоторую высоту, чтобы уровень воды в бюретке оказался на нулевом делении и

1. Объем выделившегося водорода: $V_{H_2} = V_2 - V_1$.

2. Температура:

$$T = 273 + t.$$

3. Давление водорода:

$$P_{H_2} = P_{атм} - P_{паров}$$

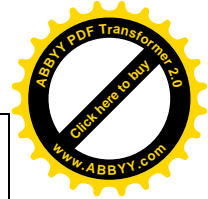
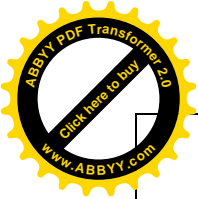
4. Привести найденный объем водорода к нормальным условиям.

$$V_0 = \frac{V * P_{H_2}}{760 * (273 + t)}, \text{ мл}$$

5.. Зная вес прореагировавшего металла g и объем выделившегося водорода при нормальных условиях, вычислить эквивалент металла, пользуясь грамм-молекулярным объемом

$$Э_{Me} = \frac{g * 11200}{V_0}$$

6. По эквиваленту определить, какой металл



следить за уровнем воды в бюретке при поднятии и опускании воронки. Если прибор герметичен, то в первый момент при поднятии или опускании воронки уровень воды в бюретке немного изменится, а в дальнейшем останется постоянным. Если уровень воды будет непрерывно изменяться, то прибор не герметичен, надо более плотно подогнать пробки.

Порядок выполнения

1. Отмерить мерным цилиндром 5мл серной кислоты и осторожно вылить в пробирку прибора так, чтобы стенки пробирки не были смочены кислотой.
2. Взвесить на торсионных весах 30-40мг металла и поместить его на сухую стенку пробирки, держа пробирку в наклонном положении, затем пробирку закрыть пробкой, не изменяя ее положения.
3. Проверить прибор на герметичность, установить уровень воды в бюретке и воронке на одинаковой высоте и записать положение мениска в бюретке, соединенной с пробиркой.
4. Стряхнуть металл в кислоту, переводя пробирку в

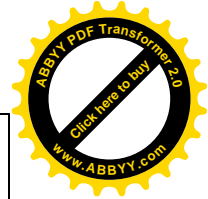
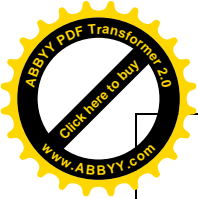
был взят для опыта, учитывая, что металл двухвалентный.

.7. Сравнить полученный эквивалент металла с теоретическим и вычислить процент ошибки.

$$\Pi = \frac{+ \text{Этеор.} - \text{Эпракт}}{\text{Этеор.}} * 100\%$$

Вычисления по данным эксперимента:

Выводы:



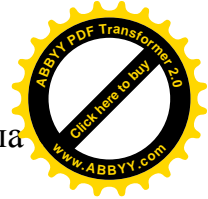
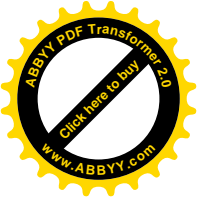
вертикальное положение, наблюдать выделение водорода и вытеснение воды из бюретки.

5. По окончании реакции дать пробирке остыть до комнатной температуры, после чего снова привести уровень воды в бюретке и воронке к одной высоте и отметить положение мениска в бюретке. По разности уровней воды до опыта и после найти объем выделившегося водорода (V).

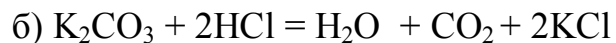
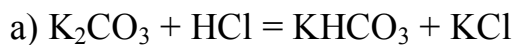
Отметить и записать показатели термометра (t) и барометра (p) во время опыта.

Вопросы и задачи

1. При сгорании 5г алюминия образуется 9,44г оксида алюминия. Определить эквивалент алюминия.
2. При растворении в кислоте 5,06г металла выделилось 2,8л водорода, измеренного при н.у. Определить эквивалент металла.
3. Некоторое количество металла, эквивалент которого 28, вытесняет из кислоты 700мл водорода, измеренного при н.у. Определите вес металла.
4. Вычислить атомную массу двухвалентного металла и определить, какой это металл, если 8,34г металла окисляются 0,680л кислорода (н.у.).



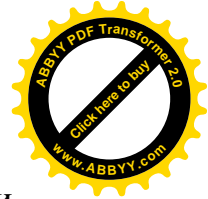
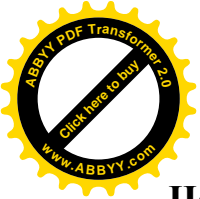
5. Для растворения 16,8г металла потребовалось 14,7г серной кислоты. Определить эквивалентную массу металла
объем выделившегося водорода (н.у.).
6. На восстановление 1,80г оксида металла израсходовано 833 мл водорода, измеренного при н.у. Вычислить
эквивалентные массы оксида и металла.11
7. На нейтрализацию 2,45г кислоты идет 2,00г гидроксида натрия. Определить эквивалентную массу кислоты.
8. Определить эквиваленты карбоната калия при реакциях, протекающих по уравнениям:



Работу выполнил " _____ " _____ 200_р.

Работу принял " ____ " _____ 200_р.

Подпись преподавателя _____



Лабораторная работа № 3 “Растворы”

Цель работы: приобретение навыков приготовления растворов различной концентрации как весовым методом, так и объемным с использованием фиксаналов.

Для выполнения работы студент должен знать состав раствора, способы выражения концентрации растворов, уметь делать перерасчеты из одной концентрации в другую.

Литература: [1. гл. 1. с.29-31; 2. розд.1. с. 20 -21; 3. с.44 – 50; 4. с.93-105]

Концентрация – это отношение количества растворенного вещества к количеству раствора или растворителя.

Концентрацию раствора можно выразить различными способами.

Процентная концентрация *раствора показывает, сколько процентов составляет масса растворенного вещества от массы раствора.* Зависимость между процентной концентрацией раствора (с), массой растворенного вещества (m_1) и массой раствора (m_2) выражается следующей формулой:

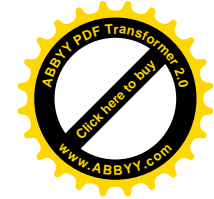
$$c = 100 \frac{m_1}{m_2} \tag{1}$$

Если известна плотность раствора (d), то значительно проще вместо его массы измерить объем (v) в миллилитрах.

Так как масса раствора равна произведению плотности на его объем, т.е. $m_2 = dv$, то выражение для процентной концентрации примет вид

$$c = 100 \frac{m_1}{dv} \tag{2}$$

Пример. Сколько нужно взять гидроокиси калия, чтобы приготовить 500г 8%-ного раствора?



Решение. Нужно узнать значение величины m_1 . Из формулы (1) определяем

$$m_1 = \frac{cm_2}{100} = \frac{8 \cdot 500}{100} = 40 \text{ г.}$$

Пример. Сколько нужно взять гидроокиси натрия и воды для того, чтобы приготовить 0,5л 20%-ного раствора?

Решение. Так как нам известен объем раствора, то необходимо взять значение плотности 20%-ного раствора едкого натрия ($d = 1,225 \text{ г/см}^3$) .. По формуле (2) определяем

$$m_1 = \frac{c \cdot v \cdot d}{100} = \frac{20 \cdot 500 \cdot 1,225}{100} = 122,5 \text{ г}$$

Масса воды

$$m = m_2 - m_1 = v \cdot d - m_1 = 500 \cdot 1,225 - 122,5 = 490 \text{ г.}$$

Принимаем плотность воды равной 1 г/мл. Следовательно, воды нужно взять 490 мл.

Молярная концентрация раствора показывает *количество грамм-молекул вещества, растворенного в одном литре раствора.*

В математической форме ее можно выразить так:

$$c_M = \frac{n}{V}, \tag{3}$$

где c_M – молярная концентрация раствора, моль/л; n – количество грамм-молекул растворенного вещества; V – объем раствора, л.

Так как количество грамм-молекул $n = \frac{m_1}{M}$, где M – грамм-молекулярный вес, то



$$c_M = \frac{m_1}{Mv} \quad (4)$$

В том случае, когда объем раствора, измеряется в миллилитрах, выражение для молярной концентрации примет вид

$$c_M = \frac{m_1 \cdot 1000}{Mv} \quad (5)$$

Пример. Сколько граммов кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ нужно взять, чтобы приготовить 2л 0,2 М раствора?

Решение. Молекулярный вес $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ равен 286. Следовательно, масса грамм-молекулы 286г. Подставив в формулу (4) значения всех величин, получим

$$m_1 = c_M Mv = 0,2 \cdot 286 \cdot 2 = 114,4 \text{ г.}$$

Пример. Сколько миллилитров 30%-ной соляной кислоты нужно взять для приготовления 500мл 0,1 М раствора?

Решение. Поскольку объем раствора задан в миллилитрах, то применяем формулу (5)

$$c_M = \frac{m_1 \cdot 1000}{Mv}$$

Отсюда

$$m_1 = \frac{c_M Mv}{1000}$$

Но это количество HCl должно находиться в v^1 мл 30%-ного раствора. Найдем его значения из формулы.

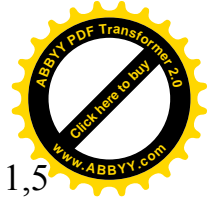
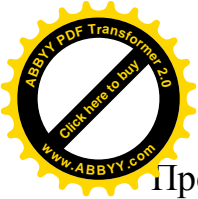
$$v' = 100 \frac{m_1}{cd}$$

Подставим в это выражение значение m_1 , получим

$$v' = \frac{100 c_M Mv}{1000 cd} = \frac{c_M Mv}{10 cd}$$

Плотность 30%-ного раствора HCl $d = 1,152 \text{ г/мл}$, $M_{\text{HCl}} = 36,48$. Остальные величины заданы. Подставляя значения величин в формулу, получим

$$v' = \frac{0,1 \cdot 36,46 \cdot 500}{10 \cdot 30 \cdot 1,152} = 5,25 \text{ мл}$$



Другой метод решения задач

Прежде научимся рассматривать следующие понятия: М раствор NaOH. Это значит в 1 л такого раствора содержится 1,5 моля NaOH, т.е. 60г,

$$\begin{array}{r} 1 \text{ моль NaOH} - 40 \text{ г} \\ 1,5 \text{ моля} - x \text{ г} \\ x = 60 \text{ г} \end{array}$$

Если 0,2 М раствор H₂SO₄. Это значит

$$\begin{array}{r} 1 \text{ моль H}_2\text{SO}_4 - 98 \text{ г} \\ 0,2 \text{ моля} - x \text{ г} \\ x = 19,6 \text{ г} \end{array}$$

В 500 мл раствора:

$$\begin{array}{r} 19,6 \text{ г} - 1 \text{ л раствора} \\ x \text{ г H}_2\text{SO}_4 - \text{ в } 0,5 \text{ л раствора} \\ x = 9,5 \text{ г} \end{array}$$

Пример. Определить молярную концентрацию раствора NaOH (20%) плотность которого равна 1,22 г/мл.

Решение.

1. Определим объем раствора: $V = \frac{m}{d}$; $x = \frac{100}{1,22} = 82_{мл}$. Определим содержание NaOH в 1 л такого раствора:

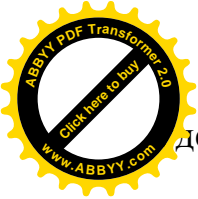
$$\begin{array}{r} \text{в } 82 \text{ мл раствора} - 20 \text{ г} \\ \text{в } 1000 \text{ мл} - x \\ x = 244 \text{ г} \end{array}$$

2. Определим молярную концентрацию, учитывая, что

$$\begin{array}{r} 1 \text{ моль NaOH} - 40 \text{ г} \\ x - 244 \text{ г} \\ x = 6,1 \text{ моль/л т.е. } 6,1 \text{ М} \end{array}$$

Моляльная концентрация раствора показывает количество грамм-молекул вещества, растворенного в 1000г растворителя. В математической форме она выражается так:

$$c_m = \frac{m_1 \cdot 1000}{Mm_3}, \quad (6)$$



где c_m – моляльная концентрация раствора; m_1 – масса растворенного вещества; M – масса грамм-молекулы растворенного вещества; m_3 – масса растворителя.

Пример. В 200г воды растворили 6,37 г $MgCl_2$. Определить моляльную концентрацию раствора.

Решение. Молекулярный вес $MgCl_2$ равен 95,24 г/моль. Подставив значения всех величин в формулу (6), получим

$$c_m = \frac{6,37 \cdot 1000}{200 \cdot 95,24} = 0,33.$$

Чтобы определить моляльную концентрацию, необходимо рассчитать число молей растворенного вещества на 1000 г растворителя.

Пример. В 1120 г раствора содержится 196г H_2SO_4 . Определить моляльность такого раствора.

Решение.

1. в 1120 г раствора: 196 г H_2SO_4 и 924 г H_2O
на 924 г H_2O приходится 196 г H_2SO_4
на 1000 г H_2O – x
x = 212 г H_2SO_4

2. Определим число молей H_2SO_4 в 212 г H_2SO_4

$$\begin{array}{l} 1 \text{ моль} - 98 \text{ г} \\ x \quad - 212 \text{ г} \\ x = 2,16 \text{ моль} \end{array}$$

Следовательно, моляльность раствора $c_m = 2,16$

Нормальная концентрация раствора показывает количество грамм-эквивалентов растворенного вещества в одном литре раствора.

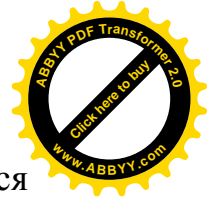
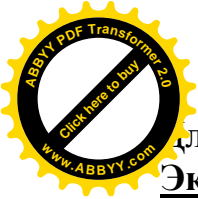
В математической форме она выражается формулой

$$c_n = \frac{m_1}{\Delta v}, \quad (7)$$

где c_n – нормальная концентрация раствора, г-экв/л; m_1 – масса растворенного вещества, г; Δv – масса грамм-эквивалента вещества, г; v – объем раствора, л.

Если объем раствора измеряется в миллилитрах, выражение для нормальная концентрации примет вид:

$$c_n = \frac{m_1 \cdot 1000}{\Delta v},$$



Для расчетов нормальной концентрации необходимо уметь вычислять эквиваленты растворенных веществ:

Эквивалент кислоты – это такое количество ее, которое содержит один эквивалент водорода, способного замещаться металлом, т.е.

$$Э \text{ кислоты} = \frac{\text{молярная масса кислоты}}{\text{основность кислоты}}$$

Эквивалент основания – такое количество его, содержащее эквивалент металла и взаимодействующее с одним эквивалентом кислоты.

$$Э \text{ основания} = \frac{\text{молярная масса основания}}{\text{валентность металла}}$$

Эквивалент соли –

$$Э \text{ соли} = \frac{\text{молярная масса соли}}{\text{число атомов металла} \cdot \text{валентность металла}}$$

Пример. Сколько граммов кристаллической соды нужно взять для того, чтобы приготовить 2 л 0,5 Н раствора?

Решение. Формула кристаллической соды ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$). Ее молекулярный вес равен 286 г/моль.

$$Э_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 106/2 = 53.$$

а) $1 \text{Н} - 53 \text{ г Na}_2\text{CO}_3$

$0,5 \text{ Н} - x$

$$x = 26,5 \text{ г}$$

б) $26,5 \text{ г} - \text{в } 1 \text{ л р-ра}$

$x - \text{в } 2 \text{ л р-ра}$

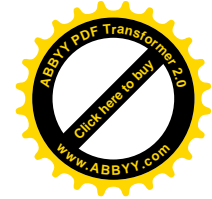
$$x = 53 \text{ г (Na}_2\text{CO}_3)$$

в) $\text{в } 286 \text{ г Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O} - 106 \text{ г Na}_2\text{CO}_3$

$\text{в } x \text{ Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O} - 53 \text{ г Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$

$$x = 143 \text{ г}$$

Следовательно, для приготовления 2 л 0,5Н раствора потребуется 143 г кристаллической соды ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$).



Экспериментальная часть

№	Задание	Расчеты, наблюдения, выводы
---	---------	-----------------------------

п/п

3.

Опыт 1. Приготовление раствора заданной процентной концентрации из навески

Этот способ применяется главным образом для приготовления растворов солей.

Получить у преподавателя задание на приготовление раствора определенного объема и концентрации.

Рассчитать необходимое количество вещества для приготовления раствора заданной концентрации.

Взвесить на химических весах с точностью до 0,01 г часовое стекло. Затем поместите на него сухую соль в количестве, примерно равном расчетному. Взвесьте часовое стекло с солью также с точностью до 0,01г и подсчитайте массу соли.

Рассчитать, исходя из массы соли, необходимое количество воды и отмерьте его мерным цилиндром.

Взять плоскодонную колбу и через воронку осторожно перенесите в нее навеску соли. Часовое стекло над воронкой обмыть небольшим количеством воды, отмеренной для растворения. Остальную отмеренную воду вылить небольшими порциями так, чтобы всю соль с воронки смыть в колбу. Закрыть колбу пробкой, встряхнуть ее несколько раз, чтобы вся соль полностью растворилась.

Измерить плотность полученного раствора ареометром и проверить по таблице в справочнике правильность



приготовления раствора. Колбу с раствором сдать лаборанту.

4.

Опыт 2. Приготовление раствора заданной молярной и нормальной концентраций из навески твердого вещества.

Этот способ применяется для приготовления раствора солей и кристаллических кислот, когда концентрация раствора должна удовлетворять точность 0,01 г-моль/л или г-экв/л.

Получить у преподавателя задание, а у лаборанта мерную колбу нужного объема, бюкс и заданное вещество. Рассчитать количество вещества, необходимое для приготовления раствора. Отвесить его на химических весах. Взвесить пустой бюкс с точностью до 0,01г. Высыпать в бюкс приготовленное вещество и снова взвесить с той же точностью. Значения массы пустого бюкса и бюкса с веществом записать. Вычислите массу вещества с точностью до 0,01г.

В горлышко мерной колбы вставить воронку и осторожно, стараясь не рассыпать, перенести взятую навеску на воронку. Бюкс ополоснуть небольшим количеством воды и слить ее на воронку. Эту операцию повторить несколько раз, пока на стенках бюкса не останется никаких кристалликов. Через воронку в колбу примерно до половины ее объема небольшими порциями налить воду. При этом старайтесь все кристаллы с воронки смыть в колбу. Закрыть колбу пробкой и встряхнуть несколько раз до полного растворения вещества. Затем осторожно долить в колбу воды до



метки (нижний мениск воды должен касаться метки).
Содержимое колбы снова перемешать. Приготовленный
раствор сдать лаборанту.

Задачи для самостоятельной работы

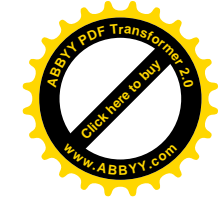
1. Вычислить молярность, нормальность, моляльность и титр 12% р-ра CuSO_4 ($d = 1,12 \text{ г/см}^3$).
2. На титрование 26 мл раствора H_2SO_4 затрачено 22,5 мл 0,2N раствора NaOH . Определить титр, молярную концентрацию H_2SO_4 .
3. Определить массу $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ необходимое для приготовления 1,5 кг 12% раствора (рассчитанного на безводную смесь).
4. Какую массу фосфата калия и воды надо взять для приготовления раствора с массовой долей K_3PO_4 8% массой 250 г.
5. В бензоле объемом 170 мл растворили серу массой 1,8г. Плотность бензола равна 0,06 г/мл. Определите массовую долю серы в растворе.
6. В воде массой 40 г растворили железный купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ массой 3,5 г. Определите массовую долю сульфата железа в полученном растворе.
7. К раствору серной кислоты объемом 400 мл, плотность которого равна 1,1 г/мл, а массовая доля H_2SO_4 15%, добавили воду массой 60 г. Определите массовую долю серной кислоты в полученном растворе.
8. Определите молярную концентрацию раствора, полученного при растворении сульфата натрия массой 42,6 г в воде массой 300 г, если плотность полученного раствора равна 1,12 г/мл.
9. Какая масса хлорида калия потребуется для приготовления раствора этой соли объемом 300 мл и с концентрацией 0,15 M KCl .
10. Какой объем 4% раствора соляной кислоты ($d = 1,018 \text{ г/см}^3$) потребуется для приготовления 1 л 0,5 M раствора.

Работу выполнил _____ «_____» _____ 200 г. Работу принял «_____» _____ 200 г.

Подпись преподавателя _____



Лабораторная работа 4 "Комплексные соединения"



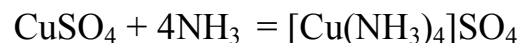
Цель работы: закрепить знания о составе, строения и свойствах комплексных соединений.

Для выполнения работы студент должен знать: координационную теорию Вернера, донорно-акцепторную связь, классификацию и диссоциацию комплексных соединений, их устойчивость.

Литература: [1. гл. ХУ11, с. 556; гл.ХУ111, с.563 – 587; 2. розд.11. с.355 – 368; 3. с. 131 – 135; 4. с.131-135]

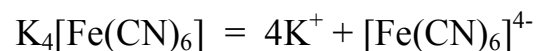
. К комплексным соединениям относятся молекулярные соединения определенного состава, образование которых из более простых молекул не связано с возникновением новых электронных пар, например, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Образуются эти вещества при соединении несколько различных молекул в одну более сложную:



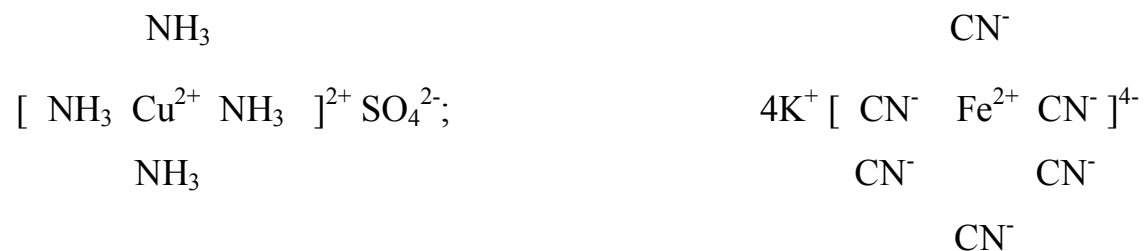
Из этого видно, что комплексные соединения составлены так, что в них входят определенные числа молекул одного вида и молекул другого вида, т.е. они являются веществами определенного молекулярного состава. Большинство таких соединений является электролитами, образуя в растворах простые и более сложно организованные комплексные ионы.

Электролитическая диссоциация комплексных соединений, приведенных выше, протекает по схемам:





Подобный характер диссоциации говорит о своеобразном строении комплексных соединений:



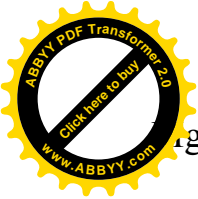
В центре сложного иона находится атом – **комплексообразователь** (*металл*). Вблизи комплексообразователя в определенном порядке расположены (координированы) полярные молекулы или ионы другого знака, а иногда и те и другие вместе; их называют **лигандами**. Комплексообразователь вместе с лигандами составляет **внутреннюю сферу** комплекса. Ионы, далеко расположенные от комплексообразователя, менее прочно связанные с ним, находятся во **внешней сфере** комплекса. Внутреннюю сферу комплекса заключают в квадратные скобки. Число, показывающее количество молекул или ионов, а иногда и тех и других во внутренней сфере, называется **координационным числом**,

В приведенных примерах ионы Cu^{2+} и Fe^{2+} являются комплексообразователями, молекулы NH_3 и ионы CN^- – лигандами. Во внешней сфере находится в первом случае ион SO_4^{2-} , во втором – ионы K^+ . Координационные числа: у меди – 4, у железа – 6.

Хорошими комплексообразователями являются ионы элементов В-групп (d-элементы). В качестве лигандов часто встречаются молекулы H_2O и NH_3 , ионы CN^- , NO_2^- , Cl^- , Br^- и т.д.

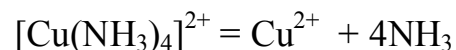
Комплексные соли сходны с двойными солями. Подобно последним, они получают путем соединения двух простых солей. Например,





Различие между ними заключается в том, что двойные соли дают при диссоциации все те ионы, которые находятся в растворах простых солей: $KMgCl_3 = K^+ + Mg^{2+} + 3Cl^-$

Сами комплексные ионы также способны к диссоциации, но обычно в очень небольшой степени, например



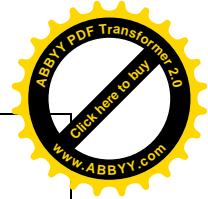
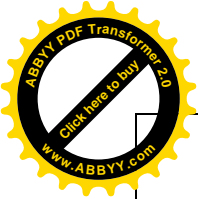
Диссоциация протекает обратимо и равновесие резко смещено влево. Согласно закону действия масс,

$$K_{\text{нест}} = \frac{[Cu^{2+}][NH_3]^4}{[[Cu(NH_3)_4]^{2+}]}$$

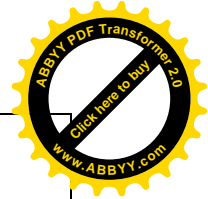
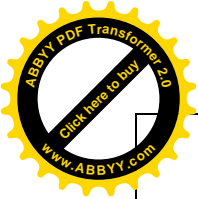
Константа K в данном случае называется **константой нестойкости комплексных ионов**. Чем больше величина константы, тем сильнее способность иона диссоциировать на составные части.

Экспериментальная часть

№п/п	Задание	Наблюдения, уравнения реакций и выводы
1.	<p style="text-align: center;"><u>Образование соединений с комплексными катионами</u></p> <p>а) налить в пробирку I мл раствора $AgNO_3$ и добавить раствор $NaCl$, дать осадку отстояться и слить с него жидкость. Затем прилить раствор гидроксида</p>	



	<p>аммония до растворения полученного осадка.</p> <p>б) к раствору медного купороса прилить раствор NaOH, на осадок подействовать раствором NH₄OH. Отметить изменение окраски. Написать уравнение реакции.</p>	
2.	<p style="text-align: center;"><u>Образование соединений с комплексными анионами</u></p> <p>К 1 мл раствора Hg(NO₃)₂ прилить по каплям раствор KI до образования ярко-красного осадка йодистой ртути. Затем продолжать постепенно доливать раствор KI до растворения осадка. Написать уравнения соответствующих реакций.</p>	
3.	<p style="text-align: center;"><u>Диссоциация двойной соли</u></p> <p>В три пробирки налить раствор NH₄Fe(SO₄)₂. В одной пробирке испытывают раствор на присутствие иона Fe³⁺, в другой— на присутствие иона SO₄²⁻, в третьей— на присутствие иона аммония NH₄⁺. Для этого в первую пробирку добавляют раствор</p>	

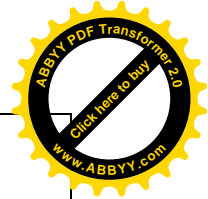
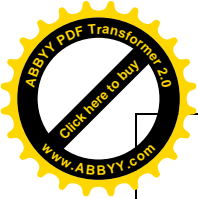


роданистого аммония. Указать, в какой цвет окрашивается раствор и объяснить почему это происходит. Написать уравнения реакции в молекулярной и ионной форме. Во вторую пробирку — раствор BaCl_2 , в третью — немного раствора NaOH и нагреть до кипения. Написать уравнения реакции в молекулярном и ионном виде.

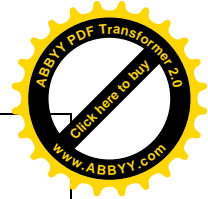
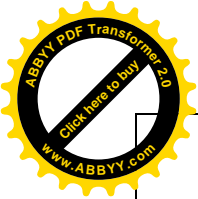
4.

Диссоциация комплексной соли

В 2 пробирки налить раствор $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Написать уравнение электролитической диссоциации данной соли. В одной пробирке испытывают раствор на присутствие иона K^+ , в другой — на присутствие иона Fe^{3+} . Для этого в первую пробирку добавляют раствор кислого виннокислого натрия $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$, дающего с ионами K^+ бесцветный осадок $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$. Выпадение осадка ускорит трение стеклянной палочки о внутренние стенки пробирки и охлаждение ее холодной водой под краном. Составьте уравнение реакция в ионном виде. В другую пробирку



	добавляют раствор роданистого аммония. Указать, имеется ли в растворе $K_3[Fe(CN)_6]$ ион Fe^{3+} ?	
5.	<p style="text-align: center;"><u>Влияние концентрации раствора хлорида кобальта</u></p> <p>В пробирку налить несколько капель хлорида кобальта, добавить к нему несколько капель конц. раствора NH_4CNS до изменения цвета раствора из розового в синий в результате образования комплексного иона $[Co(CNS)_4]^{2-}$. Написать уравнение реакции в ионном виде.</p> <p>Полученный раствор сильно разбавляют водой. Как изменяется цвет раствора? Чем объяснить? Стоек ли ион $[Co(CNS)_4]^{2-}$? Напишите уравнение диссоциации комплексного иона и его константу нестойкости.</p>	
6.	<p><u>Комплексные соединения в обменных реакциях</u></p> <p>а) в пробирку налить 2-3 мл раствора $K_3[Fe(CN)_6]$ (красная кровяная соль) и прилить 2-3 капли раствора $FeSO_4$. Наблюдайте образование осадка турнбулевой</p>	



сини $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$. Написать уравнение реакции в ионном виде.

б) в пробирку налить 2-3 капли раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (желтая кровяная соль) и прилить 2-3 капли FeCl_3 . Наблюдайте образование темно—синего осадка берлинской лазури $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$. Написать уравнение реакции в ионном виде.

Вопросы и задачи

1. Что такое комплексные соединения, донорно-акцепторная связь, комплексообразователь, лиганды?
2. Каким ионам свойственна роль комплексообразователя? Какие молекулы и ионы часто являются лигандами?
3. Найдите заряд комплексообразователя в соединениях: $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$, $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$, $\text{K}_2[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Cl}_4]$.
4. Составьте уравнения электролитической диссоциации: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]\text{Cl}$, $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$.
5. Составьте координационные формулы: а) Co^{3+} , NH_3 , K^+ , Cl^- ; б) $\text{CdCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3$; $\text{CdCl}_2 \cdot 3\text{NH}_3$; $\text{PtCl}_4 \cdot \text{CuSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$
 $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$; $3\text{KNO}_3 \cdot \text{Au}(\text{NO}_3)_3$; $\text{KCl} \cdot \text{PtCl}_4 \cdot \text{NH}_3$; $\text{CoCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

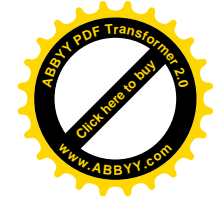
Работу выполнил _____ «_____» _____ 200 г.

Работу принял «_____» _____ 200 г.

Подпись преподавателя _____



Лабораторная работа № 5 “Гидролиз солей”



Цель работы: экспериментально провести гидролиз солей, изучить влияние температуры и разбавления раствора на степень гидролиза.

Для выполнения работы студент должен знать ионное произведение воды, рН среды, все случаи гидролиза солей, написание ионных уравнений гидролиза, индикаторы, степень гидролиза.

Литература: [1. гл. У111, с. 249 – 254; 2. розд.9. с.178 – 181; 3. 126 – 130; 4.с.126- 130].

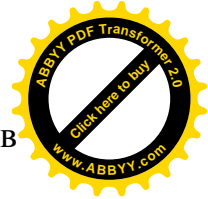
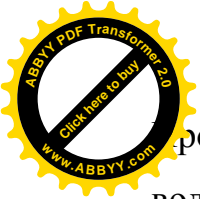
Водные растворы многих солей обнаруживают кислую или щелочную реакцию. Так, реакция раствора хлорида алюминия $AlCl_3$ – кислая, а реакция раствора карбоната натрия Na_2CO_3 – щелочная. Ионная теория объясняет эти явления взаимодействием ионов воды с ионами соли. Известно, что вода в незначительной степени диссоциирует на ионы H^+ и OH^- , которые находятся в равновесии с очень большим количеством молекул воды: $H_2O = H^+ + OH^-$.

Константа диссоциации воды
$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

Ввиду весьма малой степени диссоциации равновесная концентрация воды практически равна числу грамм-молекул воды в 1л, т.е. является постоянной величиной. Отсюда произведение константы диссоциации воды на ее равновесную концентрацию – также величина постоянная:

$$K[H_2O] = K_b$$

Из выражения для константы диссоциации воды видно, что $K_b = [H^+][OH^-]$.



Произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов K_b называется *ионным произведением воды*. Так как в воде $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ г-ион/л, то $[H^+] [OH^-] = K_b = 10^{-14}$.

В любых водных растворах имеются гидроксид-ионы и ионы водорода, но в таких концентрациях, что их произведение равняется 10^{-14} . В чистой воде $[H^+]$ равна 10^{-7} , среда нейтральная; при $[H^+]$ меньше 10^{-7} – щелочной, а при $[H^+]$ больше 10^{-7} – кислой. Вместо концентрации ионов водорода пользуются *водородным показателем (pH)*:

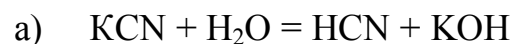
$$pH = -\lg [H^+]$$

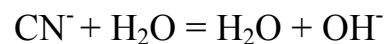
В нейтральной среде $pH = 7$, в щелочной $pH > 7$, в кислой $pH < 7$. Для приблизительного определения pH пользуются индикаторами, т.е. веществами, меняющими свою окраску в зависимости от щелочности или кислотности среды. Часто с этой целью употребляют лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый.

При растворении соли в воде ионы соли могут с ионами воды образовать малодиссоциированные соединения, что приводит к изменению концентрации ионов H^+ и OH^- и смещению ионного равновесия воды.

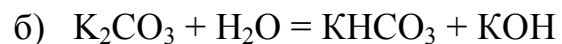
При связывании свободных ионов OH^- появляется избыток водородных ионов и раствор приобретает кислую реакцию.

Соединение анионов соли с ионами H^+ воды вызывает образование избытка ионов OH^- , раствор становится щелочным. Взаимодействие ионов соли с ионами воды, сопровождающееся изменением концентрации водородных или гидроксильных ионов, называется *гидролизом соли*. Гидролизу подвергаются только соли, образованные: 1) слабой кислотой и сильным основанием, например K_2CO_3 ;

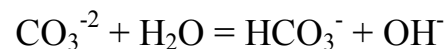




При гидролизе солей слабых многоосновных кислот в растворе образуются не свободные кислоты, а их кислые соли, например

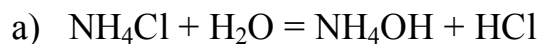


или

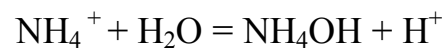


Реакция раствора щелочная.

2) сильной кислотой и слабым основанием, например NH_4Cl :



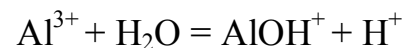
или



Если катион не однозарядный, то обычно образуются не свободные основания, а основные соли, например

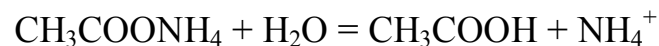


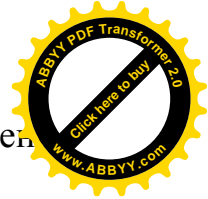
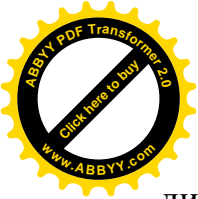
или



Реакция раствора кислая.

3) слабой кислотой и слабым основанием, например $\text{CH}_3\text{COONH}_4$:





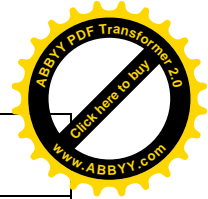
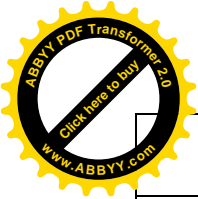
Реакция среды зависит от относительной силы кислоты и основания. В данном случае при одинаковой степени диссоциации (1,3%) реакция раствора нейтральная.

4) соли, образованные сильными основаниями и сильными кислотами, гидролизу не подвергаются, например: NaCl, KNO₃, NaNO₃, K₂SO₄ и др.

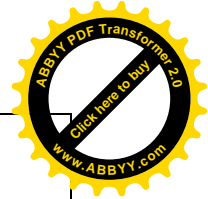
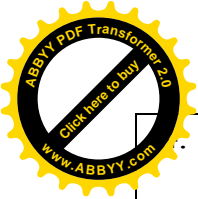
Гидролиз является обратимым процессом. Отношение числа молекул гидролизованных молекул соли к общему числу молекул соли, называется *степенью гидролиза*. Степень гидролиза увеличивается с повышением температуры и с разбавлением раствора.

Экспериментальная часть

№№ п/п	Задание	Наблюдения, уравнения реакций и выводы
1.	<p style="text-align: center;"><u>Исследование реакции растворов солей.</u></p> <p>В отдельные пробирки налить 1-2 мл. растворов следующих солей: хлористого натрия, углекислого натрия, сернокислого алюминия, испытать реакции лакмусом.</p> <p>из испытуемых солей подвергаются Какие гидролизу?</p> <p>Составить молекулярные и ионные уравнения</p>	



	реакции гидролиза.	
2.	<p style="text-align: center;"><u>Влияние температуры на гидролиз.</u></p> <p>Налить в пробирки 3-4 мл раствора уксуснокислого натрия и 1-2 капли раствора фенолфталеина. Постепенно нагреть раствор до кипения. Обратите внимание на изменение окраски раствора при нагревании и при охлаждении горячего раствора.</p> <p>Дать объяснения. Написать уравнения реакции гидролиза уксуснокислого натрия.</p>	
3.	<p style="text-align: center;"><u>Влияние разбавления раствора на гидролиз.</u></p> <p>Налить в пробирку 1-2 мл раствора азотнокислого висмута и разбавить в 2-3 раза водой. Что происходит? Дать объяснения. Составить уравнение реакции гидролиза, зная, что в осадок выпала основная соль $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$.</p>	
	<u>Полный гидролиз солей.</u>	



1) К 1-2 мл раствора сернокислого алюминия прилить приблизительно такой же объем соды. Наблюдайте образование осадка. Дайте объяснение. Составьте уравнение происходящего процесса.

2) Налить в пробирку 2-3 мл раствора хлорного железа, добавить крист. CH_3COONa и прокипятить. Что происходит? Дать объяснение. Составить уравнения происходящих реакций.

Вопросы и задачи

1. Что такое ионное произведение воды?
2. Что такое pH?
3. Что называется гидролизом, степенью гидролиза?
4. Составить молекулярные, молекулярно-ионные уравнения гидролиза солей: Na_2S CuSO_4 Na_3PO_4 , совместный гидролиз солей нитрата свинца и сульфида натрия.
5. Может ли долго существовать водный раствор ацетата железа? Будет ли устойчивым этот раствор?

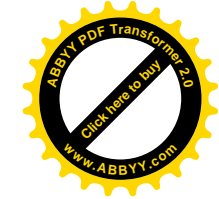
Работу выполнил « _____ » _____ 200 г.

Работу принял « _____ » _____ 200 г

Подпись преподавателя _____



Лабораторная работа № 6 “Химические свойства металлов”



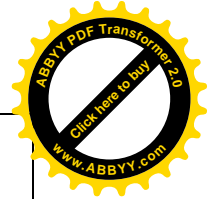
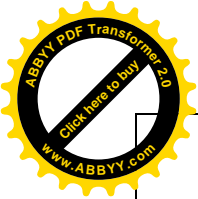
Цель работы: на практике изучить отношение основных конструкционных металлов к различным средам: растворам щелочей, кислот разной концентрации.

Для выполнения работы необходимо знать характер взаимодействия соляной, азотной, серной кислот, щелочей с металлами различной активности; амфотерные металлы, составление ОВР, находить окислитель и восстановитель.

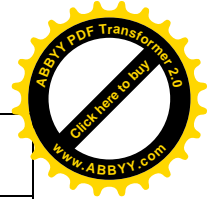
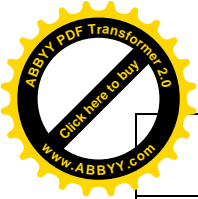
Литература: [1. с.505-507, 509-510, 552-555, 592-593, 600-601, 613-617, 667-668; 2. с.280-284]

Экспериментальная часть

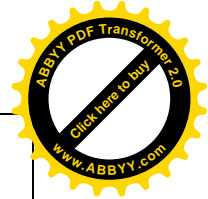
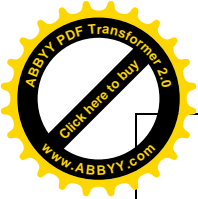
№№ опыта	Задание	Наблюдения, уравнения реакций и выводы
1.	<p style="text-align: center;"><u>Действие кислот на металлы</u></p> <p>В отдельные пробирки поместить кусочек цинка и меди, прилить по 2-3 мл соляной кислоты. Наблюдать, что происходит.</p> <p>Написать уравнение реакции. Укажите окислитель и восстановитель.</p>	
2.	<p style="text-align: center;"><u>Действие разбавленной серной кислоты на металл</u></p>	



	<p>В отдельные пробирки с алюминием и медью прилить по 2-3 мл разбавленной серной кислоты и слегка нагреть. Отметить, что происходит. Написать уравнение реакции, указать восстановитель и окислитель.</p>	
3.	<p><u>Действие разбавленной азотной кислоты на металлы</u></p> <p>Кусочек меди и алюминия поместить в отдельные пробирки, прилить по 2-3 мл разбавленной азотной кислоты и слегка нагреть. Составить уравнения реакций, подобрав коэффициенты по правилу подбора для окислительно-восстановительных процессов, указать окислитель и восстановитель.</p>	
4.	<p><u>Действие концентрированной азотной кислоты на металлы</u></p> <p>Кусочек меди и алюминия положить в отдельные пробирки и прилить по 2-3 мл концентрированной азотной кислоты. Объяснить происходящие явления.</p>	



	Составить уравнения для протекающих реакций.	
5.	<p style="text-align: center;"><u>Действие щелочей на металлы</u></p> <p>Поместить в отдельные пробирки по кусочку железа и алюминия и прилить по 2-3 мл 30%-го раствора щелочи. Слегка нагреть. Объяснить происходящие явления. Написать уравнения реакций.</p>	
6.	<p style="text-align: center;"><u>Получение гидроксидов металлов</u></p> <p>В отдельные пробирки налить по 2-3 мл раствора соли алюминия и меди. В каждую пробирку добавить щелочи до образования осадка (осадок сохранить). Написать уравнения реакций.</p>	
7	<p style="text-align: center;"><u>Отношение гидроксидов к кислотам и основаниям</u></p> <p>Каждый из осадков, полученных в опыте 6, разделить на 2 части. На одну подействовать азотной кислотой, на другую – раствором щелочи. Обратить внимание на растворимость гидроксидов в кислоте и щелочи. Написать уравнения реакций как</p>	



в молекулярном так и в ионном виде. Указать, какая из гидроокисей является амфотерной.

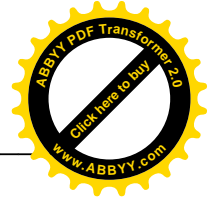
Вопросы и задачи

1. Что такое ряд активности металлов?
2. Как изменяется восстановительная способность металлов сверху вниз в ряду активностей металлов?
3. Какие металлы обладают амфотерными свойствами? Перечислить их.
4. Дописать уравнения реакций:



Работу выполнил « _____ » _____ 200 г.

Работу принял « _____ » _____ 200 г



Подпись преподавателя _____

Практическая работа № 7 "Электрохимические свойства металлов"

Цель работы: овладеть методикой составления гальванических элементов, расчета ЭДС гальванических элементов.

Для выполнения работы студент должен знать: как правильно пользоваться рядом напряжения металлов при составлении схемы гальванического элемента, какие реакции протекают при работе гальванического элемента, как рассчитать ЭДС его при различных концентрациях электролита по формуле Нернста. Устройство водородного электрода.

Литература: [1. с. 263-296; с. 512-513; с.675; 2. розд.10. с.189 – 196; 3. с. 153 - 160].

Вопросы и задачи

1. Что называется электродным потенциалом металла?
2. Что представляет собой водородный электрод?
3. Как составить гальванический элемент?
4. Какие процессы протекают в гальваническом элементе?
5. Что называется а) электродным потенциалом; б) стандартным электродным потенциалом?
6. В каком направлении протекает окислительно-восстановительная реакция в гальваническом элементе?



7. Какой металл будет отрицательным и какой положительным полюсом гальванического элемента, состоящего из цинкового и серебряного электродов, погруженных в растворы их солей? Мотивируйте свой ответ.
8. Определить Э.Д.С. гальванического элемента, состоящего из цинкового электрода, погруженного в 0,0001М раствор сульфата цинка, и никелевого электрода, погруженного в 0,1М раствор сульфата никеля.
9. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых никель является катодом, а в другом – анодом. Напишите уравнения процессов, протекающих на никелевых электродах во время работы элементов в первом и во втором случаях.
10. Составьте схемы гальванических элементов для определения нормальных электродных потенциалов электродов Al/Al^{3+} и Cu/Cu^{2+} в паре с нормальным водородным электродом. Катодом или анодом являются электроды Al/Al^{3+} и Cu/Cu^{2+} ?
11. Какие гальванические элементы называются концентрационными? Составить концентрационный гальванический элемент из серебра, рассчитать Э.Д.С., если $c_A = 0,001$ моль/л, $c_K = 1$ моль/л.
12. Какое явление называется поляризацией гальванического элемента?
13. Что такое деполяризация?

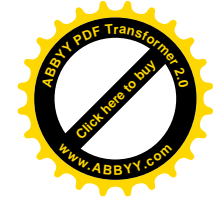
Работу выполнил « _____ » _____ 200 г.

Работу принял « _____ » _____ 200

Подпись преподавателя _____



Лабораторная работа № 8 "Коррозия и защита металлов"



Цель работы: изучить условия возникновения коррозионных процессов, влияния различных факторов на скорость электрохимической коррозии, ознакомиться с наиболее важными методами защиты от коррозии.

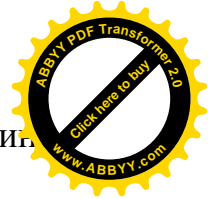
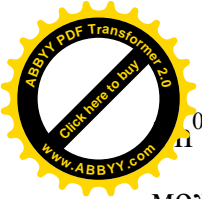
Для выполнения работы студент должен знать, что такое коррозия металлов, типы коррозии, условия протекания электрохимической коррозии, методы защиты изделий от коррозии, уметь описать работу гальванических пар, возникших при электрохимической коррозии, выбрать металлы для анодного и катодного покрытий, оценить действие ингибитора.

Литература: [1. с. 534-542; 2. розд.7, с. 316 – 318; 3. с. 168 – 175; 4. с.23-35].

Разрушение металла вследствие химического или электрохимического взаимодействия его с внешней средой называется *коррозией*. Различают два вида коррозии – химическую и электрохимическую. Если окисление металла происходит как обычная химическая реакция (соединение железа с кислородом при высокой температуре с образованием окалины), то коррозию называют химической.

Электрохимическая коррозия металлов наблюдается при соприкосновении металлов с водой, растворами электролитов, атмосферным воздухом и другими влажными газами. В этих случаях процесс коррозии сопровождается перемещением электронов с одних участков металла к другим, т.е. появлением электрического тока.

В качестве примера электрохимической коррозии рассмотрим действие серной кислоты на технический цинк, содержащий примесь железа. На поверхности такого цинка возникает множество микроскопических гальванических элементов $Zn / H_2SO_4 / Fe$, в которых цинк служит анодом, а железо – катодом. На цинке протекает анодный процесс:



$Zn^0 - 2e = Zn^{2+}$ (окисление); а на железе – катодный процесс: $2H^+ + 2e = 2H = H_2$ (восстановление). Помимо этого, цинк может растворяться и при непосредственном взаимодействии с кислотами в результате реакции

$Zn^0 + 2H^+ = Zn^{2+} + H_2$. Но опыт показывает, что скорость этой реакции очень мала по сравнению со скоростью растворения цинка как анода гальванопары.

При описании коррозионных явлений, так же как и гальванических элементов, окисляющийся металл называют анодом, а процесс окисления – анодным. Металл, на котором электроны переходят к окислителю, называют катодом, а процесс восстановления – катодным. При контакте двух металлов анодом будет металл, электродный потенциал которого более отрицателен.

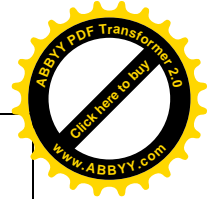
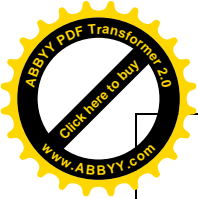
Механизм коррозии в кислой и нейтральной среде различен. Особенности коррозии в кислой среде рассмотрены на примере Zn/ Fe. Если среда нейтральная, то катодный процесс выглядит $2 H_2O + 2e = H_2 + 2OH^-$.

При коррозии металла во влажной среде (избыток кислорода) окислителем являются молекулы кислорода, растворенного в воде, которые на катоде превращаются в ионы OH^- : $O_2 + 2 H_2O + 4e = 4OH^-$.

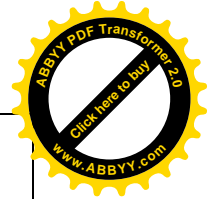
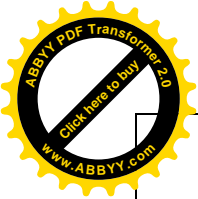
Поскольку ионы или молекулы, связывающие электроны в катодном процессе, называют деполяризаторами, то часто говорят о водородной деполяризации в кислой среде и кислородной деполяризации в нейтральной.

Экспериментальная часть

№ п/п	Задание	Наблюдения, уравнения реакций и выводы
1.	<u>Типы коррозионных разрушений</u>	



	<p>Смочите полоску фильтрованной бумаги раствором $K_4[Fe(CN)_6]$ и приложите ее к чистой поверхности железной пластинки. Сверху положите 2-3 листа чистой бумаги и небольшой груз. К концу занятия снимите фильтрованную бумагу и по характеру ее посинения сделайте вывод о типе коррозионного разрушения: сплошная коррозия, пятнами или точечная (питтинг).</p>	
2.	<p><u>Влияние микрогальванических элементов на коррозию цинка в серной кислоте</u></p> <p>В пробирку налейте 2 мл раствора серной кислоты и опустите одну гранулу цинка. Наблюдайте за растворением цинка. Через одну минуту к грануле цинка, находящейся в растворе, прикоснитесь медной проволокой. Почему растворение цинка стало более интенсивным? Напишите уравнения.</p>	
3.	<p><u>Влияние ионов меди на растворение цинка в</u></p>	



кислоте

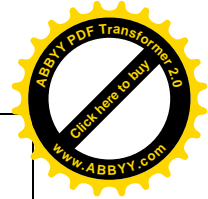
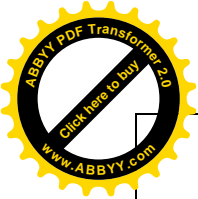
В две пробирки налить одинаковое количество разбавленной серной кислоты. В одну из них добавить 2-3 мл раствора медного купороса CuSO_4 . В каждую из пробирок поместить по кусочку цинка. В какой пробирке начинается интенсивная реакция? Составьте уравнения протекающих реакций и сделайте вывод.

Коррозия в результате различного доступа

4.

кислорода

Из-за различного доступа кислорода к металлической поверхности на ней образуется гальванопара особого вида: участок металла, в большей степени покрытый адсорбированными молекулами кислорода, выполняет роль катода: участок, к которому доступ кислорода затруднен, оказывается анодом. Возьмите железную



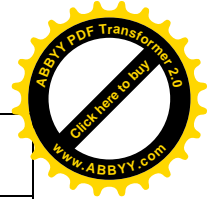
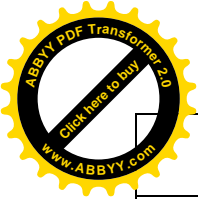
пластинку и зачистите на ней небольшой участок наждачной бумагой. Ополосните ее водой и обсушите фильтровальной бумагой. На зачищенный участок нанесите каплю специального реактива, состоящего из NaCl и $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и фенолфталеина. Через 3-5 мин вы увидите в центре капли синее пятно, а по ее краю розовую или малиновую окраску. Составьте схемы действия гальванопары и сделайте вывод.

5.

Влияние иона хлора на коррозию

Ионы Cl^- и SO_4^{2-} по-разному влияют на защитную окисную пленку алюминия. В то время как ион SO_4^{2-} практически не разрушает ее, ион Cl^- способствует сильному разрушению.

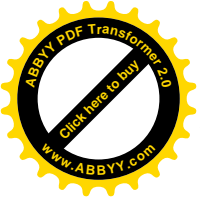
Опустите две алюминиевые проволоки в пробирки с раствором солей хлорной меди и медного купороса. Объясните происходящие явления. Указать, какой газ и почему выделяется в одной из



	пробирок. Написать уравнение реакции.	
6	<p style="text-align: center;"><u>Применение ингибиторов</u></p> <p>Налейте в три пробирки 1Н р-р HCl. В 1 проб. – кусочек цинка, во 2 – железные стружки, 3 - кусочек Al. Когда выделение газа станет интенсивным, прибавьте уротропин в каждую пробирку. Что наблюдаете? Объясните действие ингибитора коррозии. Запишите уравнения соответствующих реакций.</p>	

Вопросы и задачи

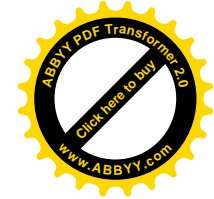
1. Что такое коррозия металлов и от чего она зависит?
2. Кратко сформулируйте отличие электрохимической коррозии от химической.
3. Что такое катодный и анодный процессы в явлениях электрохимической коррозии?
4. Чем отличается коррозия железа в кислой среде от коррозии в нейтральной среде?
5. Для каких металлов может представлять опасность щелочная среда? Почему?
6. Рассмотреть коррозию: Ni/Cu, Cr/Fe, Fe/Co в кислой и нейтральной средах. Указать продукты коррозии.



7. Как будет протекать в кислой среде коррозия железа: а) покрытого медью; б) покрытого марганцем (в случае нарушения целостности покрытия)? Ответ мотивируйте.
8. В каком случае коррозия железа будет происходить быстрее: в случае луженого железа или оцинкованного? Приведите схему работы микрогальванопар в кислой и нейтральной средах.
9. Методы защиты металла от коррозии.
10. Какие химические способы защиты металлов от коррозии известны?
11. Какой процесс называется оксидированием? Приведите пример.
12. Какой процесс называется анодированием? Ответ иллюстрируйте примером.
13. Какие покрытия называются катодными? анодными?
14. Что такое протекторная защита?
15. Какое покрытие лучше защищает металл от коррозии – анодное или катодное и почему?

Работу выполнил « _____ » _____ 200 г. Работу принял « _____ » _____ 200 г

Подпись преподавателя _____



Лабораторная работа № 9 "Электролиз солей"

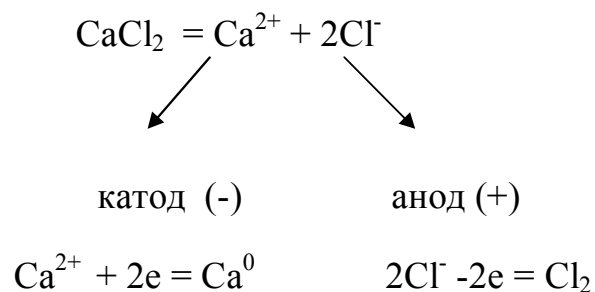
Цель работы: ознакомиться с процессами, протекающими на растворимых и нерастворимых электродах при электролизе водных растворов электролитов, с расчетами масс твердых и жидких веществ и объемов газов, образующихся на электродах.

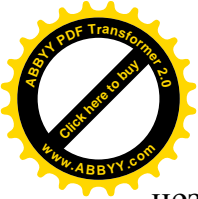
Для выполнения работы студент должен знать: последовательность протекания электродных процессов на катоде и на аноде, законы электролиза.

Литература: [1. гл.1X. с.285 – 294; 2. розд. 10. с. 198 – 203; 3. с. 161 - 168]

Электролизом называется химический процесс, происходящий при пропускании постоянного электрического тока через расплав или раствор электролита. Химические реакции, протекающие при электролизе, зависят от свойств растворенного электролита, растворителя и материала электродов.

Различают электролиз расплавов и растворов электролитов; с растворимым и нерастворимым анодом. В качестве примеров рассмотрим электролиз расплава хлорида кальция (электроды графитовые). Процесс электролиза можно изобразить следующей схемой:

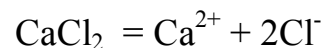




При электролизе водного раствора хлорида кальция у катода концентрируются ионы кальция и ионы водорода (незначительное количество), у анода – Cl^- и OH^- ионы. Нужно помнить: а) при электролизе солей наиболее активных металлов - щелочных и щелочноземельных металлов - на катоде восстанавливаются ионы водорода (или молекулы воды). При электролизе растворов солей малоактивных металлов на катоде происходит восстановление ионов металлов. б) последовательность разрядки анионов на аноде такова:

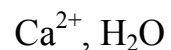
- Cl^- , Br^- , I^- , CN^- , S^{2-} ;
- OH^- (H_2O);
- CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-}

Схема электролиза раствора CaCl_2 :



катод (-)

анод (+)



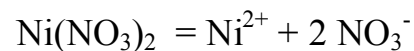
(восст-е)

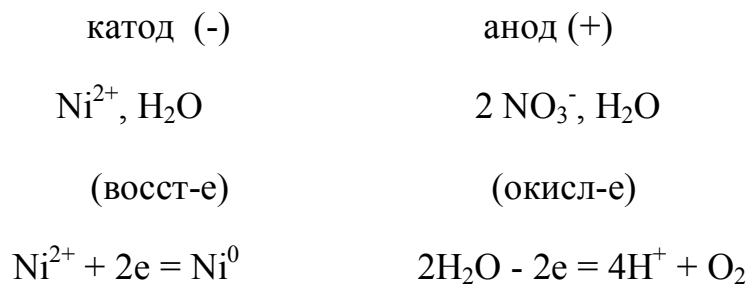
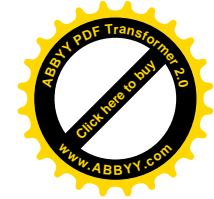
(окисл-е)



в растворе - $\text{Ca}(\text{OH})_2$

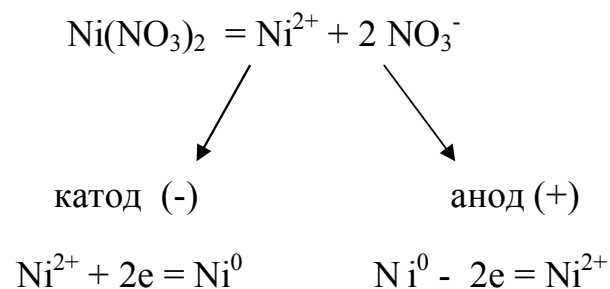
Схема электролиза раствора $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ (графитовые электроды)





в растворе - HNO_3

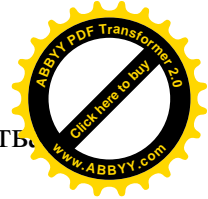
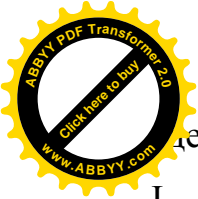
Электролиз нитрата никеля при никелевом аноде сводится к выделению свободного никеля на катоде и постепенному растворению анода. Процесс этот может быть выражен схемой



Концентрация нитрата никеля в растворе в результате этого сохраняется постоянной.

Количество электричества, окисленного или восстановленного на электроде, может быть подсчитано, согласно законам Фарадея, по формуле:

$$m = \frac{m_{\text{г-экв}} \cdot It}{96500},$$



где m – масса вещества, окисленного или восстановленного на электроде; $m_{\Gamma\text{-ЭКВ}}$ – величина грамм-эквивалента вещества;
 I – сила тока, А; t – время электролиза, сек.

Пример. Сколько граммов серебра выделится на катоде, если пропускать через раствор AgNO_3 ток в 4А в течение 10 мин?

Решение. Массу выделившегося серебра можно подсчитать непосредственно по вышеприведенной формуле, подставив в нее значение $m_{\Gamma\text{-ЭКВ}} \text{Ag} = 107,8$; $I = 4\text{А}$; $t = 10 \times 60 = 600$ сек.

$$m = \frac{107,8 * 4 * 600}{96500} = 2,68 \text{ г.}$$

В том случае, когда вещество, образовавшееся при электролизе, находится в газообразном состоянии. Его объем можно подсчитать по формуле

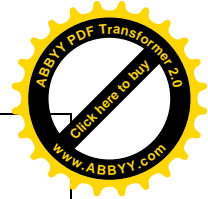
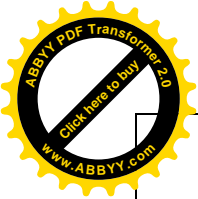
$$V = \frac{V_{\Gamma\text{-ЭКВ}} * I * t}{96500},$$

где: V – объем выделившегося газа, л;

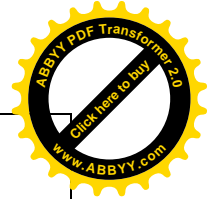
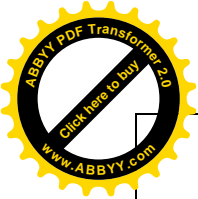
$V_{\Gamma\text{-ЭКВ}}$ – объем грамм-эквивалента газа. $V_{\Gamma\text{-ЭКВ}}^{\text{O}} = 5,6$ л; $V_{\Gamma\text{-ЭКВ}}^{\text{H}} = 11,2$ л.

Экпериментальная часть

№опыта	Задание	Наблюдения, уравнения реакций и выводы
1.	<u>Электролиз раствора с нерастворимым анодом</u>	



	<p>Налейте в U – образную трубку раствор CuSO_4 .</p> <p>Пользуясь угольными электродами, пропустите ток в течении 10 мин. Составьте уравнения реакций, протекающих на катоде и аноде.</p> <p>Подсчитайте, какое количество меди выделится на катоде при силе тока 2А в течение 30 мин.</p>	
2.	<p><u>Электролиз с растворимым анодом</u></p> <p>Присоединив электрод с отложившейся в предыдущем опыте медью к положительному полюсу источника тока, а другой электрод – к отрицательному полюсу, пропускать электрический ток. Составьте уравнения реакций , протекающих на электродах. Сделайте вывод о применении такого метода электролиза.</p>	
3.	<p><u>Электролиз водного раствора сульфата меди</u></p> <p>В U– образную трубку для электролиза налить раствор сернокислого натрия, к которому добавлен раствор лакмуса. Включить ток и наблюдать изменил</p>	



окраски раствора у электродов. Дать объяснение изменению окраски. Составить схему электролиза водного раствора сернокислого натрия.

Вопросы и задачи

1. Что называют электролизом?
2. Написать уравнения реакций катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе водных растворов указанных ниже веществ с графитовыми электродами: а) нитрата кальция; б) гидроксида натрия; в) сульфата железа; г) серной кислоты; д) нитрата серебра.
3. Написать уравнения реакций, протекающих на электродах при электролизе раствора сульфата никеля с никелевым анодом.
4. Ток силой 1,5А проходит через раствор сульфата железа (II) в течение часа. Определить массу веществ, выделившихся на электродах.
5. При прохождении тока 5А через раствор электролита за 2 часа 20 мин выделилось 12,4 г металла. Определить его эквивалентную массу .
6. Где применяется электролиз на практике?

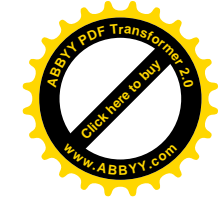
Работу выполнил « _____ » _____ 200 г.

Работу принял « _____ » _____ 200 г

Подпись преподавателя _____



Лабораторная работа № 10 "Химическая кинетика и химическое равновесие"



Цель работы: изучить зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры.

Для выполнения работы студент должен знать основные понятия и законы химической кинетики. Уметь записать формулы закона действующих масс, правила Вант - Гоффа.

Литература: [1. гл. У1, с.163 – 175; 2. розд.6. с. 121 – 133; 3. с.78 – 87; 4. с. с. 53 – 58]

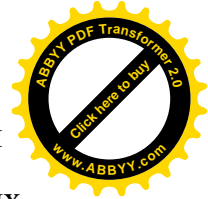
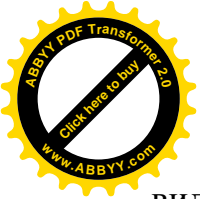
Учение о скорости химических реакций называется химической кинетикой. Скорость реакции измеряют изменении ем концентрации реагирующих веществ в единицу времени. Средняя скорость реакции вычисляется по формуле:

$$V_{\text{ср}} = \frac{c_1 - c_2}{t},$$

где c_1 – начальная концентрация вещества, c_2 – его концентрация спустя промежуток времени t . Обычно пользуются молярными концентрациями, а за единицу времени выбирают секунды, минуты, часы в зависимости от скорости протекания реакции.

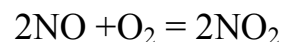
На скорость реакции влияют природа веществ, их концентрация, температура, присутствие катализаторов и примесей.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ выражена в законе действия масс.



Для того, чтобы получить уравнение закона действия масс, представим уравнение химической реакции в общем виде: $mA + nB = pC + gD$. Тогда скорость реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ: $V = k [A]^m[B]^n$, где $[A]$ и $[B]$ – концентрации веществ А и В, m и n – их стехиометрические коэффициенты.

Например, для реакции



$$V = k [NO]^2[O_2]$$

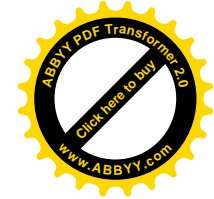
Коэффициент пропорциональности k называется константой скорости. Численно k равняется скорости реакции, когда концентрации реагирующих веществ равны единице; зависит от природы реагирующих веществ, от температуры, от присутствия катализаторов, но не зависит от концентраций вещества.

При повышении температуры скорость реакций увеличивается. Для большинства реакций повышение температуры на 10^0 вызывает увеличение скорости в 2-4 раза. Температурным коэффициентом реакции называют

отношение $\frac{k_{t+10}}{k_t}$,

где k_t – константа при температуре t , а k_{t+10} – константа при температуре на 10^0C выше.

Например, вычислить, во сколько раз увеличится скорость химической реакции, если повысить температуру системы от 20 до 100^0C , приняв значение температурного коэффициента равным 3. *Решение.* По условию задачи, температурный коэффициент скорости реакции равен 3, т. е. $k_{t+10}/k_t = \gamma = 3$. При повышении температуры на любое число градусов отношение



$$\frac{k_{t_2}}{k_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

Показатель степени для температурного коэффициента скорости найдем из условия задачи

$$\frac{100 - 20}{10} = 8$$

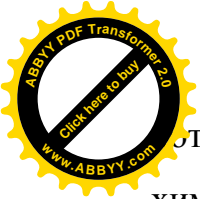
Отсюда скорость реакции увеличится в 3^8 раз, т.е. в приблизительно в 6600 раз.

Процессы, в которых реагирующие вещества находятся в различных агрегатных состояниях, например, твердое вещество и жидкость, твердое вещество и газ), называются *гетерогенными*. В общем случае скорость реакций в гетерогенных процессах пропорциональна поверхности соприкосновения реагирующих веществ. Применяя закон действия масс для гетерогенных процессов, например для реакции горения угля с кислородом $C + O_2 = 2CO$, выражение зависимости скорости реакции от концентрации принимает вид $v = k[O_2]$.

Химическим равновесием называется такое состояние системы, при котором скорости прямой и обратной реакций равны между собой. Функциональная зависимость между концентрациями веществ, находящихся в состоянии

равновесия, например, $mA + nB = pC + gD$ выражается по закону действия масс следующей формулой: $K = \frac{[C]^p \cdot [D]^g}{[A]^m \cdot [B]^n}$,

т.е. химическое равновесие наступает в момент, когда отношение произведения концентраций полученных веществ к произведению концентраций исходных веществ станет равным некоторой постоянной величине K , называемой константой равновесия. Изменение условий (концентраций реагирующих веществ, температуры, давления), при



сторых система находится в состоянии химического равновесия, приводит к нарушению равновесия. Смещение химического равновесия подчиняется принципу Ле Шателье: *если изменить одно из условий, при которых система находится в состоянии химического равновесия (концентрацию, температуру, давление) то в системе протекают процессы, ослабляющие произведенное изменение.* Например, в реакции, известной под названием синтеза аммиака, $N_2 + 3H_2 = 2NH_3 - \Delta H$ увеличение давления вызовет смещение равновесия вправо, так как прямая реакция приводит к уменьшению числа молекул газов и, следовательно, при неизменном объеме сосуда к уменьшению давления. Повышение температуры сместит равновесие в сторону эндотермической реакции, а охлаждение системы – в сторону экзотермической.

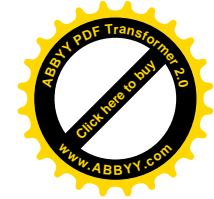
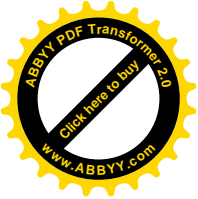
Экспериментальная часть

Опыт 1. Зависимость скорости химической реакции от концентрации.

Заготовьте 3 раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого в первый стаканчик отмерьте, пользуясь бюретками 5 мл раствора тиосульфата натрия и 10 мл воды, во второй стаканчик – 10мл раствора тиосульфата натрия и 5 мл воды, в третий стаканчик – 15 мл тиосульфата натрия.

В 3 пробирки отмерьте мензуркой по 5 мл разбавленного раствора серной кислоты. Прилейте кислоту в первый стаканчик, встряхните его. В момент приливания кислоты пустите в ход секундомер. Заметьте время, прошедшее от начала до появления слабой мути (опалесценции). Так же поступить и с другими заготовленными растворами тиосульфата натрия.

Рассчитайте скорость v . Заполните таблицу I и постройте график функции $v_{отн} = f(c_{отн})$



Сделайте вывод о влиянии концентрации на скорость гомогенной реакции.

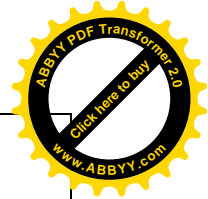
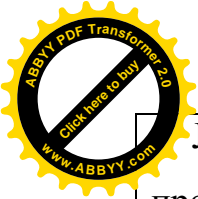
Таблица 1.

№№ стаканчика	Раствор 1		Раствор 2 $V_{H_2SO_4}$, мл	Относительная концентрация, $c_{отн}$	t , с	Относительная скорость, $v_{отн.} = 1/t$
	$V_{Na_2S_2O_3}$, мл	V_{H_2O} , мл				
1	5	10	5			
2	10	5	5			
3	15	—	5			

Опыт 2. Зависимость скорости химической реакции от температуры.

В 5 пробирок отобрать по 2 мл раствора $Na_2S_2O_3$. В другие 5 пробирок – по 1 мл раствора H_2SO_4 . Первую пару растворов сливают при комнатной температуре и отсчитывают по секундомеру время появления мути. Растворы 2-5 термостатируют, помещая каждую пару пробирок в термостойкий стакан с водой, нагретой на 10° выше указанной t в табл. 2. Выдерживайте растворы в стакане 1 мин, а затем слейте растворы, поместите их снова в стакан с водой, отсчитайте время появления мути. Заполните табл.2. Постройте график $v = f(t^0)$ и сделайте вывод о влиянии температуры на скорость реакции.

Таблица 2.



№№ пробирки	Раствор 1 $V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$, мл	Раствор 2 $V_{\text{H}_2\text{SO}_4}$, мл	V общ. мл	t^0 , с	t , сек	$v = 1/t$
1	2	1	3	20		
2	2	1	3	30		
3	2	1	3	40		
4	2	1	3	50		
5	2	1	3	60		

Опыт 3. Для наблюдения сдвига химического равновесия под влиянием изменения концентрации реагирующих веществ удобно пользоваться реакцией взаимодействия хлорного железа и роданистого аммония. Из веществ этой системы только $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ является интенсивно окрашенным в вишневый цвет. Поэтому всякое изменение концентрации $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ сказывается на интенсивности окраски раствора, что даст возможность наблюдать, в каком направлении сдвигается равновесие при изменении концентрации реагирующих веществ.

- а) в стакан налить 100 мл воды и добавить по 3 капли FeCl_3 и NH_4CNS . Образуется раствор бледно-красного цвета.
- б) полученный раствор разлить поровну в четыре пробирки.



- в) первую оставить для сравнения, во вторую прибавить 1-2 капли концентрированного раствора FeCl_3 , третью – столько же NH_4CNS , а в четвертую – насыпать немного твердого NH_4Cl .
- г) сравните цвета растворов и убедитесь в том, что произошел сдвиг равновесия.
- д) объясните происшедшее изменение в окраске в каждой из трех пробирок с точки зрения принципа Ле-Шателье.
- е) составить уравнение константы равновесия для данной обратимой реакции.
- и) чем объяснить, что изменение концентрации NH_4CNS вызывает более эффективное смещение равновесия, чем изменение концентрации FeCl_3 ?

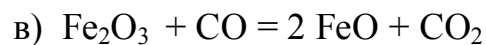
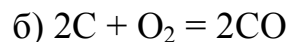
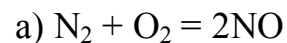
Вопросы и задачи

1. Сформулируйте закон действия масс.
2. Что называется температурным коэффициентом скорости химической реакции?
3. Какова зависимость между скоростью химической реакции и температурой?
4. Написать выражение скорости прямой и обратной реакций и выражение константы равновесия:
 - а) $\text{Fe}_3\text{O}_4 (\text{ТВ}) + 4\text{CO} (\text{Г}) = 3\text{Fe} (\text{ТВ}) + 4\text{CO}_2 (\text{Г})$
 - б) $2\text{NH}_3 (\text{Г}) = 3\text{H}_2 (\text{Г}) + \text{N}_2 (\text{Г})$
 - в) $2\text{SO}_2 (\text{Г}) + \text{O}_2 (\text{Г}) = 2\text{SO}_3 (\text{Г})$
 - г) $\text{C} (\text{ТВ}) + \text{H}_2\text{O} (\text{Г}) = \text{CO} (\text{Г}) + \text{H}_2 (\text{Г})$



Как изменятся скорости реакций б) и в) при увеличении концентрации исходных веществ в два раза?

5. Как изменятся скорости реакций в прямом и обратном направлениях при увеличении объема системы в три раза при постоянной температуре?



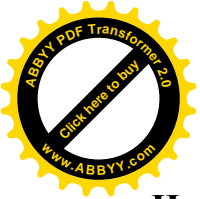
6. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 3. Во сколько раз увеличится скорость данной реакции при повышении температуры на $60^{\circ}C$?

7. Вычислить температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры от 10 до $50^{\circ}C$ скорость реакции увеличилась в 16 раз.

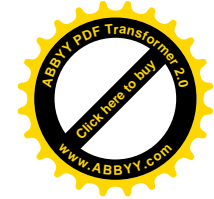
8. Как следует одновременно изменить температуру и давление в системе $CO_2 + C = 2CO - \Delta H$, чтобы повысить выход диоксида углерода?

Работу выполнил « _____ » _____ 200 г. Работу принял _____ « _____ » _____ 200 г.

Подпись преподавателя _____



Лабораторная работа № 11 "Определение теплового эффекта реакции нейтрализации"



Цель работы: ознакомиться с термохимическим экспериментом и расчетом, определить тепловой эффект реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием.

Для выполнения работы студент должен знать основные положения теории электролитической диссоциации, основные понятия и законы термохимии.

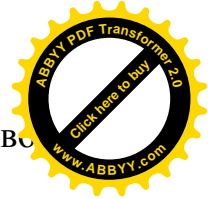
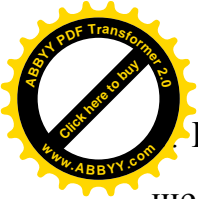
Литература: [1. гл. У1, с.166-170; 2. розд.5.с.111-120; 3. с. 44-51]

Используемые приборы и реактивы:

1. Калориметр.
2. Химические стаканы объемом 250 мл - 2 шт.
3. Химический термометр с точностью до $0,1^{\circ}\text{C}$.
4. Две бюретки на 50 мл.
5. Раствор $0,5\text{ Н HCl}$.
6. Раствор $0,5\text{ Н NaOH}$

Для определения ΔH реакции нейтрализации используется упрощенный калориметр.

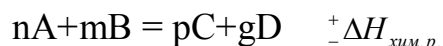
1. Во внутренний стакан калориметра с теплоизолирующей муфтой налить отмеренные из бюретки 90 мл $0,5\text{ Н}$ раствора соляной кислоты.
2. Во второй стакан налить из другой бюретки 50 мл $0,5\text{ Н}$ раствора едкого натра.
3. Замерить температуру раствора HCl при помощи термометра с точностью до $0,1^{\circ}\text{C}$, оставить термометр в стакане с раствором кислоты. Записать температуру раствора до начала реакции.



Быстро, чтобы уменьшить теплообмен с внешней средой, но осторожно, к кислоте влить из другого стакана раствор щелочи и перемешать термометром смесь растворов.

Определить температуру реагирующих веществ в калориметре после реакции, отметив самую высокую температуру раствора.

5. Подсчитать теоретическую ΔH реакции нейтрализации, пользуясь следствием закона Гесса (энтальпия химической реакции равна разнице между суммой энтальпий образования продуктов реакции и суммой энтальпий образования исходных веществ, вступающих в реакцию).



$$\Delta H_{\text{хим.р.}} = [p(\Delta H_C) + g(\Delta H_D)] - [n(\Delta H_A) + m(\Delta H_B)],$$

где n, m, p, g – коэффициенты

$\Delta H_A, \Delta H_B, \Delta H_C, \Delta H_D$ – теплоты образования соединений A, B, C, D .

Энтальпия образования простых соединений равна 0 (например O_2, H_2, N_2, Cl_2).

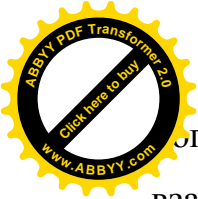
6. Определите количество теплоты Q (в кДж), выделившейся при нейтрализации 50 мл 0,5 Н раствора соляной кислоты щелочью, приняв плотность всех растворов равной единице, а теплоемкость раствора – равной теплоемкости воды, т.е.

4,184 Дж/г*град (1 кал/г*град). Подсчет выделившейся теплоты производится по формуле: $Q = 4,184 \cdot V \cdot t$,

где V – объем раствора после нейтрализации (в мл), равный массе растворов кислоты и щелочи (в г).

$$\Delta t = t_{\text{макс.}} - t_{\text{нач.}} - \text{изменение температуры при реакции, } ^\circ\text{C}.$$

Теплоту образования (энтальпию) химического соединения (количество теплоты, которое выделяется или поглощается при образовании 1 грамм-молекулы данного сложного вещества из простых веществ) относят к стандартному состоянию т.е. к 25°C (298°K) и $p = 1$ атм. обозначаем ΔH_{298}^0 . Количество энергии, выделяемое или



Поглощаемое системой в ходе реакции при проведении ее в условиях постоянной температуры и давления, отнесенное к взаимодействию такого числа молей веществ, которое указано в уравнении реакции, является тепловым эффектом реакции (теплосодержанием или энтальпией системы).

Положительное значение ΔH получается в том случае, когда система поглощает энергию в ходе процесса.

7. Составьте уравнение реакции нейтрализации и рассчитайте тепловой эффект нейтрализации 1 грамм-эквивалента кислоты (в кДж), учитывая, что 50 мл 0,5 Н раствора содержат 0,025 г-экв кислоты.

8. Определите (в %) относительную ошибку опыта, если теоретическое значение теплового эффекта реакции нейтрализации 1 г-экв. соляной кислоты сильной щелочью равно 57,3 кДж (13,7 ккал).

Вычисления

Подсчет выделившейся теплоты производится по формуле: $Q = Vd c t$

V - объем раствора после нейтрализации, см^3

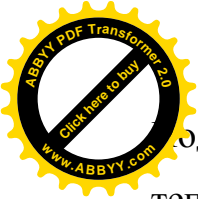
d - удельный вес раствора, $\text{г}/\text{см}^3$

c - теплоемкость раствора, г.град.

t - изменение температуры жидкости $^{\circ}\text{C}$

$$t = t_{\text{кон.}} - t_{\text{нач.}}$$

Удельный вес раствора принять равным единице, теплоемкость раствора - равной теплоемкости воды. Составить уравнение реакции нейтрализации и рассчитать тепловой эффект нейтрализации. 1 грамм - эквивалента кислоты и, кроме того, учесть, что $\Delta H = -Q$



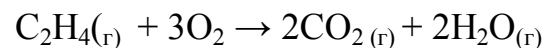
рассчитать ΔH реакции нейтрализации и определить процент ошибки, имея в виду, что истинное значение теплового эффекта реакции нейтрализации $\Delta H = -13,75$ ккол. или $-55,898$ кДж.

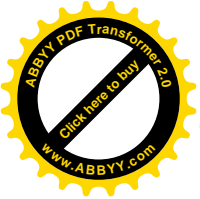
Вопросы и задачи

1. Сформулируйте 1 закон термодинамики.
2. Что такое изолированная термодинамическая система?
3. Что такое энтальпия?
4. Сформулируйте закон Гесса и следствие из него.
5. Сформулируйте II закон термодинамики.
6. Что такое энтропия?
7. Что такое изобарно-изотермический потенциал, или свободная энергия Гиббса?
8. **Пример расчета.** Вычислите тепловой эффект реакция горения этилена, если известно, что $\Delta H^0_{C_2H_4(r)} = +52,30$ кДж/моль; $\Delta H^0_{CO_2(r)} = -393,51$ кДж/моль; $\Delta H^0_{H_2O(r)} = -241,83$ кДж/моль.

Для решения этой задачи надо составить термохимическое уравнение реакции. Термохимическими называются уравнения реакций, в которых около символов химических соединений указываются их агрегатные состояния, а такие численные значения стандартных теплот (энтальпий) образования.

Термохимическое уравнение реакции горения этилена:





Термохимические уравнения можно складывать и вычитать, как обычные алгебраические уравнения.

Вычисляем ΔH реакции, применяя следствие из закона Гесса:

$$\Delta H_{\text{хим. р}} = [2 (\Delta H_{\text{CO}_2(\text{г})}) + 2(\Delta H_{\text{H}_2\text{O}(\text{г})})] - \Delta H_{\text{C}_2\text{H}_4}$$

$$\Delta H_{\text{хим. р}} = [2 (- 393,51) + 2 (-241,83)] - 52,3 .$$

9. Вычислите тепловой эффект реакции восстановления окиси хрома алюминием, если известно, что $\Delta H^0_{\text{Cr}_2\text{O}_3} =$

$$- 1152,23 \text{ кДж/моль},$$

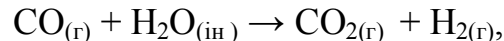
$$\Delta H^0_{\text{Al}_2\text{O}_3} = - 1669,41 \text{ кДж/моль}.$$

10. Вычислите тепловой эффект реакции горения этилового спирта, если

$$\Delta H^0_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж})} = +42,36 \text{ кДж/моль}, \quad \Delta H^0_{\text{CO}_2(\text{г})} = - 393,51 \text{ кДж/моль},$$

$$\Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}(\text{г})} = - 241,83 \text{ кДж/моль}$$

11. Вычислите изобарно-изотермический потенциал (энергию Гиббса) G^0 реакции, протекающей по уровню



если известны стандартные теплоты образования (ΔH^0_{293} кДж/моль):

$$\text{CO}_{(\text{г})} = - 110,52; \quad \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = - 285,84; \quad \text{CO}_{2(\text{г})} = - 393,51$$

и стандартные абсолютные энтропии (S^0_{298} Дж/К•моль) : $\text{CO}_{(\text{г})} = 197,91;$

$$\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = 69,94; \quad \text{CO}_{2(\text{г})} = 213,65; \quad \text{H}_{2(\text{г})} = 130,59$$

Величину энергии Гиббса можно определить из соотношения

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T \cdot \Delta S^0,$$



T – абсолютная температура, $^{\circ}\text{K}$

Работу выполнил « _____ » _____ 200 г. Работу принял « _____ » _____ 200 г

Подпись преподавателя _____

Лабораторная работа №12 “ **Получение и свойства коллоидных растворов** “

Цель работы: изучить на практике способы получения и свойства коллоидных систем, их устойчивость.

Для выполнения работы студент должен знать: отличие коллоидной системы от истинного раствора и грубодисперсной смеси, строение коллоидной частицы, получение, свойства и применение коллоидных систем.

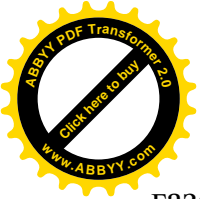
Литература: [1. гл. X, с. 295 – 330; 2. розд.8. с.160 – 163; 3. с.135 – 138; 4. с. 116 – 119; 8. с.366-459]

Системы, в которых одна составная часть распределена в мелкораздробленном состоянии в среде другой, называются дисперсными.

Составная часть, распределенная в виде отдельных мелких твердых частиц, капелек жидкости или пузырьков газа, составляет **дисперсную фазу**, а та среда, в которой распределена дисперсная база, называется **дисперсионной средой**.

Дисперсные системы могут быть классифицированы по двум признакам:

1. По агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды.
2. По величине частиц дисперсной фазы.



В зависимости от агрегатного состояния дисперсионной среды, дисперсные системы делятся на 3 типа: газообразные, жидкие и твердые. Каждый тип свою очередь подразделяется на классы по трем агрегатным состояниям дисперсной фазы. Общее число возможных видов дисперсных систем 8.

Дисперсной системы, образованной двумя газами, не существует, т.к. газы смешиваются во всех отношениях, образуя однофазные системы.

Свойства дисперсионной системы определяются размерами частиц дисперсной фазы, т.е. степенью их раздробленности или дисперсности. Степенью дисперсности D называется величина, обратная среднему диаметру или радиусу частиц: $D = 1/2r$.

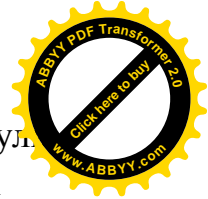
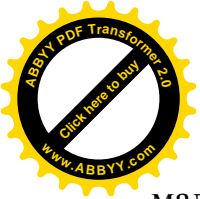
По степени дисперсности все дисперсные системы разделяют на 3 группы:

1. Взвеси — диаметр частиц больше 10^{-5} см.
2. Коллоидные растворы /золи/ — диаметр частиц $10^{-5} - 10^{-7}$ см.
3. Истинные растворы - диаметр частиц меньше 10^{-7} см.

Взвеси могут существовать в виде суспензий и эмульсий. В первом случае твердое вещество взвешено в жидкости /мел в воде/, во втором — жидкое вещество в жидкости /жир в воде/.

Наиболее излученными и практически важными являются коллоидные растворы, т.е. такие дисперсные системы, в которых дисперсионная среда находится в жидком состоянии, а дисперсная фаза — в жидком или твердом состоянии.

Независимо от вида и состояния дисперсной фазы, коллоидные растворы называют золями.



При образовании коллоидных систем большую роль играют адсорбционные явления. Молекулы малорастворимого вещества, образующиеся после реакции, соединяются вместе, образуя более крупные частицы — агрегаты молекул.

Благодаря значительному размеру этих частиц на поверхности раздела создаются условия, необходимые для явлений адсорбции.

Ионы, находящиеся в растворе адсорбируются на частицах, которые вследствие этого приобретают одноименные электрические заряды.

Появление зарядов мешает объединению частиц в более крупные агрегаты, которые могли бы выпасть в осадок. Таким образом, адсорбция ионов из раствора предотвращает выпадение осадка и определяет устойчивость золя.

Некоторые вещества в коллоидной степени дисперсности способны адсорбировать на своей поверхности много молекул растворителя, которые образуют сольватную оболочку /если дисперсионная среда — вода, то гидратную/.

Сольватные оболочки, так же как и адсорбированные ионы, обуславливают устойчивость коллоидных растворов, т.к. препятствуют сближению коллоидных частиц. Коллоидные растворы обладают своеобразными электрическими и оптическими свойствами.

При пропускании постоянного электрического тока в коллоидную систему /электрофорез/ все коллоидные частицы движутся к одному полюсу, а противоположные к другому. Частицы коллоидных растворов рассеивают свет, чем объясняется их опалесценция при боковом освещении.



ПОЛУЧЕНИЕ КОЛЛОИДНЫХ РАСТВОРОВ

Для получения коллоидных растворов или зелей и длительного их существования требуются следующие неперенные условия:

- 1 Наличие двух взаимно нерастворимых компонентов, как условие образования двух фаз.
2. Достижение коллоидной степени дисперсности $10^{-5} - 10^{-7} \text{ см}^{-1}$.
вещества дисперсной фазы.
3. Концентрация дисперсной фазы должна быть незначительной.

Коллоидные растворы /золи/ могут быть получены двумя принципиально различными методами:

1. Раздроблением /диспергированием/ крупных частиц на более мелкие— дисперсионные методы.
2. Агрегацией молекул, атомов или ионов в более крупные коллоидные частицы /агрегаты/ - конденсационные методы.

Простейшим дисперсионным методом является механическое дробление исходного вещества. При помощи специальных коллоидных мельниц - могут быть получены частицы диаметром 10мм. Подобное дробление вещества можно осуществить электрическим распылением в электрической дуге и другими способами, например, методом ультразвука.

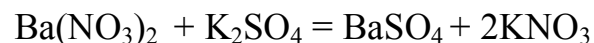


Наиболее часто применяются конденсационные методы. Эти методы весьма разнообразны. Основными из них являются: Метод замены растворителя (физический) заключается в замене одной дисперсионной среды другой, в которой вещество дисперсионной фазы не растворимо.

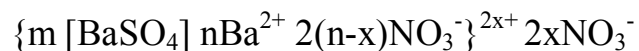
Химические методы заключаются в образовании трудно растворимого вещества в результате химической реакции. По типу протекающей реакции различают методы: гидролиза, восстановления, окисления, двойного обмена и т.д.

Реакции двойного обмена позволяют получать многие золи труднорастворимых соединений. Например, при смешивании разбавленных растворов нитрата бария и сульфата калия при условии избытка одного из реагентов сульфат бария не выпадает в осадок, а образует коллоидный раствор.

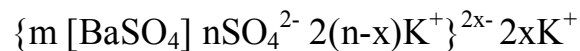
Реакция между нитратом бария и сульфатом калия протекает по схеме



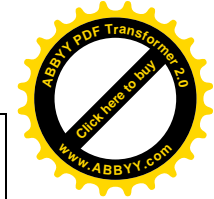
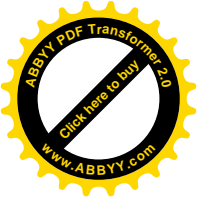
При проведении реакции в присутствии избытка нитрата бария мицелла золя будет иметь строение:



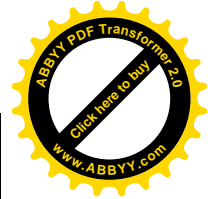
Избыток сульфата калия приводит к образованию золя с частицами другого знака заряда:



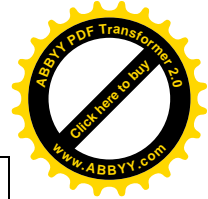
Экпериментальная часть



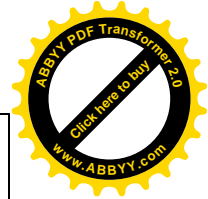
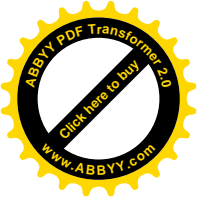
№ п/п	Задание	Наблюдения, уравнения реакции и выводы
1.	<p style="text-align: center;"><u>Получение гидрозоля серы.</u></p> <p>В пробирку налить дистиллированной воды и прибавить туда несколько капель спиртового раствора серы. Отметить, что происходит. Дать точную характеристику примененного метода получения золя. В чем лучше растворима сера – в спирте или в воде? Возможно ли образование коллоидного раствора, если вещество хорошо растворимо в данном растворителе? Можно ли назвать золь серы устойчивым?</p>	
2	<p style="text-align: center;"><u>Получение золя бромистого серебра.</u></p> <p>Взять 2 пробирки, в одну налить немного разбавленного раствора NaBr, а в другую – концентрированного раствора NaBr. В каждую пробирку прибавить несколько капель раствора азотнокислого серебра.</p> <p>Написать уравнение реакции и объяснить наблюдаемые явления. К каким методам получения коллоидных растворов относится данный способ? Начертите структуру коллоидной частицы</p>	



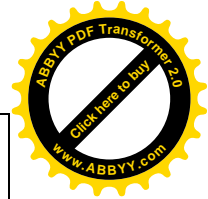
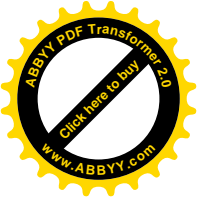
3.	<p style="text-align: center;"><u>Получение коллоидного серебра.</u></p> <p>Налить в пробирку 5 мл 0,001н. аммиачного раствора азотнокислого серебра и прибавить туда 2 – 3 капли 0,1%-го раствора танина и 1-2 капли 1%-ного раствора сульфата натрия. Пробирку нагрейте и наблюдайте окрашивание раствора как следствие образования коллоидных частиц серебра в результате восстановления ионов серебра танином. Указать, к каким методам получения коллоидных растворов относится данный метод.</p>	
	бромиды серебра, зная, что в адсорбционном слое находятся а) ионы брома; б) ионы серебра.	
4.	<p style="text-align: center;"><u>Получение гидрозоля гидрата окиси железа.</u></p>	
	<p>В две пробирки налить по 10 мл дистиллированной воды и одну из них нагреть до кипения. В обе пробирки прибавить по 1 мл раствора хлорного железа. Отметить, что происходит в каждой пробирке. Написать уравнение реакции. Какого цвета полученный гидрозоль? К каким методам относится данный метод получения коллоидного раствора? Начертите структуру коллоидной частицы (мицеллы) гидроокиси, считая, что в адсорбционном слое находятся ионы Fe^{3+}.</p>	



5.	<p style="text-align: center;"><u>Получение коллоидного крахмала.</u></p> <p>Налить в пробирку дистиллированной воды, насыпать немного крахмала, взболтать и профильтровать, к фильтрату добавить 2-3 капли раствора йода.</p> <p>В ступку насыпать немного крахмала, смочить небольшим количеством воды и смесь растереть пестиком в течение 3—5 мин., после чего еще добавить воды и отфильтровать в чистую пробирку через тот же самый фильтр: К фильтрату добавить 2—3 капли раствора йода. Объяснить изменение окраски йода. К каким методам получения коллоидных растворов относится данный способ?</p>	
6.	<p style="text-align: center;"><u>Получение эмульсии масла.</u></p> <p>Налить в пробирку дистиллированной воды до трети ее объема, добавить несколько капель масла и, закрыв пробирку пробкой, несколько раз встряхните. Получается неустойчивая эмульсия — капельки масла быстро слипаются друг с другом.</p> <p>Прилить в пробирку несколько капель 1% раствора мыла и встряхнуть ее. Образуется устойчивая эмульсия. Объясните роль</p>	



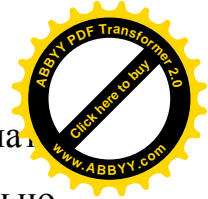
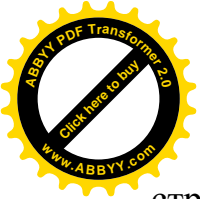
	мыла в образовании устойчивой эмульсии.	
7.	<p style="text-align: center;"><u>Коагуляция электролитами</u></p> <p>В три пробирки налить по 5 мл золь гидрата окиси железа и из бюреток по каплям прилить в первую пробирку раствор хлористого натрия, во вторую - сульфата натрия, а в третью – фосфорнокислого натрия. (бюретках 0,1N растворы). Приливание растворов солей проводить до помутнения растворов - пока не начнется коагуляция золя.</p> <p>Отметить, сколько капель раствора каждой соли нужно для коагуляции.</p> <p>Какой электролит сильнее коагулирует золь гидрата окиси железа?</p> <p>Чем это можно объяснить? Покажите схему строения мицеллы коллоидной трехгидроокиси железа и укажите ионы электролитов, вызывающих разрядку коллоидных частиц. Отчего зависит коагулирующая сила электролита?</p>	
8.	<p style="text-align: center;"><u>Взаимная коагуляция коллоидов.</u></p> <p>Нанести на фильтровальную бумагу по капле различных красителей: метил-виолет, метиленовой синьки, метилоранжа,</p>	



	<p>пикриновой кислоты и коллоидного раствора трехгидроокиси железа.</p> <p>Отметить, что происходит в каждом отдельном случае. Определить знак заряда коллоидных частиц.</p>	
9.	<p><u>Защитное действие лиофильного коллоида.</u></p> <p>Налить в две пробирки по 5 мл раствора коллоидной гидроокиси железа и в одну из них прибавить 1 мл раствора желатины (1%). Затем в обе пробирки прилить по каплям равные количества раствора сернокислого алюминия. После прибавления каждой капли электролита пробирки необходимо встряхивать. Где происходит быстрее коагуляция при добавлении электролита: _ в пробирке без желатины или с желатиной? Какова роль желатины?</p>	

Вопросы и задачи

1. Что такое дисперсная система?
2. Классификация дисперсных систем.
3. Чем отличаются — взвеси, коллоидные и истинные растворы?
4. Способы получения коллоидных растворов.
5. Объясните роль мыла при образовании устойчивой эмульсии.



6. Найдите ошибки в формуле мицеллы: $\{m[\text{SrCO}_3]n\text{Cl}^- (n-x)\text{Sr}^{+2}\}^- x\text{Sr}^{+2}$, если для образования золя карбоната стронция одним из исходных растворов был карбонат натрия. Какой был второй раствор? Если гранула действительно отрицательна, то какой раствор был в избытке?

7. При получении золя сульфида цинка по уравнению: $\text{ZnCl}_2 + \text{Na}_2\text{S}$ в диффузном слое обнаружены ионы натрия. Допишите уравнение реакции, составьте схему образования золя и формулу гранулы, ее заряд. Назовите то вещество, которое было взято в избытке.

8. Составить формулу мицеллы сульфида кадмия, полученного в избытке H_2S . Какой из указанных ниже электролитов обладает наибольшей коагулирующей способностью по отношению к данному золю: NaCl , Na_3PO_4 , CaCl_2 ?

Работу выполнил " _____ " _____ 200_р.

Работу принял " ____ " _____ 200_р.

Подпись преподавателя _____



ЛИТЕРАТУРА

1. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1988. – 702с.
2. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – Київ: Ірпінь, 1998. – 479 с.
3. Левант Г.Е. и Райцын Г.А Практикум по общей химии.- М.: Высшая школа . 1971. – 336.
4. Васильева З.Г., Грановская А.А., Таперова А.А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. М.: Химия, 1979. – 336 с.
6. Е.М.Соколовская, Общая химия, 1980, гл. V, с. 125-176
7. Н.Л. Глинка, Задачи и упражнения по общей химии, 1980, с. 80-96
8. К.И.Евстратова и др. Физическая и коллоидная химия. – М.: Высшая школа. 1990. – 487с.