

**МИНИСТЕРСТВО ВЫСШЕГО И СРЕДНЕГО
СПЕЦИАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
РЕСПУБЛИКИ УЗБЕКИСТАН**

**ТАШКЕНТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМ. БЕРУНИ**

**Методические указания к выполнению
Лабораторных работ по курсу
“Химия”**

Ташкент - 2008

Методические указания к выполнению лабораторных работ по курсу “Химия”: Муминов К.М., Исмоилов И.И, Мухитдинов Х.Х., Сайфутдинов Р.С., Ёдгаров Н., Эшмухамедов М.А.
-Ташкент, ТГТУ, 2008 – 89 с.

Данное методическое пособие предназначено для студентов 1 курса бакалавриата изучающих курс общей химии всех направлений ТашГТУ.

Печатается по решению научно-методического совета Ташкентского государственного технического университета

Рецензенты: к.х.н., доцент Исмаилов Г.И. (Филиал РГУ нефти и газа им. Губкина И.М. в Ташкенте);
к.х.н., доцент Мирзаев У. (ТашГТУ каф. «Общая химия»)

© Ташкентский Государственный технический университет, 2008.

СОДЕРЖАНИЕ.

РАБОТА №1. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ.	4
РАБОТА №2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ГРАММ-ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА.....	19
РАБОТА №3. ТЕПЛОВЫЕ ЭФФЕКТЫ ХИМ. ПРОЦЕССОВ.	30
РАБОТА №4. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА.....	37
РАБОТА №5. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ.	45
РАБОТА №6 РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ	54
РАБОТА №7. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ .	69
РАБОТА №8. СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ.	79
РАБОТА №9. ЭЛЕКТРОХИМИЯ. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ.....	85
ЛИТЕРАТУРА.....	89

РАБОТА №1. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ.

Цель работы: на основе наблюдений за окраской индикатора научиться устанавливать принадлежность веществ к определенному классу типу неорганических соединений. Ознакомиться с некоторыми способами получения оксидов, гидратов оксидов, нормальных (средних). Кислых и основных солей.

Усвоить понятия: химический элемент, и неметаллические элементы: символы химических элементов, валентность и степень окисления (окисленности) элемента; химическая формула.

Знать: определения: оксид, гидроксил (гидрат оксида); основание, кислота, амфотерный гидроксид; соль (средняя, кислая, основная); а также номенклатуру (наименование) перечисленных классов неорганических соединений и подразделение на их типы.

Уметь: составлять (на основе валентности номеров) химические формулы и их графическое изображение (структурные формулы); составлять уравнения реакций, характеризующих химические свойства различных классов и типов неорганических веществ.

Задания для самоконтроля.

1. Напишите формулы оксидов бария (II), хрома (III), бериллия (II), хлора (VII) и под каждой формулой подпишите:

А) тип оксида (основной, амфотерный, кислотный);

Б) формулу соответствующего гидрата оксида, его название и тип.

2. Для гидратов оксидов: LiOH , H_3PO_4 , H_2CrO_4 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$ составьте формулы соответствующих оксидов, укажите из названия и тип.

3. Составьте уравнения реакции нейтрализации гидроксидов железа (III) и меди (II) хлороводородной (соляной) кислотой с образованием:

А) средних (нормальных) солей;

Б) основных солей

Какой из указанных гидроксидов образует две основные соли? Укажите названия всех полученных солей.

4. Даны кислоты: сернистая, сероводородная, серная, ортофосфорная, азотная, уксусная.

Напишите формулы и их графическое изображение отдельно для:

А) бескислородных кислот

Б) кислородосодержащих кислот.

Подчеркните формулы двухосновных кислот. Напишите для перечисленных кислот формулы возможных кислотных остатков (анионов) и их названия. (см. образец отчета 1)

Выполнение работы:

Внимание! Все наблюдения в ходе выполнения опытов заносите в графу отчета "Признаки течения реакций"

Ознакомьтесь с окраской индикаторов: (Таблица 1)

Индикатор	Интервалы pH перехода окраски		
Лакмус	pH < 5,0, кислая среда, красная окраска	pH = 5,0-8,0 фиолетовая окраска	pH > 8,0, щелочная среда, синяя окраска
Метилоранж	pH < 3,1, кислая среда, красная окраска	pH = 3,1-4,4 оранжевая окраска	pH > 4,4, среда кислая до щелочной, желтая окраска
Фенолфталеин	pH < 9,4, среда кислая до щелочной,	pH = 9,4-10,0 розовая окраска	pH > 10,6, щелочная среда,

	бесцветная окраска		малиновая окраска
--	--------------------	--	-------------------

ОПЫТ 1. Получение оксидов различного типа и их гидратов.

А) получение и свойства оксида серы (IV) и его гидратов (Работать в вытяжном шкафу!)

В чистый стакан налейте 10-15 мл дистиллированной воды и 3-4 капли раствора индикатора метилоранжа.

Цвет раствора? Среда? (см. таблицу 1)

В металлическую ложечку положите кусочек серы размером в спичечную головку и подожгите на пламени горелки. Ложечку с горячей серой внесите в стакан. Не касаясь ею поверхности воды, закройте крышкой.

Отметьте цвет пламени и характерный запах продукта сгорания серы. Напишите уравнение реакции горения серы.

После прекращения горения осторожно выньте ложечку и вращательным движением оксида серы (IV) SO_2 в воде.

Цвет раствора? Какая среда? (см. таблицу 1). Напишите уравнение реакции взаимодействия оксида серы (IV) с водой (гидратация).

Назовите графическое изображение формул полученного в опыте оксида и его гидрата. Защитите в выводе, к какому типу относится оксид неметаллического элемента (серы) и к какому классу соединений относится его гидрат.

Б) получение и свойства оксида магния и его гидрата.

Стружку металлического магния зажмите за кончик и подожгите в пламени горелки.

Что наблюдается? Цвет продукта сгорания?

Продукт сгорания перенесите с 1- 2мл дистиллированной воды, встряхните для перемешивания, добавьте 1-2 капли фенолфталеина. Через 1-2 минуты отметьте окрашивание раствора над не растворившимся оксидом. Какую среду указывает индикатор (см. таблицу 1)?

Напишите уравнение реакции горения магния, гидратации его оксида и назовите класс полученного соединения. Приведите графическую формулу оксида и гидроксида магния.

В выводе укажите, какого типа оксиды и гидроксиды образуют металлические элементы с постоянной валентностью.

ОПЫТ 2. Получение и свойства гидроксида хрома (III).

Налейте в пробирку 4-5 мл и 0,5 н.раствора сульфата (или хлорида) хрома (III). Осторожно, по каплям добавьте 2н.раствор **NaOH** при постоянных встряхивающих до образования осадка.

Что в осадке? Отметьте цвет взятого раствора и полученного осадка.

Напишите уравнение реакции, название вещества в осадке и его графическую формулу.

Содержимое пробирки разделите на три части. К первой добавьте 2н.раствор соляной (хлороводородной) кислоты. Ко второй – избыток щелочи, третью оставьте для сравнения.

Что наблюдается в пробирках? Какие свойства проявил гидроксид хрома (III) при взаимодействии с кислотой? Со щелочью? Напишите графически формулы полученных веществ и назовите их. Сделайте вывод о свойствах гидроксида хрома (III).

ОПЫТ 3. Получение нормальной и кислой соли при взаимодействии кислоты с основанием (реакция нейтрализации).

Налейте в пробирку 2-3 мл. насыщенного раствора гидроксида кальция (известковой воды) и добавьте 1-2 капли 0,5н. раствора ортофосфорной кислоты до образования осадка (помутнение раствора). Что в осадке?

Напишите уравнение реакции. Укажите тип, название и графическую формулу полученной соли.

В пробирку с осадком добавьте избыток кислоты. Что происходит с осадком?

Составьте уравнение реакции образования дигидроортофосфата кальция из ортофосфата и ортофосфорной кислоты. Укажите тип полученной соли.

Укажите условия образования нормальной и кислой соли. Какие кислоты не могут образовывать кислых солей?

ОПЫТ 4. Получение основной соли.

Налейте в пробирку 2-3 мл. 0,5н. раствора ацетата свинца (II). Внесите в раствор 1-2 микрошпателя оксида свинца (II), перемешайте и дайте оксиду осесть на дно пробирки.

Цвет оксида?

Нагрейте пробирку до кипения при постоянном встряхивании.

Как изменился цвет осадка? Новый цвет осадка указывает на образование основной соли.

Составьте уравнения реакции:

- 1) гидратации оксида свинца (II) (при нагревании);
- 2) взаимодействия полученного гидроксида и ацетата свинца (II) с образованием основной соли.

Назовите продукты этих реакций и дайте их графические формулы.

Сформулируйте вывод об условиях образования основной соли. Какие основания не могут образовывать основную соль.

Образец отчета 1

Ташкентский Государственный технический университет
Кафедра общей химии

Факультет _____ Группа _____ Фамилия _____ Дата _____

Работа зачтена _____

(дата)

(подпись преподавателя)

Отчет по работе №1. Классы неорганических соединений.

Сформулировать понятия:

Оксид _____

Гидроксид _____

Основание _____

Амфотерный гидроксид _____

Соль средняя (нормальная) _____

Соль кислая _____

Соль основная _____

Реакция обмена _____

Примечание: Бланк отчета подготовить по образцу на развернутом листе клетчатой бумаги. Ширина граф указа числом клеток.

№	Формула название и внешние признаки исходных веществ	Условия проведения реакций	Признаки течения реакций	Уравнение химич. реакций	Выводы

Основные понятия.

Вещества отличаются друг от друга составом, строением молекул и свойствами. По составу вещества можно подразделить на простые и сложные. Молекулы простых веществ состоят из атомов одного элемента, а сложных – из атомов нескольких элементов.

Химические формулы молекул отражают их качественный и количественный состав. В формулах индекс справа внизу возле химического символа элемента указывает на число его атомов.

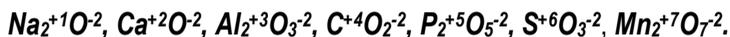
Простые вещества: **Cu, Fe, He, O₂, H₂, N₂** и др.

Сложные вещества: **HF**, **Na₂O**, **AlCl₃**, **H₂SO₄** и др.

По составу и характерным химическим свойствам сложные неорганические вещества делят на классы. Важнейшие из них: оксиды и гидроксиды, кислоты. Основания и соли. Внутри классов имеется деления на типы.

Оксидами называют сложные вещества, образованные кислородом (ОКСИГЕНИУМ – кислород, лат.) и каким-нибудь элементом.

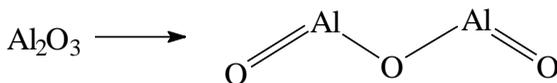
Общая формула оксидов Э_xO_y, где “x” и “y” – число атомов элемента и кислорода в молекуле, которое зависит от степени окисления (валентности) элемента (в оксидах она всегда имеет знак +) и кислорода (в оксидах она постоянна -2). В формулах оксидов число атомов элемента (x) и кислорода (y) подбирается так, чтобы общий положительный знак всех атомов элемента был равен общему отрицательному заряду всех атомов кислорода, например:



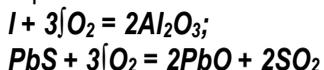
Названия оксидов составляются из слова “оксид” и русского названия элемента в родительном падеже с указанием римской цифрой (в скобках) степени окисления элемента, если она может иметь переменное значение.

Например: **Na₂O** – оксид натрия, **Fe₂O₃** – оксид железа (III), **P₂O₅** – оксид фосфора (V), **CO₂** – оксид углерода, **MoO₃** – оксид молибдена (VI).

В молекулах обычных оксидов имеются химические связи только между атомами элемента и кислорода. Связь изображается черточкой – валентными штрихом, с помощью которого можно показать последовательность расположения атомов в молекуле, т.е. дать графическое изображение формулы (структурную формулу). Например:



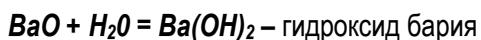
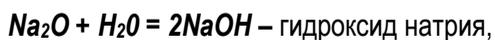
Одним из способов получения оксидов может быть взаимодействие простых или сложных веществ с кислородом. Например:



Многие оксиды при взаимодействии с водой образуют гидраты – гидроксиды. Они могут иметь свойства оснований, кислот или и тех и тех одновременно, т.е. быть амфотерными гидратами. По этому признаку оксиды подразделяются на типы: основные, кислотные, амфотерные (все они солеобразующие) и безразличные (несолеобразующие), например: **CO, NO, N₂O** и некоторые другие.

Основными называют оксиды, гидраты которых являются основаниями. Их образуют только металлические элементы с постоянной валентностью (исключение: **Be, Al, Zn**), а с переменной валентностью – только в низшей степени окисления элемента.

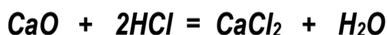
В воде растворяются только оксиды элементов I А группы – “щелочных металлов” – **Li, Na, K, Pb, Cs, Fr** и оксиды элементов из II А группы – “щелочно-земельных металлов” – **Ca, Sr, Ba, Ra**. При этом они реагируют с водой (реакция гидратации). Прямым путем образуя гидраты – растворимые основания, получившие названия щелочей. Например:



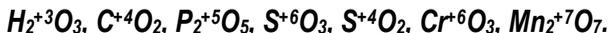
}

Основные оксиды остальных металлических элементов в воде не растворимы и их гидраты получают косвенным путем.

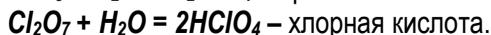
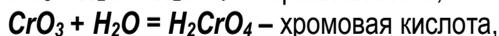
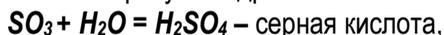
Характерная химическая реакция для основных оксидов – взаимодействие с кислотами и кислотными оксидами с образованием солей. Например



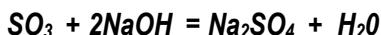
Кислотными называют оксиды, гидраты которых являются кислотами. Их образуют неметаллические элементы и металлические элементы с переменной валентностью в высоких степенях окисления, например:



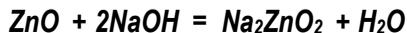
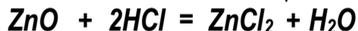
Некоторые кислотные оксиды хорошо растворяются в воде и взаимодействуя с ней. Образуют гидраты – кислоты. Например:



Характерная химическая реакция для кислотных оксидов – взаимодействие с основаниями и основными оксидами. При этом образуется соль. Например:

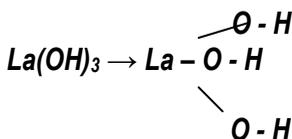
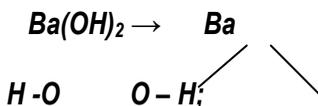


Амфотерными называют оксиды, гидраты которых ведут себя как основание и основными оксидами, и как кислота. Их образуют только металлические элементы. Например: **BeO**, **ZnO**, **Al₂O₃**, **Cr₂O₃**, **Fe₂O₃** и др. Амфотерные оксиды практически не растворимы в воде. Их гидраты получают косвенным путем. Характерным взаимодействием для амфотерных оксидов, в соответствии с их двойной природой, являются реакции солеобразования и с кислотой и со щелочью. Например:



Основаниями называют сложные вещества, содержащие металлический элемент и гидроксильные группы **ОН**. Основания являются гидратами основных оксидов. Общее название оснований – гидроксиды, а общая формула их **Me(OH)_x**, где **X** – число групп **ОН**, соответствующее степени окисления (валентности) металла.

По числу групп **OH** гидроксиды подразделяются на однокислотные – **NaOH, LiOH, KOH** и др., двухкислотные – **Mo(OH)₂, Mn(OH)₂, Fe(OH)₂** и др. и многокислотные. Графические формулы оснований:



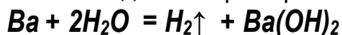
Название конкретного основания складывается из слова “гидроксид” и русского названия металлического элемента в родительском падеже с указанием степени окисления для металлов и переменной валентностью. Например:

KOH – гидроксид калия;

Mn(OH)₂ – гидроксид метана (II);

Fe(OH)₃ – гидроксид железа (III).

Растворимые гидроксиды получают при взаимодействии оксидов с водой или при взаимодействии щелочных и щелочно-земельных металлов с водой. Например:



Нерастворимые гидроксиды можно получить только косвенным путем при взаимодействии растворимой соли соответствующего металла с раствором щелочи. Например:

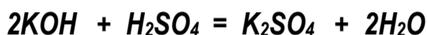


Реакция представляет тип реакций обмена, в которых молекулы сложных веществ обмениваются своими составными частями с образованием новых сложных веществ.

Растворимые гидроксиды – щелочи – являются сильными основаниями, т.к. в их растворах содержится большое количество ионов **OH⁻**, которые обуславливают щелочную среду и общие для щелочей свойства: способность изменять окраску индикаторов, вступить в реакцию обмена с солями, кислотами и кислотными оксидами.

Все нерастворимые гидроксиды почти не дают гидроксид-ионов **OH⁻** в раствор, не действуют на индикаторы и поэтому относятся к слабым в воде гидроксид аммония **NH₄OH**.

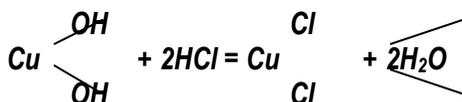
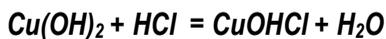
Характерной химической реакции для всех является взаимодействие с кислотами. При этом образуют соли и воды – реакции нейтрализации, которая относится к



Нерастворимые в воде основания при действии кислот растворяются, если при этом получается растворимая соль. Например:



В реакциях нейтрализации гидроксид-ионы основания замещаются кислотными остатками. При этом последовательном неполном замещении гидроксид-ионов получаются основные остатки, образующие сложный катион, который входит в состав солей. Например, молекула **Cu(OH)₂** образует однозарядный основной остаток **Cu(OH)⁺:3**



В названиях основных остатков число групп **ОН** указывается числительным (греч.). Основной остаток **$\text{Cu}(\text{OH})^+$** называется “гидрокомедь (II) – ион”, **$\text{Al}(\text{OH})_2^+$** – “дигидроксоалюминий – ион”.

Кислоты – это сложные вещества, в молекулах которых содержится водород, способный замещаться на металл, и кислотный остаток. В водных растворах кислот имеются катионы (положительные ионы) водорода **H^+** и анионы (отрицательные ионы) кислотных остатков **A^x** .

Общая формула кислот **H_xA** , где **x** – число катионов водорода, равное заряду кислотного остатка. В зависимости от числа атомов водорода, способных замещаться на металлы, кислоты подразделяются на: одноосновные (**HCl , HNO_3 , HClO_4**), двухосновные (**H_2S , H_2SO_4 , H_2CO_3**) и трехосновные (**H_3BO_3 , H_3PO_4 , H_3AsO_4**).

В зависимости от состава кислотного остатка кислоты подразделяются на два типа: бескислородные (**HF , HCl , H_2S** и др.) и кислородосодержащие – оксокислоты (**H_2CO_3 , H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4** и др.).

Бескислородные кислоты могут быть получены прямым взаимодействием водорода с неметаллами и растворением образовавшегося газообразного вещества в воде. Оксокислоты получают при растворении кислотных оксидов в воде или при действии сильных кислот на соли более слабых кислот (если слабая кислота летуча или нерастворима в воде).

Названия кислот составляются с учетом названия элемента, образующего кислоту, его степени окисления (для оксокислот). Например:

H_2S – сероводородная кислота;

HF – фтороводородная кислота;

H^+NO_3 – азотная кислота;

H^+NO_2 – азотистая кислота;

$\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ – серная кислота;

$\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ – сернистая кислота;

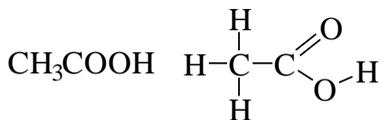
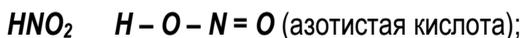
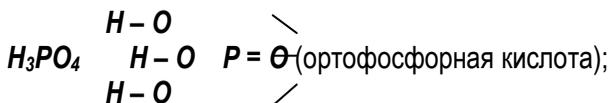
$\text{H}_3\text{P}^{+5}\text{O}_4$ – ортофосфорная кислота;

HP^{+5}O_3 – метафосфорная кислота;

$\text{H}_2\text{Cr}^{+6}\text{O}_4$ – хромовая кислота;

$\text{H}_2\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_4$ – дихромовая кислота.

В бескислородных кислотах водорода непосредственно связан с элементом, образовавшим кислоту. В оксокислотах водород, способный замещаться на металлы, связан с центральным атомом, образующим кислоту, через атом кислорода. Графическое изображение формул кислот помогает понять состав кислотных остатков в формулы возможных солей, образованных кислотами. Например:



(уксусная кислота);

Из графического изображения молекул сложных неорганических веществ следует, что одинаковые атомы в них не соединены друг с другом химическими связями, хотя в химических формулах они имеют общий индекс (H_2S , H_3PO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$).

Все общие для кислот свойства: кислый вкус, способность изменять окраску индикатора, взаимодействовать с активными металлами, выделяя водород - обусловлены их способностью образовывать в растворах катионы водорода H^+ . Большая концентрация ионов H^+ наблюдается в растворах H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , получивших

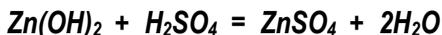
название сильных кислот. Большинство остальных кислот – слабые или средней силы.

Характерной химической реакцией для кислот всех типов является взаимодействие с основаниями, основными и амфотерными оксидами с образованием солей и воды. В ходе этой реакции ионы металла занимают место водорода в кислоте, и с кислотным остатком образуют соль, а гидроксид – ионы основания с катионами водорода кислоты образуют воду. Например:

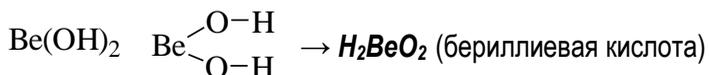


Двух- и многоосновные кислоты при последовательной замене водорода на металл в реакции нейтрализации могут дать сначала кислотные остатки, еще содержащие водород.

Амфотерные гидроксиды – это сложные вещества, содержащие металлический элемент и несколько гидрокс – групп. Они плохо растворимы в воде и не действуют на растворы индикаторов, но в реакциях проявляют свойства оснований и кислот, т.е. обладают двойственностью химических свойств. Например:



Название амфотерных гидроксидов строятся по правилам, приведенным для оснований и кислот. Например:



BeO^{2-} бериллат анион

Соли – это сложные вещества, содержащие металл и кислотный остаток. Их можно рассматривать как продукты замещения водорода кислот на металлы, или замещения гидрокс – групп основания на кислотные остатки.

Замещение может быть полным или частичным и, в зависимости от этого, класс солей может подразделить на типы: средние (нормальные), кислые и основные соли.

Средние (нормальные) соли – продукты полного замещения гидроксо – групп основания на кислотные остатки. Например:



Катион NH_4^+ входит в состав солей, подобно однозарядным катионам металлов Na^+ , K^+ , Li^+ .

Кислые соли – продукты неполного замещения водорода кислот на металлы. Например:



В составе кислотных остатков таких солей содержится водород, способный замещаться на металл, как у кислот, что и отражается в названиях этого типа солей.

Кислые соли могут быть образованы только двух- и многоосновными кислотами. Более характерно это для слабых кислот.

Основные соли – продукты неполного замещения гидрокс – групп оснований на кислотные остатки. Например:



В состав основных солей входит основной остаток с гидроксильными группами, способными замещаться на кислотные остатки как у оснований. Отсюда и название этого типа солей.

Основные соли могут быть образованы только слабыми многокислотными основаниями. Сильные основания таких солей не образуют.

Названия солей составляются из названия кислотного остатка и названия металла или основного остатка (с учетом числа гидрокс – групп) в родительном падеже с указанием в скобках степени окисления металла. Если она переменна.

Например: K_2S – сульфид калия, KHS – гидросульфид калия, $CaSO_4$ – сульфат кальция, $Fe(OH)_2Cl$ – хлорид дигидроксожелеза (II), $Fe(OH)_3Cl$ – хлорид тригидроксожелеза (III), $CuCO_3$ – карбонат меди (II).

Способы получения солей разнообразны. Одни из них – реакция нейтрализации, о разных вариантах которой уже говорилось. Нетрудно представить все типы солей и их графические формулы, которые могут получиться при реакции нейтрализации гидроксида магния серной кислотой:

1) при одинаковых количествах:

$Mg(OH)_2 + H_2SO_4 = 2H_2O + MgSO_4$ – средняя соль – сульфат магния.

2) при недостатке кислоты:

$2Mg(OH)_2 + H_2SO_4 = 2H_2O + (MgOH)_2SO_4$ – основная соль – сульфат гидроксомагния.

3) при избытке кислоты:

а) по массе водорода: $M_{\text{э}} (\text{металла}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot M_{\text{э}}(\text{H})}{m(\text{H}_2)}$

б) по объему водорода: $M_{\text{э}} (\text{металла}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot V_{\text{э}}(\text{H})}{V_0(\text{H}_2)}$

РАБОТА №2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ГРАММ-ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА.

Цель работы: усвоение понятий: химический эквивалент, объемный эквивалент; ознакомление с простейшими измерениями объемов газов и с расчетами по газовым законам и закону эквивалента.

Химическим эквивалентом (или эквивалентом веса) элемента, называется такое весовое количество его, которое соединяется с 1,008 весовыми частями водорода или с 8 весовыми частями кислорода или замещают эти количества в соединениях.

Грамм – моль – это количество вещества в граммах, численно равное его химическому эквиваленту.

Поскольку эквивалент водорода 1,008 (округленное 1,0), а кислорода – 8, то грамм – эквиваленты их составляет 1,0 г и 8,0 г соответственно.

Зная вес одного грамм – эквивалента вещества (\mathcal{E}_g), можно рассчитать число грамм – эквивалентов (n) в определенном весовом количестве (m_g) по соотношению:

$$n = m_g / \mathcal{E}_g.$$

Между эквивалентом – \mathcal{E} , атомным весом – A и валентностью B элемента существует зависимость: $\mathcal{E} = A / B$.

Численное значение эквивалента можно рассматривать как дело атомного веса элемента, приходящуюся на одну валентность. Для элементов с переменной валентностью значение эквивалента может быть различным.

Закон эквивалентов.

Вещества взаимодействуют в весовых количествах пропорциональных их эквивалентам.

Математически этот закон выражается следующей зависимостью:

$$m_1 / m_2 = \mathcal{E}_1 / \mathcal{E}_2, \text{ или } m_1 / \mathcal{E}_1 = m_2 / \mathcal{E}_2,$$

где m_1, \mathcal{E}_1 – масса и эквивалент первого вещества

m_2, \mathcal{E}_2 – масса и эквивалент второго вещества

m_1 / \mathcal{E}_1 и m_2 / \mathcal{E}_2 числа грамм – эквивалентов, реагирующих веществ, которое всегда одинаково.

Если одно из важнейших веществ находится в газообразном состоянии, а второе – в твердом, можно воспользоваться величиной объемного эквивалента (объем, занимаемый одним грамм – эквивалентом газа при нормальных условия).

В этом случаи закон эквивалентов можно выразить:

$$m_1 / \mathcal{E}_1 = V_0 / V_{2-\mathcal{E}}, \text{ где:}$$

m_1, \mathcal{E}_1 – масса и эквивалент твердого тела

V_0 - объем газа (н.у.)

$V_{2-э}$ – объемный эквивалент газа

Расчет объемных эквивалентов простых газов.

Обозначить объем одного грамм – атома (A_r) через $V_{2-а}$ можно выразить объем грамм – эквивалента

$$V_{2-э} = V_{2-атома} / B$$

Например, объем 1 моля (2,016 г) водорода – 22,4 л, тогда объем одного грамм – атома (1,008 г) – 11,2 л.

А) для водорода $V_{2-э} = 11,2/1 = 11,2$ (л)

Б) для кислорода: $V_{2-э} = 11,2/2 = 5,6$ (л)

Эквиваленты сложных веществ (кислот, оснований, солей).

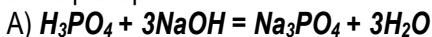
Эквивалентом сложного вещества называется такое весовое количество его, которое реагирует без остатка с одним эквивалентом водорода (1 в.ч.) или с одним эквивалентом кислорода (8 в.ч.), или с одним эквивалентом любого вещества.

Подобно эквиваленту элемента эквивалент одного и того же вещества можно рассматривать как долю молекулярного веса, приходящуюся на одну валентность. Для определения значения эквивалента кислот, оснований и солей исходят из реакций обмена или замещения. Поэтому эквивалент сложных веществ может иметь переменную величину.

Эквивалент кислоты.

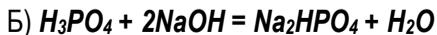
Многоосновные кислоты могут взаимодействовать со щелочью с образованием не только средних (нормальных), но и кислых солей, т.е. разное число атомов водорода в молекуле кислоты будет замещено на атом металла.

Поэтому эквивалент кислоты равен молекулярному весу, деленному на число атомов водорода, замещающихся на атомы металла. Например:



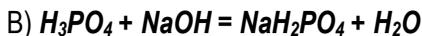
В этом случае в молекуле фосфорной кислоты замещается на металл три атома водорода, и эквивалент H_3PO_4 для этой реакции рассчитывается так:

$$\mathcal{E}(H_3PO_4) = M(H_3PO_4) / 3 = 98 / 3 = 32,6$$



В реакциях участвуют два атома водорода кислоты, поэтому эквивалент H_3PO_4 :

$$\mathcal{E}(H_3PO_4) = M(H_3PO_4) / 2 = 98 / 2 = 49$$



Эквивалент H_3PO_4 в этой реакции:

$$\mathcal{E}(H_3PO_4) = M(H_3PO_4) / 1 = 98 / 1 = 98.$$

Эквивалент основания.

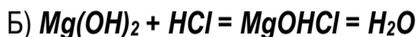
Многокислотные основания, взаимодействуя с кислотами, могут образовать не только средние (нормальные), но и основные соли.

Следовательно, эквивалент основания равен молекулярному весу, деленному на число гидроксильных групп, замещенных на кислотные остатки при образовании соли. Например:



В реакциях участвуют две гидроксильные группы гидроксида магния, поэтому эквивалент $Mg(OH)_2$ может быть рассчитан так:

$$\mathcal{E}(Mg(OH)_2) = M(Mg(OH)_2) / 2 = 58 / 2 = 29$$

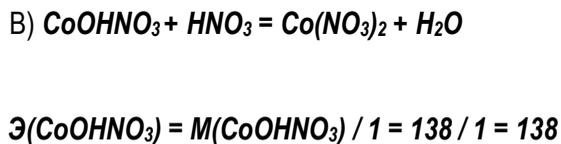
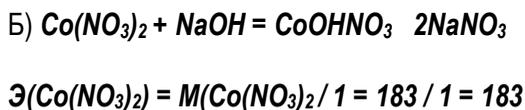
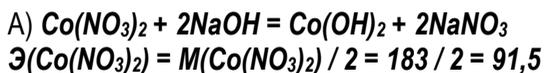


$$\mathcal{E}(Mg(OH)_2) = M(Mg(OH)_2) / 1 = 58 / 1 = 58$$

Эквивалент соли.

Эквивалент средней соли равен молекулярному весу, деленному на общее число валентностей металла или кислотного остатка.

Однако, соли разных типов (средние, основные, кислые) могут взаимодействовать с различными веществами по-разному. В каждом случае эквивалент соли определяется по числу эквивалентов реагирующего с ней вещества, поскольку каждый эквивалент приходится на одну валентность. Например:



Практическая часть.

Грамм-эквивалент металла в данной работе определяют методом вытеснения водорода из разбавленной соляной кислоты определенным количеством металла.

Опыт проводят в приборе, изображенном на рисунке 1, состоящим из бюретки – 1, пробирки Оттвальда – 2, уравнильного сосуда – 3, проверенном на герметичность.

Для проведения опыта в одно колено пробирки Оттвальда налить с помощью воронки 10 мл, измеренные цилиндром, разбавленной соляной кислотой.

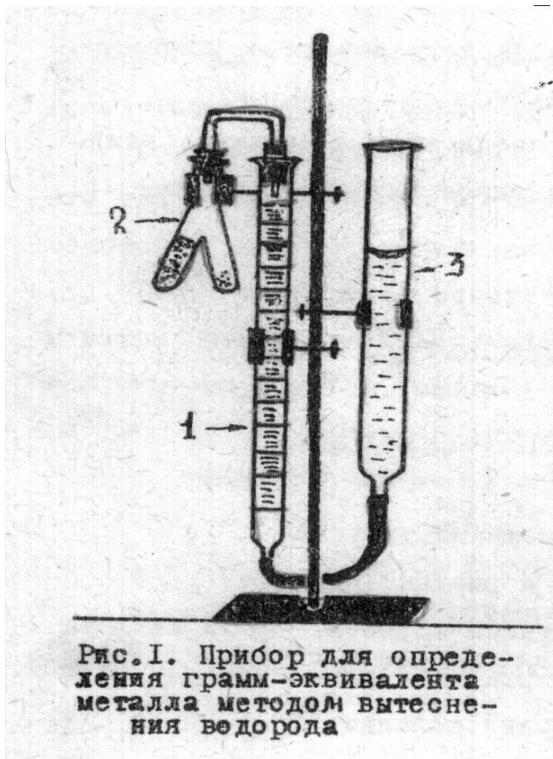


Рис. I. Прибор для определения грамм-эквивалента металла методом вытеснения водорода

Взвесить 50 мг = 0,05 г металла (m_{Me}) на небольшом листке фильтрованной бумаги, предварительно уравновешенном на весах.

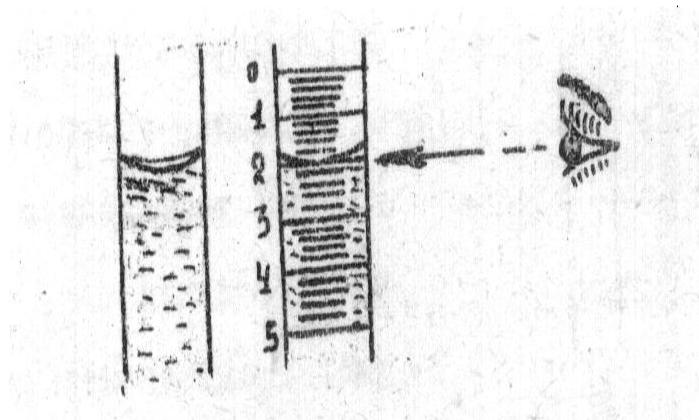
Навеску металла завернуть в фильтрованную бумагу и поместить в свободное колено пробирки Оствальда, укрепленную в вертикальном положении так, чтобы не началась преждевременная реакция металла с кислотой.

Перемещая уравнильный сосуд, привести уровень воды в бюретки близко к нулевому делению. Закрывать пробкой пробирку Оствальда (уровень в бюретке немного понизится), проверить прибор на герметичность.

С этой целью опускают уравнильный сосуд так, чтобы в нем был ниже уровня воды в бюретке, и в таком положении укрепляют его. При опускании уравнильного сосуда уровень воды в бюретке несколько понизится. Если через 1 – 2 минуты дальнейшего понижения не будет, прибор можно считать герметичным.

Привести воду в бюретки и уравнильном сосуде к одинаковому уровню по нижнему мениску, который отмечают как $V_{нач}$ и записывают его численное значение. При этом давление в рабочей части прибора равно атмосферному давлению, которое нужно измерить по барометру.

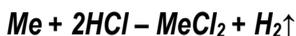
Чтобы правильно измерить уровень воды в бюретке, глаз наблюдателя должен находиться на одном уровне с нижним мениском пода (рис. 2)



**Рис. 2. Правильное расположение уровней и отсчета $V_{нач}$.
На рисунке $V_{нач} = 2$ мл.**

Затем пробирку повернуть таким образом, чтобы кислота перелилась в другое колено пробирки, где находится металл и встряхнуть пробирку до окончания реакции.

Взаимодействие металла с кислотой происходит по уравнению:



Водород, выделяющийся в результате взаимодействия металла с раствором кислоты, вытесняет из бюретки воду в уравнительный сосуд.

Уравнительный сосуд в ходе реакции необходимо опускать вниз так, чтобы уровень воды в нем и в бюретки был одинаков с тем, чтобы давление в рабочей части не изменялось.

По окончании реакции (уровень воды в измерительной бюретки не изменятся) пробирку погрузить в стакан с водой для охлаждения до комнатной температуры.

После того, как уровень воды перестанет изменяться, убрать стакан с водой, протереть пробирку. Установить воду в бюретке и уравнительном сосуде на одинаковом уровне.

Отметить уровень воды в бюретки – 1 ($V_{кон}$) и записать его значение. Разность уровней ($V_{кон} - V_{нач}$) равна объему водорода ($V(H_2)$), выделившегося в условиях опыта.

После проведения опыта (эксперимента) записать показания термометра, барометра и давления насыщенного водяного пара при данной температуре (см. таблицу) в Бланк отчета.

Обработка результатов.

1. Привести найденный объем водорода к н.у.:

$$V_0 = (PH_2 * T_0 / P_0 * T) * VH_2, \text{ где:}$$

P_0 и T_0 – давление и температура при н.у, которые равны 760 мм. рт. ст. и 273°K соответственно;

$T = t^\circ + 273^\circ$ - абсолютная температура;

V_{H_2} - объем водорода, выделившегося в условиях опыта;

P_{H_2} - парциальное давление водорода, которое определяют как разность:

$P_{H_2} = P_{атм.} - P_{H_2O}$, где

$P_{атм.}$ – атмосферное давление;

P_{H_2O} – давление насыщенного пара при температуре опыта.

2. Вычислить массу выделившегося водорода m_{H_2} , зная, что 1 моль водорода занимает при нормальных условиях объем равный 22,4 л.

$$m_{H_2} = (2,016 / 22,4) * V_0.$$

3. Вычислить грамм – эквивалент магния:

$$A) \mathcal{E}_{Me} = m_{Me} * \mathcal{E}_H / m_{H_2}$$

$$B) \mathcal{E}_{Me} = m_{Me} * V_{2-э} / V_0$$

Задачи:

1. Найдите эквивалент хрома в следующих реакциях:

CrO, Cr₂O₃, CrO₃;

2. Сколько литров кислорода, измеренного при н.у., расходуется при сгорании 2,4 г. металла, эквивалент которого равен 12. (Ответ: 1,12 л.)

3. На образовании 2,155 г. окисла расходуется 300 мл кислорода, измеренного при температуре 27°C и давлении 600 мм. рт. ст. Определите эквивалент металла (Ответ: 48)

4. При взаимодействии 0,953 г. металла с водой выделилось 380 мл водорода, измеренного при температуре 17°C и давлении 580 мм. рт. ст. Определите эквивалент металла (Ответ: 39,1)

5. 29,2 г смеси цинка и окиси цинка растворили в избытке соляной кислоты. При этом выделилось 4,48 л водорода, измеренного при н.у. Определите число грамм – эквивалента соответственно цинка и окиси цинка, содержащегося в смеси. (Ответ: 0,4 грамм – эквивалент **Zn**, 0,4 грамм – эквивалента **ZnO**).

ТАБЛИЦА

t° C	P (H ₂ O) мм. рт. ст.	t° C	P (H ₂ O) мм. рт. ст.	t° C	P (H ₂ O) мм. рт. ст.
12	10,518	20	17,375	28	28,349
13	11,231	21	18,650	29	30,043
14	11,987	22	19,827	30	31,824
15	12,788	23	21,068	31	33,695
16	13,634	24	22,377		
17	14,530	25	23,756		
18	15,477	26	25,209		
19	16,477	27	26,739		

Необходимые реактивы и посуда: металл в виде порошка, 10%-ый раствор соляной кислоты, весы, разновесы, пинцет, стеклянная воронка, фильтрованная бумага, прибор для определения объема газа выделяющегося в реакции, мерный цилиндр на 25 мл, термометр, барометр.

Образец отчета 2

Ташкентский Государственный технический университет
Кафедра общей химии

Факультет _____ Группа _____ Фамилия _____ Дата _____
Работа зачтена _____
(дата)

(подпись преподавателя)

Отчет по работе №2. Определение молярной массы эквивалента металла.

Сформулировать понятия и привести математические выражения:

1. Закон эквивалентов _____

Эквивалент _____

2. Молярный объем _____

3. Расчет молярной массы эквивалента:

А) _____ элемента $M_{\text{Э}}$ (элемента) =

Б) _____ кислоты $M_{\text{Э}}$ (кислоты) =

В) _____ основания $M_{\text{Э}}$ (основания) =

Г) _____ соли $M_{\text{Э}}$ (соли) =

СХЕМА ПРИБОРА

Уравнение реакции:

Основные части прибора:

1. _____

2. _____

3. _____

РЕЗУЛЬТАТЫ НАБЛЮДЕНИЙ

М (г)	Уровень H_2O в бюретки	$V H_2$	Температура	Давление насыщ. пара р (H_2O) (мм. рт. ст.)	Атм. давл. мм.рт.ст
-------	-----------------------------	---------	-------------	---	------------------------

	$V_{нач}$ (мл)	$V_{кон}$ (мл)		$t^{\circ}C$	$T^{\circ}K$
1.					
2.					

РАСЧЕТЫ ПО ОПЫТНЫМ ДАННЫМ.

Парциальное давление водорода $p(H_2O)$ (мм. рт. ст.)		Расчетные формулы	Расчет	Результат
Объем водорода, приведенный к н.у. V_0 (мл)				
Масса выделившегося водорода $m(H_2)$				
Молярная масса эквивалента металла $M_{\text{Э}}$ (мет) (г/моль) рассчитанная:	А) по массе водорода			
	Б) по объему водорода			

РАБОТА №3.

ТЕПЛОВЫЕ ЭФФЕКТЫ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ.

Цель работы: освоить работу с упрощенным калориметром, расчеты наблюдаемого теплового эффекта и теплоты растворения или реакции нейтрализации.

Усвоить понятия: тепловой эффект, эндо – и экзотермический процесс, термохимические уравнения, внутренняя энергия, стандартные условия, стандартная теплота образования веществ, теплота

разложения, растворения, сгорания, энтальпия образования (ΔH_{298}°) веществ, энтропия, энергия Гиббса (ΔG°).

Знать: законы Лавуазье – Лапласа, Гесса, следствия из закона Гесса.

Уметь: по термохимическому уравнению производить расчет теплового эффекта, количества вещества, массы, объема, на основе следствия из закона Гесса вести расчет теплового эффекта реакции и теплоты образования веществ, определять направленность процесса при стандартных условиях по знаку ΔG .

Выполнение работы.

В работе используется упрощенный калориметр с воздушной изоляцией, состоящий из двух сосудов – наружного (1) и внутреннего (2), закрытых термоизолирующей крышкой (3) с отверстиями для термометра (4) мешалки и воронки (5, 6) (см. рис. 3)

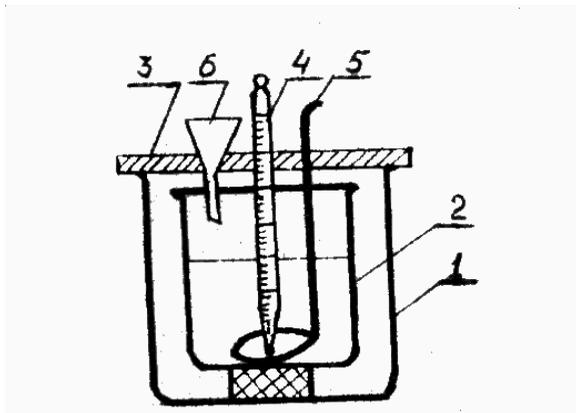
Теплота реакции передается воде, находящейся в сосуде (или отбирается у воды) и количество переданной теплоты определяется по общей теплоемкости всех частей калориметра и разности температур.

ОПЫТ 1. Определение теплоты растворения соли.

Получить у преподавателя задание. Рассчитать и записать молярную массу указанной соли. Рассчитать массу 0,04 моль этой соли. В сухой ступке растереть пестиком кристаллы соли и уравновесить на чашках весов два листка бумаги, взвесить рассчитанную массу соли – взять “навеску”.

Упрощенный

калориметр (рис. 3)



1. внешний стакан;
2. внутренний стакан;
3. крышка;
4. термометр;
5. мешалка;
6. воронка.

Рис. 3. Упрощенный калориметр

Ознакомьтесь с устройством калориметра.

Во внутренний сосуд (стакан) калориметра налить 50 мл воды (т.к. $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}$, то $m(\text{H}_2\text{O}) = 50 \text{ г}$), закрыть крышкой, опустить термометр и мешалку в воду и записать показания термометра t°_1 . Через воронку в крышке калориметра быстро высыпать навеску соли в стакан с водой и продолжая перемешивать раствор, произвести отсчет самой низкой (или самой высокой) температуры после полного растворения соли t°_2 . Ввести данные в отчет и произвести необходимые расчеты.

ОПЫТ 2. Определение теплоты реакции нейтрализации.

Получить задание у преподавателя и написать термохимическое уравнение реакции нейтрализации.

Во внутренний стакан калориметра налить мерным цилиндром или из бюретки заданный объем 1М раствора щелочи (NaOH), опустить в него термометр и записать показания t°_1 . В другой сухой стакан отмерить равный объем 1М раствора кислоты (HCl), считая его температуру равной t°_1 .

Быстро влить раствор кислоты в раствор щелочи и, осторожно перемешивая содержимое, отметить самую высокую температуру t°_2 , которую покажет термометр после сливания раствора.

Внести полученные данные в отчет и произвести необходимые расчеты.

Указания к обработке результатов ОПЫТА 1.

1. Рассчитать тепловой эффект растворения навески соли по формуле:

$$Q(\text{навески}) = c * m(p-pa) * \Delta t^{\circ}$$

Здесь: c – теплоемкость раствора, принять равной единице, т.е. $c = 1 \text{ кал}/(\text{г} * \text{град})$ или $c = 4,3 \text{ Дж}/(\text{г} * \text{град})$;

$m(p-pa) = m(\text{соли}) + m(\text{воды})$; $\Delta t^{\circ} = t_1 - t_2$.

2. Исходя из понятия о моле вещества, его количественных характеристик (число Авогадро, молярной массы, теплоты растворения) и пропорциональных соотношений между этими величинами:

1 моль — N_A — M г/моль — $Q_{\text{растворения}}(\text{в-ва})$ ккал/моль,

n моль — N — m г — Q (навески) ккал,

А) составить пропорцию: m г — Q (навески) ккал

M г/моль — $Q_{\text{раств.}}(\text{в-ва})$ ккал/моль

Б) рассчитать теплоту растворения соли по формуле:

$$Q_{\text{раств.}}(\text{в-ва}) = Q(\text{навески}) * M(\text{в-ва}) / m(\text{в-ва}) \text{ ккал/моль}$$

1. Рассчитать абсолютную и относительную ошибки опыта

абс. $\Delta Q = Q_{\text{раств.}}(\text{в-ва})_{\text{теор}} - Q_{\text{раств.}}(\text{в-ва})_{\text{опытн.}}$

отн. $\delta Q = (\Delta Q / Q_{\text{теор}}) * 100\%$.

Значение Q (вещества) теор. взять из табл.3 прил.

Указания к обработке результатов ОПЫТА 2.

1. Рассчитать общий объем раствора: $V(p-pa) = V(\text{щелочи}) + V(\text{кислоты})$.

2. Вычислить наблюдаемый тепловой эффект реакции нейтрализации по формуле: $Q(\text{набл.}) = c * V(p-pa) * \rho * \Delta t^{\circ}$

Здесь: плотность раствора принять равной единице

$\rho = 1 \text{ г/мл}$; $\Delta t^\circ = t_2 - t_1$; $c = 1 \text{ ккал/г} \cdot \text{град}$.

3. Определить количество щелочи (моль) содержащееся в заданном объеме, исходя из пропорции:

в 1000 мл раствора содержится 1 моль NaOH, т.к. $C = 1M$,

$V \text{ мл}$ _____ н моль NaOH,

$n = V / 1000 = V \cdot 10^{-3}$ (моль).

4. Рассчитать теплоту реакции нейтрализации из пропорции:

n моль _____ Q (набл.)

1 моль _____ Q (нейтр.)

5. Рассчитать абсолютную и относительную ошибки опыта, если известно что теоретическое значение теплоты реакции нейтрализации сильных кислот щелочами равно +13,7 ккал/моль. Ошибки опыта обусловлены приближенными значениями c , ρ , Δt° и неучтенными затратами тепла на нагревание калориметра.

Ташкентский Государственный технический университет
Кафедра общей химии

Факультет _____ Группа _____ Фамилия _____ Дата _____
_____ Работа зачтена _____
(дата)

(подпись преподавателя)

Отчет по работе №3. Определение теплоты растворения соли (теплоты реакции нейтрализации).

Сформулировать понятия:

1. Эндотермический процесс - _____

при этом ΔH° реакции _____

2. Экзотермический процесс - _____

При этом ΔH° реакции _____

3. Стандартные условия: $T =$ _____, $p =$ _____, $c =$ _____

4. Теплота образования сложного вещества (или ΔH°_{298})

5. Теплота растворения _____

6. Теплота реакции нейтрализации _____

7. Закон Гесса и его математическое выражение

8. Следствия из закона Гесса и его математическое выражение

Схема прибора

Упрощенный калориметр

- _____
- _____
- _____
- _____
- _____
- _____

ОПЫТ 1. РЕЗУЛЬТАТЫ НАБЛЮДЕНИЙ.

Формула соли	Молярная масса M (соли), г/моль	Масса Воды m (H_2O) г	Масса Соли m (с) г	Температура	Теплота растворения $Q(\text{соли})_{\text{теор.}}$ ккал/моль
				$t_1^\circ C$	$t_2^\circ C$

РАСЧЕТЫ ПО ОПЫТНЫМ ДАННЫМ.

	Расчетная	Расчет	Результат
--	-----------	--------	-----------

	формула		
Разность температур Δt , °C			
Масса раствора $m(p-ра)$, г			
Тепловой эффект растворения навески соли $Q(навески)$, ккал/моль			
Ошибка определения: А) абсолютная ΔQ Б) относительная δQ			

ОПЫТ 2. РЕЗУЛЬТАТЫ НАБЛЮДЕНИЙ.

Термохимическая реакция нейтр	Заданный объем $V_m = V_k$ мл	Общий объем $V(p-ра)$ мл	Температура		Теплота Нейтр $Q(теор)$ ккал/моль
			t_1 °C	t_2 °C	

РАСЧЕТЫ ПО ОПЫТНЫМ ДАННЫМ.

	Расчетная формула	Расчет	Результ.
Разность температур Δt , °C			
Общий объем раствора V мл			
Наблюдаемый тепловой эффект реакции нейтрализации $Q(набл)$, ккал			
Количество щелочи (моль) в заданном объеме n			
Теплота нейтрализации $Q(эксп.)$ ккал/моль			
Ошибка определения:			

А) абсолютная ΔQ			
Б) относительная δQ			

РАБОТА №4. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА.

Цель работы: - освоить один из методов определения относительной скорости химической реакции и установить влияние различных факторов на ее величину;

- научиться вызывать смещение химического равновесия и делать выводы о его направлении из наблюдений над обратимым (равновесным) процессом;

- ознакомиться с гомо- и гетерогенным катализатором.

Уметь:- производить точный расчет отсчета объемов растворов (мл) и промежутков времени (сек);

- рассчитывать условную скорость химической реакции и на основе опытных данных строить графики зависимости ее от концентрации и от температуры;

- записывать выражение константы равновесия по уравнению обратимой реакции для гомо- и гетерогенных систем;

- рассчитывать величину константы равновесия по значению равновесных концентраций веществ;

- определять направление смещения химического равновесия при изменении условий (давление, температура, концентрация), на основе принципа Ле Шателье.

Ознакомиться с одним из способов математической обработки опытных данных – Методом наименьших квадратов.

Выполнение работы.

При взаимодействии растворов тиосульфата натрия и серной кислоты наблюдается помутнение раствора за счет выделяющейся мелкодисперсной серы:



Время, которое проходит от начала реакции до появления помутнения (опалесценции), характеризуется скоростью химической реакции, которая, как известно является величиной, обратной времени: $v = 1/\tau$.

ОПЫТЫ ПРОВОДИТЬ В ТЩАТЕЛЬНО ВЫМЫТОЙ ПОСУДЕ!

ОПЫТ 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции.

В одну пробирку отмерьте из бюретки указанной в таблице отчета (см.с.32) объем в (мл) раствора тиосульфата натрия и воды, а в другую пробирку – указанный объем раствора серной кислоты. Быстро вылейте раствор тиосульфата из первой пробирки в раствор кислоты, засекайте время по часам или секундомеру и отсчитайте число секунд, прошедших с момента сливания до помутнения раствора.

Для более точного отсчета времени следует поместить позади пробирки бумагу с нарисованными яркими полосками и измерить время от сливания до момента, когда полоски перестанут быть видимыми сквозь раствор. Для перемешивания растворов, встряхивайте пробирку.

Повторите опыт еще два раза, взяв для реакции новые объемы реактивов, указанные в таблице отчета (см.образец отчета на с.32). Внесите в отчет полученные данные: уравнение реакции, математическое выражение ее скорости (по закону действия масс), время (сек).

Рассчитайте условную скорость реакции в каждом случае. Постройте график, отложив на оси абсцисс условные концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (**1С, 2С, 3С**), а на оси ординат – условные скорости (**v1, v2, v3**).

Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации.

По заданию преподавателя обработайте результаты опытов методом квадратов.

ОПЫТ 2. Влияние температуры на скорость химической реакции.

На бюретках отмерьте на одну пробирку 2 мл раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а в другую пробирку – 2 мл раствора серной кислоты H_2SO_4 . (Методику наблюдений см. опыт 1).

Обе пробирки и термометр опустите в стакан с водопроводной водой на 4-5 минут, чтобы растворы в пробирках и вода приняли одинаковую температуру. Запишите эту температуру t_1 и выньте термометр.

Влейте в раствор тиосульфата в пробирку с серной кислотой и, не вынимая последнюю из стакана, измерьте время, прошедшее с момента сливания растворов до появления мути и исчезновения окрещенной полоски.

Повторите опыт еще два раза с теми же объемами растворов, каждый раз добавляя в стакан с пробирками горячую воду для повышения температуры сначала на 10, а потом на 20 градусов по сравнению с начальной:

$$t_2 = t_1 + 10, t_3 = t_1 + 20.$$

Рассчитайте условные скорости реакции: $v = 100 / \tau$.

Уравнение реакции, результаты измерений и расчетов занесите в таблицу отчета (см. образец отчета на с. 32).

Начертите график, иллюстрирующий зависимость реакции от температуры, отложив на оси абсцисс температуру, а на оси ординат – условные скорости реакции. Учтите, что при 0°C скорость химической реакции будет равна нулю.

Исходя из полученных значений условной скорости реакции для трех температур (v_{t1} , v_{t2} , v_{t3}), рассчитайте значение температурного коэффициента скорости данной реакции, который равен отношению условных скоростей при двух температурах, отличающихся на 10 градусов:

$$\gamma = v_{t2} / v_{t1} = v_{t3} / v_{t2}$$

По заданию преподавателя обработайте результаты опыта методом наименьших квадратов.

ОПЫТ 3. Влияние степени измельчения твердого вещества на скорость реакции в гетерогенной системе.

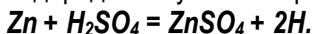
Уравновесьте на чашках весов (с бумажками) кусочек мела и порошок мела. Налейте в две пробирки по 4-5 мл 10%-ного раствора хлороводорода HCl (соляной кислоты) и одновременно опустите в первую пробирку кусочек мела, а во вторую – порошок мела.

Что наблюдается? В какой пробирке реакция закончится раньше? Напишите уравнение реакции. Сделайте вывод о влиянии степени измельчения (величины поверхности) реагирующих веществ на скорость гетерогенных реакций.

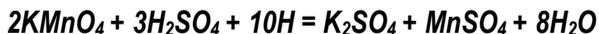
ОПЫТ 4. Гомогенный катализ.

Налейте в пробирку на $\frac{1}{2}$ ее объема 10%-ной серной кислоты H_2SO_4 и добавьте несколько капель 0,05 н. раствора перманганата калия KMnO_4 до розового цвета. Полученный раствор разлейте поровну в две пробирки. В одну из них добавьте 2-3 капли раствора нитрата калия KNO_3 , затем в обе пробирки добавьте по одному кусочку цинка Zn и следите за изменением окраски растворов. В какой пробирке это изменение происходит быстрее?

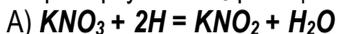
Ослабление окраски вызвано восстановлением KMnO_4 до бесцветного сульфата марганца MnSO_4 . Восстановитель – атомарный водород – получается в реакции:



Реакция без KNO_3 идет в одну стадию:



В пробирку с KNO_3 реакция идет в две стадии:



Сделайте вывод о роли KNO_3 в данном процессе.

Гранулы цинка и вообще кусочки металлов не следует выбрасывать, а после ополаскивания водой – сдавать лаборанту или складывать в специально выделенную для этого емкость – стаканчик или колбу.

ОПЫТ 5. Гетерогенный катализ.

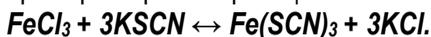
В пробирку налейте 1-2 мл 3%-ного раствора пероксида водорода H_2O_2 . Наблюдается ли в обычных условиях заметное разложение H_2O_2 ?

Добавьте в пробирку микро-шпатель диоксида марганца MnO_2 и сразу внесите в пробирку тлеющую лучинку. Что наблюдается теперь?

Какой газ выделяется? Напишите уравнение реакции разложения H_2O_2 . В чем заключается роль диоксида марганца MnO_2 .

ОПЫТ 6. Смещение химического равновесия при изменении концентрации участвующих в реакции веществ.

Смещение (сдвиг) химического равновесия можно наблюдать на примере обратной реакции:



В пробирку налейте $\frac{1}{2}$ ее объема дистиллированной воды и добавьте по 2 капли 0,5 н. раствора хлорида железа (III) $FeCl_3$ и роданида калия $KSCN$ (или роданида аммония NH_4SCN). Какого цвета стал раствор? Это окраска роданида железа $Fe(SCN)_3$.

Смещение равновесия легко наблюдать по изменению интенсивности окраски раствора. Напишите выражение константы равновесия для наблюдаемых обратимой реакции.

Полученный раствор разлейте в четыре пробирки. Одну пробирку оставьте в качестве контрольной.

В первую пробирку добавьте 4-5 капель раствора $FeCl_3$. Во вторую – добавьте 4-5 капель раствора $KSCN$ (или NH_4SCN). В третью пробирку насыпьте немного кристаллов KCl (или NH_4Cl)/

Сравните окраску растворов в трех пробирках с контрольной.

На основе принципа Ле Шателье объясните направление смещения химического равновесия, вызванного изменением концентрации каждого из добавленных веществ.

Все наблюдения и выводы внесите в отчет, заполнив соответствующую таблицу своими данными.

Ташкентский Государственный технический университет
Кафедра общей химии

Факультет _____ Группа _____ Фамилия _____ Дата _____
Работа зачтена _____
(дата)

(подпись преподавателя)

Отчет по работе №4. Химическая кинетика.

Сформулировать понятия:

Скорость химической реакции _____

Закон действия масс _____,

его математическое выражение _____

Правило Вант – Гоффа _____,

его математическое выражение _____

Энергия активации _____

Катализатор _____

Обратные химические реакции _____

Химическое равновесие _____

Принцип Ле Шателье _____

ОПЫТ 1. Влияние концентрации реагирующих веществ

На скорость химической реакции.

Уравнение реакции _____, наблюдается _____

Математическое выражение скорости этой реакции _____

№	Объем растворов V (мл)	Условная концентрация	Время (сек)	Условн. скорость
---	------------------------	-----------------------	-------------	------------------

		с	τ	v = 100/τ
	Na₂S₂O₃	H₂O	H₂SO₄	
1	1	2	1	10
2	2	1	1	20
3	3	-	1	30

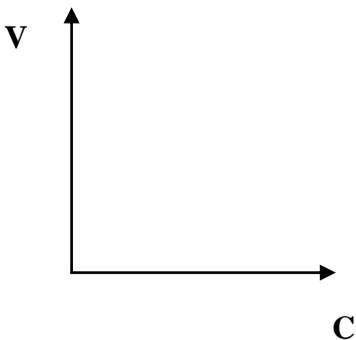


График 1.

Вывод о влиянии концентрации _____

Объяснение характера графика _____.

ОПЫТ 2. Влияние температуры на скорость химических реакций.

Уравнение реакции _____

Расчет: $\gamma = v_{t2} / v_{t1} =$ _____.

№	Объем растворов V (мл)	Темпер. опыта °C	Время (сек) τ	Условн. скорость v = 100/τ
	Na₂S₂O₃	H₂SO₄		
1	2	2	t ₁ =	
2	2	2	t ₂ =	
3	2	2	t ₃ =	

Характер графика _____.

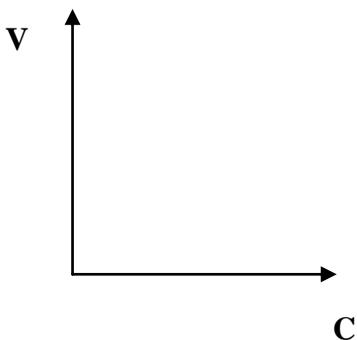


График 2.

ОПЫТ 3. Влияние степени измельчения твердого вещества на скорость реакции в гетерогенной системе.

Уравнение реакции _____.
 Наблюдения _____
 Вывод _____

ОПЫТ 4. Гомогенный катализ.

Наблюдения за окраской в пробирках: 1 _____, 2 _____
 Уравнение реакции: 1 – без KNO_3 _____,
 2 – с KNO_3 : а) _____, б) _____.
 Вывод о роли KNO_3 _____.

ОПЫТ 5. Гетерогенный катализ.

Интенсивность выделения газа: а) без MnO_2 _____,
 б) с MnO_2 _____.
 Уравнение реакции _____
 Вывод _____

ОПЫТ 6. Смещение химического равновесия при изменении концентрации участвующих веществ.

Уравнение обратимой реакции _____

Цвет раствора _____

Что окрашивает раствор (формула вещества) _____

Константа равновесия $K_p =$ _____

	Формула добавл. вещества	Изменение интенсивности окраски	Изменение концентрации $Fe(SCN)_3$	Направление смещения равновесия
1	<i>FeCl</i>			
2	<i>KSCN</i>			
3	<i>KCl</i>			

Обоснование смещения равновесия при изменении концентрации

.

РАБОТА №5. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ.

Цель работы: освоить использование:

- мерной посуды для измерения объема растворов;
- ареометра для измерения плотности растворов;
- таблиц плотности растворов для определения массовой доли растворенных веществ с (%).

Получить навыки:

- расчетов по приготовлению растворов, по переходу от одних способов выражения состава растворов (концентраций) к другим;
- приготовления раствора заданной концентрации.

Усвоить понятия: раствор, концентрация, плотность раствора ρ (г/мл, г/см³, кг/м³).

Знать: способы выражения состава растворов: массовая доля растворенного вещества (ω , %), молярная доля растворенного вещества (N_2), молярная концентрация c (М) моль/л, нормальная (эквивалентная) концентрация c (н.) моль/л, молярная концентрация c (m) (или ν в-во/р-ль) моль/кг.

Уметь: производить расчеты на основе указанных выше способов выражения состава растворов.

Выполнить задания.

1. Пользуясь таблицей, выпишите значения плотности растворов, имеющих массовую долю растворенного вещества:

- a) **10% NaCl**;
- b) **8% BaCl₂**;
- c) **12% (NH₄)₂SO₄**;
- d) **12% BaCl₂**.

Укажите вариант раствора с наибольшей плотностью.

2. Пользуясь таблицей, выпишите значения плотности 20%-ных по массе растворов:

- a) **BaCl₂**;
- b) **NaNO₃**;
- c) **KOH**;
- d) **HCl**.

3. Укажите номера тех растворов из задания 1 и 2, для которых плотность может быть измерена с помощью ареометра со шкалой ρ от 1,100 г/мл до 1,200 г/мл.

Плотность водных растворов (ρ г/мл) при 18°C.

масс. доля с (%)	NaCl	(NH ₄) ₂ SO ₄	BaCl ₂	NaNO ₃	HCl	H ₂ SO ₄
3	1,027	1,022	1,084	1,025	1,014	1,020
6	1,041	1,034	1,058	1,039	1,029	1,041
8	1,056	1,046	1,072	1,053	1,039	1,055
10	1,071	1,057	1,092	1,067	1,049	1,069
12	1,086	1,069	1,118	1,082	1,059	1,088
14	1,101	1,081	1,134	1,097	1,069	1,098
16	1,116	1,092	1,156	1,112	1,079	1,113

18	1,132	1,104	1,179	1,127	1,089	1,128
20	1,148	1,115	1,203	1,148	1,099	1,148
24	1,180	1,138	1,258	1,175	1,121	1,174
28		1,161		1,209	1,141	1,206
35		1,200		1,270	1,178	1,265
40						1,307
60						1,503
80						1,782
96						1,840

Выполнение работы.

ОПЫТ 1. Приготовление раствора из соли и воды.

Получите у преподавателя задание: приготовить ... г раствора соли ... (формула соли) ... %-ной концентрации (по массе). Внесите данные в отчет.

Рассчитайте необходимую для приготовления этого раствора массу соли m (с) и массу воды m (H_2O) г. Покажите преподавателю.

Уравновесьте на весах листочек бумаги и взвесьте на нем с точностью до 0,01 г рассчитанную вами массу измельченной соли m (с) – “навеска”. Перенесите взвешенную соль в чистый стакан или колбу. Отмерьте цилиндром нужный объем воды, считая V (H_2O) = m (H_2O) при ρ (H_2O) ~ 1 г/мл. Вылейте воду в стакан с солью и размешайте содержимое до полного растворения. Перелейте готовый раствор – 1 в сухой мерный цилиндр и измерьте объем V (раствора 1). Внесите данные в отчет.

Приготовленный раствор оставьте для следующих опытов.

ОПЫТ 2. Определение концентрации готового раствора.

Получите задание у преподавателя (название соли и номер раствора). Внесите данные в отчет.

Задание 1. Измерьте плотность раствора с помощью ареометра. Ареометр (см. рис. 4а) служит для приближенного измерения плотности растворов или жидкостей.

Это стеклянный поплавок со шкалой, который при погружении в жидкость удерживается в вертикальном положении благодаря грузу в нижней части. Чем плотность раствора, тем сильнее он выталкивает ареометр. Поэтому на шкале ареометра указаны значения плотности ρ (г/мл).

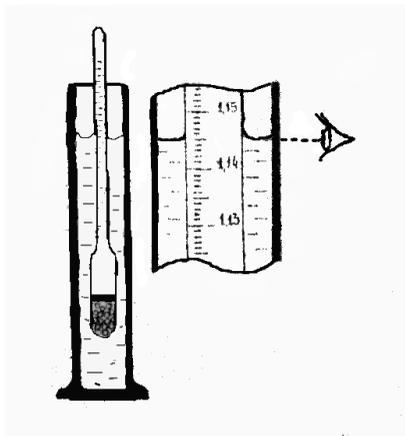


Рисунок 4

Получите ареометр у лаборанта, ознакомьтесь с ним, установите цену деления на его шкале. Налейте в сухой цилиндр 100 мл готового раствора (или используйте раствор 1 из опыта 1). Осторожно опустите в раствор сухой ареометр так, чтобы он свободно плавал не касаясь стенок.

Сделайте отсчет ρ (раствора 1) по нижней точки внутреннего мениска (глаза на уровне мениска жидкости, см. рис. 4б) с точностью до половины маленького деления и запишите в отчет. Например, на рисунке 4б отсчет соответствует измеренной плотности ρ (раствора) = 1,135 г/мл.

Выньте ареометр из раствора, вымойте его, вытрите и поместите в футляр. Ареометр и раствор передайте лаборанту.

Задание 2. Определите массовую долю растворенного вещества с (%) по измеренной плотности ρ (раствора). Если необходимо, произвести интерполирование.

Задание 3А. Рассчитайте массу соли m (с) и воды m (H_2O), содержащихся в 100 мл взятого раствора. Если выполнен опыт 1, этого расчета делать не стоит.

Задание 3Б. По известным величинам m (с), m (H_2O) и V (раствора 1), рассчитайте его молярную c (M) и нормальную c (n) концентрации, а также молярную c (m) (в-во/р-ль) концентрацию этого раствора. Внесите расчетные данные в отчет.

ОПЫТ 3. Приготовление разбавленного раствора из более концентрированного.

Получите задание у преподавателя: приготовить ... г ... %-ного (по массе) раствора – 2 соли ... (формула) из %-ного (по массе) раствора – 1. Запишите полученное задание в отчет.

По известным величинам ρ (р-ра – 1) и c (%) (р-ра – 1), рассчитайте объемы раствора – 1 и воды необходимые для приготовления раствора – 2 по заданию (см.с.15 указания к оп.3).

Покажите расчеты преподавателю. Внесите данные в отчет. Отмерьте сухим цилиндром объем раствора – 1, перелейте раствор в сухой стакан (или колбу), добавьте рассчитанный и измеренный тем же цилиндром объем воды и перемешайте.

Для проверки правильности выполнения задания приготовленный вами раствор – 2 перелейте в сухой цилиндр, измерьте ареометром его плотность ρ (раствора – 2) найдите фактическую концентрацию раствора – 2 c (5) – факт, раствора – 2.

Рассчитайте ошибку величины концентрации полученного раствора:

$$\Delta c (\text{раствора} - 2) = c (\%)_{\text{задан.}} - c (\%)_{\text{факт.}}$$

УКАЗАНИЯ К ОБРАБОТКЕ РЕЗУЛЬТАТОВ ОПЫТОВ.

К опыту 1.

Задано приготовить m (раствора) г, имеющего массовую долю растворенного вещества (концентрацию) c (5), следовательно в 100 г раствора содержится c г соли, а в m г раствора ----- m (с) г. Из пропорции:

$m(c) = m(\text{раствора}) \cdot c / 100$ (г). По разности $m(H_2O) = [m(\text{раствора}) - m(c)]$ г.

К опыту 2.

Задание 2. Для установления массовой доли растворенного вещества c (%) по измеренной плотности раствора ρ (**раствора**). Если в таблице не окажется величины ρ (**раствора**)_{изм.}, то фактическое значение отвечающей ей концентрации c (%)_{факт.} найдите методом **интерполирования** по двум ближайшим значениям. Для этого выпишите из таблицы на с.11 ближайшее к измеренному большее значение плотности – ρ_m . Затем выпишите значения отвечающих им концентраций $c_б$ и c_m . [10, ч – 1, с.16], [12, с.19].

Например: для раствора **NaCl** $\rho_{изм.} = 1,135$ г/мл.

Из таблицы: $\rho_б = 1,148$ г/мл; $c_б = 20\%$

$\rho_m = 1,132$ г/мл; $c_m = 18\%$

Находи разность: $\Delta\rho = 0,016$ г/мл; $\Delta c = 2\%$.

Разность между измеренными и меньшим значением плотности:

$\Delta\rho' = \rho_{изм} - \rho_m = 1,135 - 1,132 = 0,003$ г/мл.

Отвечающую ей разность концентраций $\Delta c'$ находим из пропорции:

$\Delta\rho'$ отвечает Δc

т.е. $\Delta\rho' \cdot \Delta c / \Delta\rho$.

$\Delta\rho' \text{ ----- } \Delta c'$

В данном примере $\Delta c' = 0,003 \cdot 2 / 0,0016 = 0,375\%$, поэтому фактическая концентрация раствора: $c_{факт} = c_m + \Delta c' = 18 + 0,375 = 18,375\%$

Задание 3Б. Теперь, зная $m(c)$ г, $m(H_2O)$ г, $m(p-pa - 1)$ г, объем $V_{p-pa - 1}$ и молярную массу растворенной соли $M(c)$, можно рассчитать количество растворенного вещества (моль) в 1000 мл (1л) раствора, т.е. его молярную концентрацию:

$c(M) = m(c) \cdot 1000 / M(c) \cdot V(p-pa)$ моль/л;

- концентрацию растворенного вещества (моль эквивалентов) в 100 мл (1л) раствора, (или число эквивалентов масс в 1 л раствора), т.е. его нормальную концентрацию:

$$c(\text{н.}) = m(\text{с}) \cdot 1000 / M_3(\text{с}) \cdot V(\text{р-ра}) \text{ моль/л};$$

- количество растворенного вещества (моль), приходящееся на 1000 г (1 кг) растворителя, т.е. молярную концентрацию (молярность)

$$c(m) (\text{в-во/р-ль}) = m(\text{с}) \cdot 1000 / M(\text{с}) \cdot m(\text{H}_2\text{O}).$$

К опыту 3. По заданной массе раствора $m(\text{р-ра} - 2)$ и его концентрации

$c(\%) (\text{р-ра} - 2)$ рассчитайте массу растворенной в нем соли $m_2(\text{с})$, исходя из пропорции:

$$m(\text{р-ра} - 2) \text{ составляет } 100 \% \\ m_2(\text{с}) \text{ ----- } c_2 \%,$$

поэтому $m_2(\text{с}) = m(\text{р-ра} - 2) \cdot c_2 / c_1 \text{ г.}$

Объем этого раствора, учитывая его плотность $\rho (\text{р-ра} - 1)$,

$$V(\text{р-ра} - 1) = m(\text{р-ра} - 1) / \rho (\text{р-ра} - 1) \text{ мл.}$$

Объем воды принимается равным ее массе $V(\text{H}_2\text{O}) \sim m(\text{H}_2\text{O})$. Массу воды, необходимо для разбавления исходного раствора – 1, рассчитайте, как разность масс нового и исходного растворов: $m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра} - 2) - m(\text{р-ра} - 1)$. Результаты измерений, формулы и расчеты внесите в отчет.

Образец отчета 5

Ташкентский Государственный технический университет
Кафедра общей химии

Факультет _____ Группа _____ Фамилия _____ Дата _____

Работа зачтена _____

(дата)

(подпись преподавателя)

Отчет по работе №5. Приготовление растворов.

Сформулировать понятия:

Раствор – _____.

Массовая доля растворенного вещества ω : _____

ω (%) _____.

Молярная концентрация c (м) (в-во / р-ль), молярность b в-во/р-ль

Молярная концентрация c (М) _____

Нормальная концентрация c (н.) _____

К опыту 1. Задание: приготовить ... г раствора соли ... (формула) ... %-ной концентрации (по массе) _____

К опыту 2. Задание 1. измерить плотность раствора соли ... (формула, № ...) c помощью ареометра

Задание 2. определить массовую долю соли ω (%) в исследуемом растворе ... _____

Задание 3А. Рассчитайте массу соли и воды в 100 мл исследуемого раствора ... _____

Задание 3Б. Рассчитайте молярную и нормальную концентрации, а также молярную концентрацию исследуемого раствора

... _____

К опыту 3. Задание. Приготовить ... г ... %-ного (по массе) раствора – 2 соли ... (формула соли) из раствора – 1, ... %-ной (по массе) концентрации. _____

Результаты наблюдений.

№	Формула соли	Молярная масса соли M г/моль	Молярная масса эквивалента соли M _Э г/моль	Плотность раствора		Объем раствора V мл
				ρ, раствора – 1	ρ, раствора – 2	
1						
2						
3						

Расчеты по опытным данным

Номер опыта; Опытные величины	Расчетная формула	Расчет	Результ
Опыт 1. Масса соли, г; m (с) = Масса воды, г; m (H ₂ O)=			
Опыт 2. Массовая доля соли с (%) р-ра – 1 (факт.) (интерполированием)			
Масса раствора – 1; m (р-ра – 1) =			
Масса соли, г; m (с) =			
Масса воды, г; m (H ₂ O)=			
Молярная концентрация			

моль/л; $c (M) =$			
Нормальная концентрация моль-экв./л; $c (н.) =$			
Моляльная концентрация моль/кг; $c (m) (в-во/р-ль) =$			
Опыт 3. Масса соли, г; $m_2 (с) =$			
Масса раствора – 1; $m (р-ра – 1) =$			
Объем раствора – 1, мл; $V (р-ра – 1) =$			
Масса воды, г; $m (H_2O) =$			
Фактическая концентрация р-ра – 2, $c (\%)$; $c (р-ра – 2)$ (интерполированием)			
Ошибка Δc р-ра – 2 =			

РАБОТА №6. РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ.

Цель работы: научиться использовать таблицы, характеризующие свойства электролитов (растворимость, степень диссоциации, произведение растворимости, константа диссоциации);

научиться определять **pH** среды по окраске индикаторов или с помощью **pH** – метра;

ознакомиться опытным путем с влиянием различных факторов на свойства электролитов.

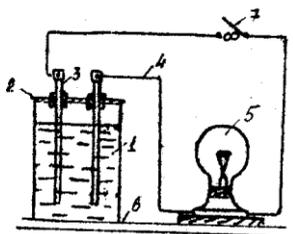
Усвоить понятия: электролит, электролитическая диссоциация, степень диссоциации α , сильный, слабый электролит, константа диссоциации K_d ; влияние одноименного иона; реакция ионного обмена. Ионное произведение воды $K(H_2O)$, водородный показатель **pH**, индикатор; гидролиз солей по катиону и по аниону, ступенчатый гидролиз, степень гидролиза h_z , константа гидролиза K_z .

Знать: закон разведения; правило произведения растворения (пр), условия образования и растворения осадков; направление реакции ионного обмена.

Уметь: используя опытные и табличные данные, составлять молекулярные, ионно-молекулярные уравнения реакций ионного обмена; применять закон действия масс и правило Ле Шателье к ионно-молекулярным равновесиям; объяснять направление их смещения под влиянием различных факторов (изменение температуры и концентрации ионов).

Выполнение работы.

ОПЫТ 1. Электропроводность растворов (демонстрационный)



опыт по изучению электропроводности растворов проводят в приборе, состоящем из стакана (1), снабженного эбонитовой крышкой (2), с смонтированными в нее металлическими электродами (3), изолированных проводов (4), электрической лампочки (5), смонтированной в панель (6), и вилки (7) для включения в сеть.

Чтобы не внести в раствор примесей других веществ при выполнении

каждого опыта используйте тщательно вымытые и ополоснутые дистиллированной водой электроды и стаканы. Электроды осушайте фильтрованной бумагой.

После выполнения каждого опыта отключайте прибор из сети!

А) Налейте в стакан 5-6 мл дистиллированной воды, поместите на него крышку с электродами и включите в сеть.

Что наблюдается? Проводит ли ток дистиллированная вода? Отключите прибор, приподнимите крышку внесите в стакан один микрошпатель мелко растертого сахара, размещайте раствор чистой стеклянной палочкой и опустите в него электроды. Включите в сеть.

Загорается ли лампочка? Является ли сахар электролитом? Отключите прибор и в тот же стакан внесите один микрошпатель хлорида **NaCl**. Размещайте раствор и опустите в него электроды. Является ли эта соль электролитом? Обратите внимания на яркость свечения лампочки. Напишите схему электрической диссоциации хлорида натрия. Какие вещества являются электролитами?

Б) Отмерьте мензуркой 5-6 мл концентрированной уксусной кислоты **CH₃COOH**, перелейте в стакан прибора для исследования электропроводности, поместите на него крышку с электродами и включите прибор. Ярко ли горит лампочка? Какова электропроводность концентрированной уксусной кислоты? Велика ли степень ее диссоциации?

Отключите прибор, разбавьте раствор дистиллированной водой и исследуйте его электропроводность. Сравните наблюдаемую яркость свечения лампочки с предыдущим случаем.

Напишите схему диссоциации уксусной кислоты **CH₃COOH**. Как и за счет чего изменилось концентрация ионов при разбавление раствора? Как влияет разбавление на степень диссоциации электролитов α ?

В) Налейте в стакан 5-6 мл 25%-ного (концентрированного) раствора аммиака **NH₃**, образующего с водой гидроксид аммония **NH₄OH**. Испытайте его электропроводность. Каков накал лампы?

Отключите прибор, внесите пипеткой 5-6 капель концентрированной уксусной кислоты **CH₃COOH** в стакан с **NH₄OH**. Включите прибор. Как изменилась электропроводность? Появление, какого вещества вызвало это изменение?

Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции нейтрализации гидроксида аммония **NH₄OH** уксусной кислоты **CH₃COOH**. Назовите продукт реакции. К какому классу неорганических соединений он принадлежит? К сильным или слабым электролитам относиться представители этого класса? Подтверждается ли вывод из опыта примерной величины степени диссоциации α продукта реакции?

ОПЫТ 2. Сравнение химической активности электролитов.

А) Поместите в две пробирки по небольшому приблизительно одинаковому кусочку мрамора. В одну налейте 1-2 мл 2н. раствора уксусной кислоты **CH₃COOH**, а в другой такой же объем 2н. раствора

хлороводородной кислоты HCl (соляной кислоты). В какой из пробирок реакция протекает более энергично?

Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение обеих реакций – гетерогенных. Напишите математическое выражение скорости каждой реакции (по закону действия масс). От концентрации, каких ионов зависит скорость химической реакции?

Внесите в пробирку 1-2 микрошпателя кристаллического ацетата натрия **CH₃COONa** и хорошо перемешайте содержимое.

Как изменилась активность выделения газа? Какой запах появился в результате реакции? Какое вещество образовалось?

Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции образования этого вещества.

Концентрация каких ионов и как изменилась в системе? Подтверждает ли это опыт? Сделайте вывод о химической активности хлороводородной и уксусной кислот.

ОПЫТ 3. Смещение равновесии диссоциации слабого электролита.

А) Налейте в пробирку 2-3 мл 0,1н. раствора уксусной кислоты **CH₃COOH**, добавьте 2-3 капли раствора индикатора метилоранжа. Какую среду указывает окраска индикатора и какими ионами она обусловлена? Напишите схему диссоциации уксусной кислоты **CH₃COOH** и выражение константы диссоциации. Выпишите из Приложений 3 и 2 величину степени и константы диссоциаций уксусной кислоты.

К сильным или слабым электролитам она относится?

Отлейте половину растворов в другую пробирку, внесите в нее 2-3 микрошпателя кристаллического ацетата натрия **CH₃COONa** и тщательно перемешайте ее содержимое.

Как изменилась окраска индикатора по сравнению с первой пробиркой? Как изменилась кислотность и, следовательно, концентрация ионов водорода **[H⁺]**?

Напишите схему диссоциации ацетата натрия. К сильным или слабым электролитам он относится?

Какой ион двух электролитов, находящихся в растворе, является для них общим – одноименным? Как изменилась его концентрация после

внесения ацетата натрия? Куда должно стремиться равновесие диссоциации слабой уксусной кислоты согласно закону действия масс и правилу Ле Шателье после увеличения концентрации одноименного иона?

Как влияет одноименный ион на α слабого электролита?

Б) Налейте в пробирку 2-3 мл 0,1н. раствора аммиака NH_3 , который при взаимодействии с водой образует основание – гидроксид аммония NH_4OH :



Добавьте 1-2 капли индикатора фенолфталеина. Как окрасился индикатор, какую среду он указывает, какими ионами это обусловлено?

Напишите выражение константы диссоциации K_d гидроксида аммония NH_4OH .

Отлейте половину раствора в чистую пробирку. Внесите в нее 1-2 микрошпателя кристаллического хлорида аммония NH_4Cl и перемешивайте ее содержимое. Как изменилась окраска индикатора по сравнению с первой пробиркой? Как изменилась концентрация ионов $[\text{OH}^-]$?

Напишите схему диссоциации хлорида аммония. К сильным или слабым электролитам он относится?

Какой ион двух электролитов, находящихся в растворе, является для них общим – одноименным? Как изменилась его концентрация после внесения хлорида аммония? Как это влияет на равновесие диссоциации слабого основания – гидроксида аммония? Куда смещается это равновесие согласно правилу Ле Шателье?

Сделайте вывод о влиянии одноименного иона на степень диссоциации α слабого электролита?

ОПЫТ 4. Направление реакций ионного обмена.

А) Налейте в пробирку около 1 мл 0,5 н. раствора хлорида железа (III) FeCl_3 , в другую – около 1 мл 0,5 н. раствора силиката натрия Na_2SiO_3 , в третью – около 1 мл 0,5 н. раствора серной кислоты H_2SO_4 . Добавьте такие же объемы в первую пробирку – 2 н. раствора гидроксида

натрия **NaOH**, во вторую – 2 н. раствора хлороводородной кислоты **HCl** (соляной кислоты), в третью – 0,5 н. раствора хлорида бария **BaCl₂**.

Что наблюдается? Какие вещества образуются в осадках? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакций.

Б) Налейте в пробирку 1-2 мл 0,5 н. раствора карбоната натрия **Na₂CO₃**, добавьте несколько капель 0,5 н. раствора серной кислоты **H₂SO₄**. Что происходит?

Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакций.

В) Налейте в пробирку 1-2 мл 0,5 н. раствора хлорида аммония **NH₄Cl**. Добавьте 1-2 мл 2 н. раствора гидроксида натрия **NaOH**.

Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции.

Сравните силу этих электролитов.

Нагрейте пробирку на пламени горелки (или спиртовки) до кипения. Осторожно понюхайте пробирку и установите запах аммиака **NH₃**, получающегося при термическом гидролизе аммония.

Напишите уравнение этой реакции.

Г) Налейте в пробирку 2-3 мл 2 н. раствора гидроксида натрия **NaOH** и прибавляйте туда же по каплям 0,5 н. раствор сульфата цинка **ZnSO₄** до образования студенистого осадка. Что в осадке?

Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения этой реакции.

Встряхните содержимое пробирки и отделите половину в другую пробирку. В одну из них налейте 1-2 мл 2 н. раствора хлороводородной (соляной) кислоты **HCl**, а в другую – избыток 2 н. раствора щелочи **NaOH**. Что наблюдается? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции, протекающих в обеих пробирках.

Как называется гидроксиды, взаимодействующие и с кислотой и со щелочью? Напишите схему диссоциации слабого малорастворимого амфотерного гидроксида цинка **Zn(OH)₂**: а) по типу кислотности; б) по типу основания. Куда смещается равновесие диссоциации этого гидроксида: а) при добавлении щелочи? Какие свойства при этом проявляет амфолит – гидроксид цинка **Zn(OH)₂**? б) А при добавлении кислоты? Какие свойства теперь проявляет амфолит – **Zn(OH)₂**?

Сделайте общий вывод из опытов а, б, в, г, сформулируйте правило о направлении реакции ионного обмена в водных растворах.

ОПЫТ 5. Производство растворимости. Условия образования и растворения осадков.

а) Налейте в стаканчик 4-5 мл 0,5 н. раствора хлорида натрия **NaCl**. Прилейте по каплям при перемешивании 0,5 н. раствора нитрата свинца (II) **Pb(NO₃)₂** до образования осадка и оставьте стаканчик для отстаивания. Что в осадке? Каков цвет осадка? Напишите уравнение реакции образования осадка. Составьте выражение произведения растворимости получившегося вещества. Из приложения 5 выпишите величину его ПР. При каких условиях образуется осадок?

Отстоявшийся над осадком раствор разделите на две пробирки. Убедитесь в том, что в растворе имеются ионы свинца (II) **Pb²⁺**. Для этого в одну из них добавьте 1-2 мл 0,5 н. раствора хлорида натрия **NaCl**, а в другую 1-2 мл 0,5 н. раствора иодида калия **KI**.

В какой из пробирок наблюдается образования осадка? Его цвет? Что в осадке? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции образования нового осадка и выражение произведения растворимости для него.

Почему не выпал осадок в первой пробирке? Больше или меньше должна быть величина **ПР** пробирки малорастворимого вещества, чем первого?

Для подтверждения своего вывода сравните величины **ПР** обоих веществ. Какое из двух полученных в опыте малорастворимых веществ менее растворимо?

По заданию преподавателя сделайте расчет растворимости одного из малорастворимых веществ (см. Указания к расчетам)

ОПЫТ 6. Определение показателя pH раствора.

С помощью универсальной **pH** – индикаторной бумаги определите **pH** в 0,1 н. растворах:

- 1) хлороводородной (соляной) **HCl** и уксусной **CH₃COOH** кислот;
- 2) гидроксидов натрия **NaOH** и аммония **NH₄OH**;

3) водопроводной воды;

4) хлорида натрия **NaCl**, ацетата натрия **CH₃COONa**, хлорида аммония **NH₄Cl**.

Для этого на полоску универсальной индикаторной бумаги нанесите каплю исследуемого раствора. Окраску свежесмоченного пятна сравните с прилагаемой цветной шкалой, на которую нанесены обозначения величины **pH** от 1 до 10.

По соответствующей окраске отметьте значения **pH** и укажите реакцию среды в исследованных растворах.

По заданию преподавателя рассчитайте концентрацию ионов водорода [**H⁺**] и гидроксид-ионов [**OH⁻**] в исследованных растворах.

Более точно pH растворов измеряют с помощью прибора – **pH** – метра.

Интервалы **pH** перехода окраски индикаторов.

Индикатор	Область перехода (в единицах pH)	Цвет индикатора	
		в кислой среде	в щелочной среде
Метиловый оранжевый	3,1 – 4,4	красный	желтый
Метиловый красный	4,4 – 6,3	красный	желтый
Лакмус	5,0 – 8,0	красный	синий
Феноловый красный	6,8 – 8,2	желтый	красный
Фенолфталеин	8,0 – 9,8	бесцветный	малиновый

ОПЫТ 7. Гидролиз солей

а) В чистую пробирку налейте 1-2 мл 0,1 н. раствора карбоната натрия **Na₂CO₃** в другую 1-2 мл 0,1 н. раствора хлорида цинка **ZnCl₂**, в третью 1-2 мл 0,1 н. раствора сульфата калия **K₂SO₄**. В каждую пробирку прибавьте 2-3 капли индикатора лакмуса.

По окраске лакмуса установите характер среды и примерное значение водородного показателя рН исследуемых растворов (>7 или <7).

Наличие, каких ионов в каждом из растворов указывает индикатор? Какие ионы воды оказались связанными вследствие гидролиза? Какой ион соли участвует в гидролизе? Катион или анион? Сколько ступеней гидролиза соли, возможно? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза в зависимости от того, каким основанием и какой кислотой она образована.

По заданию преподавателя составьте выражение константы гидролиза K_z по первой ступени и рассчитайте ее величину; рассчитайте так же степень гидролиза h_z в 0,1 м растворе каждой соли, подвергающейся гидролизу.

б) Налейте в чистую пробирку 1-2 мл 0,5 н. раствора карбоната натрия Na_2CO_3 , а в другую пробирку равный объем 0,5 н. раствора хлорида алюминия AlCl_3 . Слейте вместе оба раствора и тщательно встряхните. Обратите внимание на выделение пузырьков газа и образование студенистого осадка.

Как будет изменяться концентрация ионов водорода $[\text{H}^+]$ и гидроксид – ионов $[\text{OH}^-]$, имевшихся растворах, при их сливании?

Почему? Какое смещение равновесия гидролиза каждой соли это вызывает? Как изменится степень гидролиза h_z каждой соли это? Какие конечные продукты получаются при полном гидролизе каждой соли?

Напишите молекулярные уравнения полного гидролиза двух солей: карбоната натрия и хлорида алюминия. Какой газ выделяется при слиянии их растворов и какое вещество образовало осадок?

Напишите суммарное молекулярное и ионно-молекулярное уравнения наблюдаемой реакции при участии двух солей и воды.

Можно ли реакцией обмена получить в растворе соль, образованную слабым основанием и слабой кислотой? Почему?

ОПЫТ 8. Сдвиг равновесия гидролиза.

а) Налейте в чистую пробирку 1-2 мл дистиллированной воды, насыпьте в нее 1-2 микрошпателя кристаллического ацетата натрия –

CH₃COONa и перемещайте встряхиванием до полного его растворения. Добавьте 1-2 капли раствора индикатора фенолфталеина. Какую среду он указывает? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции гидролиза ацетата натрия **CH₃COONa**.

Отделите часть раствора в другую пробирку и оставьте его сравнения. Раствор в первой пробирке нагревайте на пламени спиртовой горелки (или горячей воде). Как изменилась окраска раствора при повышении температуры? О каком изменении концентрации гидроксид – ионов **[OH⁻]** это говорит? В какую сторону сместилось равновесие гидролиза соли, как изменилась степень гидролиза h_r ?

Охладите пробирку с горячим раствором под струей воды. Как теперь изменилась окраска раствора? Куда теперь сместилось равновесие гидролиза? Имеет ли процесс гидролиза обратимый характер?

Сформулируйте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза соли. В чем причина этого влияния?

б) Налейте в пробирку 1-2 мл раствора хлорида сурьмы (III) **SbCl₃** или нитрата висмута (III) **Bi(NO₃)₃**. Прибавьте в раствор воду по каплям. Что наблюдается?

По какому иону должен идти гидролиз взятой соли? Сколько ступеней гидролиза возможно? Каков должен быть порядок **pH** в растворе?

Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнение второй ступени гидролиза, считая, что образуется основная соль **Sb(OH)₂Cl** (или **Bi(OH)₂NO₃**), которая затем отдает воду и превращается в оксохлорид сурьмы (III) **SbOCl** (или оксохлорид висмута (III) **BiO(NO₃)**), выпадающий в осадок.

Прибавьте несколько капель концентрированной **HCl** и объясните причину растворения осадка. Составьте уравнение реакции.

Сделайте выводы о направлении смещения равновесия гидролиза: а) при разбавлении раствора водой; б) при подкислении раствора.

Какие факторы вызывают сдвиг равновесия гидролиза солей и почему?

Указания к расчетам.

К опыту 5. Задание. Рассчитать растворимость фторида бария.

S_{BaF_2}

а) моль/л

б) в г/л.

Решение. Схема диссоциации фторида бария: $BaF_2 = Ba^{2+} + 2F^-$

а) в насыщенном растворе концентрация ионов бария равна растворимости фторида бария, выраженной в моль/л, т.е. $[Ba^{2+}] = S_{BaF_2}$ моль/л, а концентрация ионов фтора в два раза больше, т.е.

$$[F^-] = 2S_{BaF_2} \text{ моль/л.}$$

Произведение растворимости фторида бария равно произведению концентрации его ионов в насыщенном растворе: $PP_{BaF_2} = [Ba^{2+}] \cdot [F^-]^2 = 1,7 \cdot 10^{-6}$.

Можно записать:

$$PP_{BaF_2} = S \cdot (2S)^2 = 4S^3 = 1,7 \cdot 10^{-6}.$$

Следовательно, сама растворимость фторида бария:

$$S_{BaF_2} = \sqrt[3]{1,7 \cdot 10^{-6} / 4} = 0,75 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

б) Мольная масса фторида бария численно равна сумме атомных масс элементов, образующих молекулу (см. Периодическую таблицу):

$$M_{BaF_2} = 132 + 2 \cdot 19 = 175 \text{ г/моль.}$$

Исходя из этой величины, можно выразить растворимость фторида бария в г/л: $S_{BaF_2} = M_{BaF_2} \cdot c(M)_{BaF_2} = 175 \cdot 0,75 \cdot 10^{-2} = 1,31 \text{ г/л.}$

К опыту 6. Задание. Рассчитать концентрацию (моль/л) ионов водорода $[H^+]$ и ионов гидроксида $[OH^-]$ в растворе, водородный показатель которого $pH = 3,28$.

Решение. Водородным показателем pH называют десятичный логарифм концентрации водородных ионов в растворе, взятый с обратным знаком:

$pH = - \lg [H^+] = 3,28$, а $\lg [H^+] = 3,28$. Чтобы получить положительную величину мантиссы, преобразуют это число, прибавляя $- 1$ к характеристике логарифма ($- 1 - 3 = 4$) и прибавляя $+ 1$ к мантиссе ($+ 1 - 0,28 = + 0,72$). Теперь $\lg [H^+] = 4,72$. по таблице логарифмов находят число, выражающее концентрацию ионов:

$$[H^+] = 5,25 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

В воде и разбавленных растворах произведение концентраций ионов

$([H^+] \cdot [OH^-])$ есть величина постоянная, и называется она ионным произведением воды K_{H_2O} : $K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$ (при $25^\circ C$)

Зная величину концентрации одного из ионов, можно рассчитать концентрацию второго иона. В предложенном задании рассчитана концентрация водородных ионов, а концентрация гидроксид – ионов будет:

$$[OH^-] = K_{H_2O} / [H^+] = 10^{-14} / 5,25 \cdot 10^{-4} = 0,19 \cdot 10^{-10} \text{ моль/л}$$

К опыту 7. а) Из ионных уравнений равновесных процессов гидролиза солей можно вывести выражение константы гидролиза K_2 .

При гидролизе по катиону соли, например, NH_4Cl , устанавливается равновесие: $NH_4Cl + H - OH = NH_4OH + HCl$.

Молекулярно-ионная форма: $NH_4^+ + H - OH = NH_4OH + H^+$

Константа этого равновесия: $K = [NH_4OH] \cdot [H^+] / [NH_4^+] \cdot [H_2O]$.

Считая концентрацию воды в разбавленных растворах величиной постоянной, можно перенести ее в левую часть и получить новую постоянную величину K . $[H_2O] = K_2$, которую называют константой гидролиза. Для гидролиза NH_4Cl получается выражение: $K_2 = [NH_4OH] \cdot [H^+] / [NH_4^+]$.

Помножив числитель и знаменатель правой части на $[OH^-]$ и заменив

$[H^+] \cdot [OH^-]$ на K_{H_2O} , а отношение $[NH_4OH] / [NH_4^+] \cdot [OH^-]$ на $1 / K_d$ NH_4OH , получим:

$$K_2 = K_{H_2O} / K_d NH_4OH; \text{ или}$$

$$K_2 = K_{H_2O} / K_d \text{ основания}$$

При гидролизе соли по катиону любого слабого основания.

При гидролизе по аниону соли, например, CH_3COONa , (соль слабой кислоты) ионное равновесие выражается уравнением:

$CH_3COO^- + H - OH = CH_3COOH + OH^-$, а константа гидролиза будет: $K_2 = K_{H_2O} / K_d CH_3COOH$; а в общем случае: $K_2 = K_{H_2O} / K_d \text{ кислоты}$

При гидролизе по катиону и аниону одновременно, например, соли NH_4CN , ионное равновесие: $NH_4^+ + CN^- + H - OH = NH_4OH + HCN$.

$K_2 = K_{H_2O} / K_d NH_4OH \cdot K_d HCN$; в общем случае: $K_2 = K_{H_2O} / K_d \text{ кислоты}$

На основе K_2 можно вычислить степень гидролиза – h_2 – соли при любой концентрации раствора соли, $C_{соли}$.

$$\text{Гидролиз по катиону: } h_2 = \sqrt{K_{H_2O} / K_d \text{ осн} \cdot C_{соли}} = \sqrt{K_2 / C_{соли}} \quad (1)$$

$$\text{Гидролиз по аниону: } h_2 = \sqrt{K_{H_2O} / K_d \text{ кисл} \cdot C_{соли}} = \sqrt{K_2 / C_{соли}} \quad (2)$$

$$\text{Гидролиз по катиону и аниону: } h_2 / 1 - h_2 = \sqrt{K_{H_2O} / K_d \text{ осн} \cdot K_d \text{ кисл}} = \sqrt{K_d} \quad (3)$$

В последнем случае h не зависит от концентрации соли!!!

Степень гидролиза выражается в долях единицы (от 0 до 1) или в процентах (от 0 до 100%).

Рассчитав степень гидролиза, можно найти концентрацию ионов – продуктов гидролиза, определяющих реакцию среды: $[H^+]$ (при гидролизе по катиону) или $[OH^-]$ (при гидролизе по аниону).

$$[H^+] = \sqrt{K_{H_2O} \cdot C_{соли} / K_{осн}} \quad (4);$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot C_{\text{соли}} / K_{\text{кисл.}}} \quad (5).$$

Соли слабых кислот и оснований гидролизуются до конца и реакция среды в их растворах бывает, близка к нейтральной, т.е. концентрация $[\text{H}^+]$ почти равна $[\text{OH}^-]$, если $K_{\text{д осн}} \sim K_{\text{д кисл}}$.

Задание 1. Вычислите константу гидролиза соли Na_2CO_3 по первой ступени.

Решение. Первая ступень гидролиза: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H} - \text{OH} \Leftrightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$

Молекулярно-ионное уравнение: $\text{CO}_3^{2-} + \text{H} - \text{OH} \Leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$

Из этого уравнения следует, что участие иона CO_3^{2-} в гидроксиде соответствует второй ступени диссоциации H_2CO_3 : $\text{HCO}_3^- \Leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$. Из приложения $\text{ЗК}_{\text{П}} = 5,6 \cdot 10^{-7}$. Следовательно, для первой ступени $K_{\text{Г}} = 10^{-14} / 5,6 \cdot 10^{-7} = 0,1786 \cdot 10^{-3}$.

Задание 2. Вычислить степень гидролиза соли в 0,1 м растворе Na_2CO_3 . Рассчитать концентрацию $[\text{OH}^-]$ и значение pH в растворе.

Решение. Из формулу (2) следует: $h_2 = \sqrt{10^{-14} / 5,6 \cdot 10^{-11}} = 0,0423$;
 $h_2 = 4,23\%$

Концентрация ионов $[\text{OH}^-]$ в 0,1 м раствора Na_2CO_3 при степени гидролиза 0,044=23 может быть найдена из простых соображений:

$$[\text{OH}^-] = C_{\text{соли}} \cdot h_2 = 0,1 \cdot 0,0423 = 4,23 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

Другой вариант расчета по формуле (5): $[\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{Г}} \cdot C_{\text{соли}}} = \sqrt{0,1786 \cdot 10^{-3} \cdot 0,1} = 4,23 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Можно вычислить значение pOH и pH этого раствора:

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 4,23 + \lg 10^{-3} = -(0,626 - 3) = 2,37/$$

Зная, что сумма $(\text{pH} + \text{pOH}) = 14$, находим значение pH :

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,37 = 11,68.$$

А т.к. $\text{pH} > 7$, то среда в растворе щелочная.

Образец отчета 6

Ташкентский Государственный технический университет
Кафедра общей химии

Факультет _____ Группа _____ Фамилия _____ Дата _____
Работа зачтена _____
(дата)

(подпись преподавателя)

Отчет по работе №6. Реакции в растворах электролитов.

Сформулировать понятия: _____

Электролит _____

Электролитическая диссоциация _____

Степень диссоциации _____

Слабый электролит _____

Сильный электролит _____

Константа диссоциации K_d _____

Математическое выражение закона разведения _____

Произведение растворимости ПР _____

Направление реакций ионного обмена _____

Ионное произведение воды K_{H_2O} _____

Водородный показатель рН, его математическое выражение

Значение рН: в нейтральной среде _____, в кислой среде

_____,
в щелочной _____.

Гидролиз солей _____

Примечание: бланк отчета подготовить на клетчатой бумаге. Ширина граф указана числом клеток.

Формулы взятых веществ, названия,	Схемы диссоциации; молекулярные и ионно-	Табличные данные величин: α , K_d , ПР	ВЫВОДЫ: (ответы на вопросы из описания
--	---	--	---

концентрация растворов; условия проведения опытов и наблюдения (яркость сечения лампочки, изменение цвета раствора, образование газа или осадка, его растворение и т.д.).	молекулярные уравнения; математическое выражение: скорости реакции, константы диссоциации K_d и гидролиза K_g , произведения растворимости ПР и т.д.		опытов), согласованные с названием опыта.
(20 кл.)	(20 кл.)	(6 кл.)	(20 кл.)

Опыт № _____ Название опыта _____.

РАБОТА №7. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.

Цель работы: Ознакомиться с окислительно-восстановительными реакциями. Научиться: а) составлять схемы и полные уравнения таких реакций;

б) определять возможность осуществления окислительно-восстановительных реакций, используя таблицу стандартных электродных потенциалов.

Понятия: Степень окисления элемента (окислительное число). Процесс окисления, процесс восстановления. Окислитель, восстановитель. Окислительно-восстановительные реакции, их типы.

Уметь. Рассчитать степени окисления атома элементов в молекулах. Отличать реакции с изменением и без изменения степеней

окисления элементов. Составлять схемы окислительно-восстановительных реакций и подбирать коэффициенты к ним по изменению степени окисления элементов (метод электродных уравнений – “электродный баланс”) или метод полу реакций (электронно-ионный метод). Произвести расчет ЭДС окислительно-восстановительных реакций для установления их осуществимости.

Выполнение работы.

ОПЫТ 1. Термическое разложение дихромата аммония (внутримолекулярная окислительно-восстановительная реакция)

В сухую пробирку насыпьте немного кристаллов $(NH_4)_2Cr_2O_7$ и закрепите ее в штативе наклонно (в сторону, безопасную для всех).

Нагрейте осторожно верхний слой соли до начала реакций и прекратите нагревание. Объясните бурное течение реакции (“вулкан”).

В результате, которой образуются молекулы воды, азота и кристаллы Cr_2O_3 зеленого цвета.

Составьте полное уравнение реакции и внесите в отчет см. указания к обработке результатов опытов.

ОПЫТ 2. Термическое разложение сульфита натрия (реакция диспропорционирования)

В две сухие пробирки поместите по 0,5 г $Na_2SO_3 \cdot 7H_2O$. Одна пробирка остается для контроля. Вторую пробирку закрепите наклонно в штативе и нагревайте 5-6 мин. После охлаждения к содержимому обеих пробирок прилейте 1-2 мл воды, встряхните, для ускорения растворения, добавьте в каждую пробирку по 2-3 капли раствора $CuSO_4$.

Объясните наблюдаемое, имея ввиду, что первый осадок является сульфидом меди (II) CuS .

Составьте уравнения реакций: а) разложение сульфита натрия, б) обмена с образованием CuS . Внесите данные в отчет.

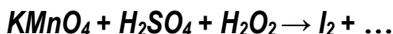
ОПЫТ 3. Окислительно-восстановительная двойственность пероксида водорода H_2O_2 .

а) Налейте в пробирку 3 мл раствора иодида калия (**KI**), добавьте 1 мл раствора серной кислоты (**H_2SO_4**) и прибавляйте 3%-ный раствор пероксида водорода (**H_2O_2**) до образования свободного йода (**I_2**). Обратите внимание на цвет раствора. Схема реакции:



Составьте полное уравнение реакции. Внесите в план отчета, подбирая коэффициенты методом электронного баланса. Определите окислитель, восстановитель, процесс окисления и восстановления.

б) В пробирку налейте 2-3 мл раствора перманганата калия (**$KMnO_4$**), добавьте 1 мл разбавленный раствор серной кислоты (**H_2SO_4**) и наливайте (по каплям) 3%-ный раствор пероксида водорода (**H_2O_2**) до полного изменения цвета раствора. Обратите внимание на выделение газа (какого?). Схема реакции:



Внесите данные в бланк отчета полное уравнение реакции, подобрав коэффициенты одним из указных методов. Сопоставьте поведение пероксида водорода в опытах (а) и (б) и укажите его роль в обоих случаях.

ОПЫТ 4. Окислительные свойства перманганата калия в различных средах ($pH < 7$, $pH > 7$, $pH = 7$).

В три пробирки налейте 2-3 мл раствора перманганата калия (**$KMnO_4$**), имеющего фиолетовый цвет. Добавьте в первую пробирку немного разбавленной серной кислоты, во вторую – такой же объем воды, в третью – концентрированный раствор щелочи (**KOH**).

В каждую пробирку налейте одинаковый объем раствора сульфита натрия (**Na_2SO_3**). Укажите изменение цвета раствора в каждой пробирке, имея в виду, что в кислой среде получаются катионы **Mn^{+2}** в

слабо розовой (почти бесцветной) окраской, в нейтральной среде появляется осадок бурого цвета – MnO_2 (Mn^{+4}), а в щелочной среде образуется зеленого цвета манганат-ионы MnO_4^{2-} (Mn^{+6}).

Сульфит-ион SO_3^{2-} (S^{+4}) в этих опытах переходят в сульфат SO_4^{2-} , где степень окисления серы равна +6. Схема уравнения реакций:

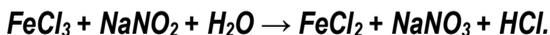


Внесите в отчет схему каждой реакции и поберите коэффициенты методом электронного баланса или методом полуреакций. Определите окислитель, восстановитель, процесс окисления, процесс восстановления. В какой среде более сильно выражены окислительные свойства перманганата калия?

Составьте и внесите в отчет полное уравнение реакции, протекающей по схеме:



Повторите опыт, взяв раствор хлорида железа (III) $FeCl_3$ и приливая к нему раствор нитрита натрия $NaNO_2$. Схема реакций:



Наблюдается ли изменения цвета раствора после добавления к нему красной кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$?

Внесите в отчет реакцию, определите наличие ионов Fe^{2+} . Объясните наблюдаемые явления, проводя расчеты ЭДС обеих реакций.

Указания к оформлению данных и к расчетам.

Степень окисления называют условные заряды, которые возникают в сложных молекулах на атомах за счет смещения электронов по химическим связям от элементов с меньшей электроотрицательностью (приобретают положительную степень

окисления) к элементам с большой электроотрицательностью (приобретают отрицательную степень окисления).

Для вычисления степени окисления следует учитывать:

1. Степени окисления атомов в простых веществах равны нулю;
2. Алгебраическая сумма положительных и отрицательных степеней окисления атомов в сложных молекулах равна нулю;
3. Степень окисления водорода равна +1 (только в гидридах металлов равна -1);
4. Степень окисления кислорода равна -2 (в пероксидах равна -1);
5. Степени окисления металлов всегда положительны, а у неметаллов могут быть как положительные, так и отрицательные.

К окислительно-восстановительным относятся реакции, сопровождающие изменением степеней окисления элементов.

При составлении схем окислительно-восстановительных реакций следует учитывать, что вещества, содержащие элементы в высшей степени окисления, могут только принимать электроны и восстанавливаться: $H_2SO_4 (S^{+6})$, $HNO_3 (N^{+5})$, $KMnO_4 (Mn^{+7})$, $PbO_2 (Pb^{+4})$, $K_2Cr_2O_7 (Cr^{+6})$. У этих веществ свойства окислителей.

Вещества, содержащие элементы в низшей степени окисления, могут только отдавать электроны и окисляться: H_2S и сульфиды (S^{-2}), $NH_3 (N^{-3})$, HI и йодиды (I^{-}). Эти вещества восстановители.

Если элемент в веществе имеет промежуточную степень окисления, то ему свойственна окислительно-восстановительная **двойственность**. Такие вещества (S^{+4} , Cr^{+3} , N^{+3} и другие) могут и принимать и отдавать электроны в зависимости от того, с каким веществом они взаимодействуют.

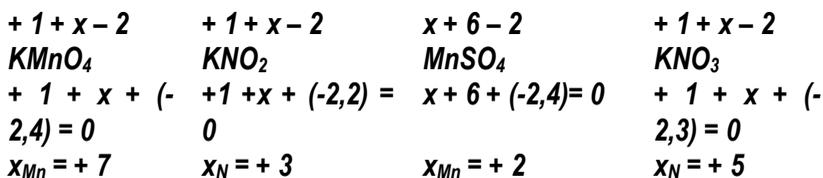
Для внесения результатов опытов в отчет соблюдайте порядок, который приводится в примерах, рассмотренных ниже.

ПРИМЕР 1. Подбор коэффициентов методом электронного баланса.

1. Напишите схему реакций с указанием исходных и образующих веществ, исходя из опытных данных. Например:



2. Рассчитайте степени окисления элементов в соединениях:



3. Выпишите из уравнения реакции элементы с изменившейся степенью окисления и составьте электронные уравнения, отражающие ее изменения. Процесс окисления сопровождается повышением степени и связи с отдачей электронов восстановителям.

Процесс восстановления сопровождается понижением степени окисления и связан с присоединением электронов окислителем:

Окислитель: $Mn^{+7} + 5e = Mn^{+2}$, восстановление

Восстановитель: $N^{+3} - 2e = N^{+5}$, окисление.

4. Определите основные коэффициенты для восстановителя и окислителя так, чтобы общее число отданных восстановителем электронов было равно числу принятых окислителем электронов (электронный баланс). Это число является наименьшим кратным, и находится перемножением: $5 \cdot 2 = 10$,

Окислитель: $Mn^{+7} + 5e = Mn^{+2}$ | 2 (две молекулы окислителя берут 10e)

10

Восстановитель: $N^{+3} - 2e = N^{+5}$ | 5 (пять молекул окислителя берут 10e)

5. Пример 1. Проставьте основные коэффициенты перед молекулами окислителя и восстановителя в левой части уравнения и перед продуктами, полученными из них, в правой части уравнения.



Подсчет анионов SO_4^{2-} в правой и в левой частях уравнения определяет коэффициент при H_2SO_4 – он равен 3, количество атомов водорода в серной кислоте определяет число молекул воды. Полное уравнение:



Проверить правильность коэффициентов можно, подсчитав атомы кислорода в обеих частях уравнения.

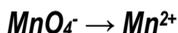
Пример 2. Подбор коэффициентов методом полуреакции (электронно-ионный метод).

Если реакция происходит в растворах, то можно использовать молекулярно-ионные уравнения для их записи.

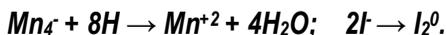
Например, реакция идет в кислой среде по схеме:



1. Проследим отдельно за составом и зарядами ионов, содержащих марганец и йод в обеих частях уравнения и выпишем их:



2. Уравняем число атомов каждого элемента в обеих частях уравнения, а для этого в правую часть первой полуреакции включим $4\text{H}_2\text{O}$ и в левую часть уравнения добавим 8H^+ , которые поступят из серной кислоты. Во второй полуреакции перед иодид-ионом нужен коэффициент 2:



3. Уравняем число зарядов, которые есть в левой и правой частях (в первой полуреакции в левой части заряд +7, а в правой части +2; во второй полуреакции слева -2, а справа 0), прибавляя в первой полуреакции слева 5e (т.е. 5 отрицательных зарядов), а во второй полуреакции вычитывая 2e (т.е. два отрицательных заряда):

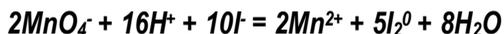
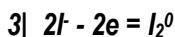
Окислитель: $\mathbf{MnO_4^- + 8H^+ + 5e \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O}$, восстановление

Восстановитель: $\mathbf{2I^- + 2e \rightarrow I_2^0}$, окисление.

Общее ионно-молекулярное уравнение окислительно-восстановительной реакции получится после введения коэффициента 2 – к первой полуреакции и коэффициента 5- ко второй полуреакции и их суммирования:



+



получатся ионно-молекулярное уравнение реакции. Молекулярная форма полного уравнения окислительно-восстановительной реакции включает кроме окислителя ($\mathbf{KMnO_4}$) и восстановителя (\mathbf{KI}) еще 8 молекул $\mathbf{H_2SO_4}$, которые расходуется на образование сульфатов калия и марганца, а также воды. Полное уравнение этой реакции:



К опыту 5. Определение возможности самопроизвольного течения окислительно-восстановительных реакций.

Окислительно-восстановительная активность проявляется веществами (атомами, молекулами, ионами) в разной степени. Один и

тот же ион может быть окислителем в одной реакции и восстановителем в другой реакции. Важно иметь количественную характеристику активности.

Если в растворе содержится (при $pH < 7$) одновременно соединения марганца в окислительной форме –оф – (например $KMnO_4$, Mn^{+2}), то это можно изобразить в идее полуреакции:



При погружении в этот раствор инертного металла (рт) между ним и раствором возникает разность потенциалов, абсолютное значение которой измерить не удастся.

Однако если использовать стандартный водородный электрод, потенциал которого принят равным нулю, то можно измерить ЭДС цепи, составленной из двух электродов. Температура должна быть 25°C, а концентрация ОФ и ВФ равны 1 моль/л.

При таких условиях измерений были получены значения

Стандартных окислительно-восстановительных потенциалов полуреакции или **электродных потенциалов** полуреакции.

Количественной характеристикой окислительно-восстановительной потенциал (электродный потенциал) соответствующей полуреакции.

Чем больше алгебраическая величина электродного потенциала, тем сильнее проявляются окислительные свойства; чем меньше - , тем сильнее проявляются восстановительные свойства данной полуреакции.

Для установления возможности самопроизвольного течения окислительно-восстановительной реакции по заданной схеме находят разность стандартных электродных потенциалов полуреакции окислителя и восстановителя в предлагаемом направлении реакции:

$$\Delta E_{(o-v, p-цш)} = E_{ок-ля} - E_{в-ля}.$$

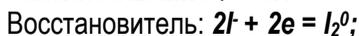
Если ЭДС имеет положительное значение, то направление реакции определено правильно и процесс может протекать самопроизвольно слева на право.

Отрицательная величина разности потенциалов указывает на то, что самопроизвольное протекание реакции слева направо невозможно.

Пример 1. На с. 8-9 производится реакция, в подборе коэффициентов в которой использован метод полуреакции, удобный для данного случая. Полное уравнение:



Полуреакции:



Электродный потенциал:

$$E_0 = 1,507\text{В},$$

$$E_0 = 0,54\text{В}.$$

$\text{ЭДС} = \Delta E_0 (\text{о-в р-ции}) = E_0 (\text{о-ля}) - E_0 (\text{в-ля}). \text{ ЭДС} = 1,507 - 0,54 = 0,967$
В.

Положительная величина ЭДС подтверждает возможность такого направления реакции.

Пример 2. Заменяем, восстановитель в рассмотренном выше примере и вместо **KI** возьмем **KF**. Полное уравнение будет иметь те же коэффициенты:



Полуреакции:



Электродный потенциал:

$$E_0 = 1,507\text{В},$$

$$E_0 = 2,87\text{ В}.$$

$$\text{ЭДС} = 1,507 - 2,87 = - 1,363\text{ В}.$$

Отрицательная величина ЭДС указывает на не возможность течение реакции по заданному уравнению, т.е. перманганат – ион MnO_4^- не может окислить в растворе фторид ионы молекул F_2 .

РАБОТА №8. СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ.

Цель работы: из наблюдения за взаимодействием с различными агрессивными средами (окислителями) научиться делать выводы о составе продуктов взаимодействия и восстановительной активности металлов.

Понятия: металл, восстановительная активность металлов – ряд активности (ряд напряжений).

Знать: зависимость свойств гидроксидов металлов переменной валентности от степени окисления (основные, амфотерные, кислые свойства); подразделение кислот на две группы по составу ионов – окислителей: 1) катион H^+ , 2) анионы кислотных остатков.

Уметь: на основе положения металла в ряду напряжения составляет схемы реакции взаимодействия металлов с воздухом, водой, растворами солей, щелочей и кислот (двух групп); находить окислитель в каждом процессе взаимодействия с участием металлов.

Выполнение работы.

При выполнении опыта пользоваться для справок табл. 2, с.26.

ОПЫТ 1. Вытеснение одних металлов другими.

В четыре пробирке налейте по 1-2 мл растворов следующих солей: $MgSO_4$, $Pn(CH_3COO)_2$, $CuSO_4$, $Hg(NO_3)_2$. Опустите в каждую пробирку по кусочку цинка (Zn) и наблюдайте происходящие явления.

Какие металлы вытесняются цинком из растворов и солей? Повторите опыт, налив свежие растворы тех же солей металлов и опустите в них медные проволочки, очищенные наждачной бумагой.

Запишите результаты наблюдений в отчет. Составьте электронное уравнение реакции вытеснения цинком и медью других металлов. Выпишите из таблицы стандартные электродные потенциалы металлов и провести правильность сделанных выводов о сравнительной активности металлов.

ОПЫТ 2. Взаимодействие металлов с кислородом воздуха.

а) небольшой кусочек натрия выньте из склянки с керосином, оботрите фильтрованной бумагой и разрежьте ножом. Обратите внимание на блестящую поверхность свежего среза. Что за тем происходит с поверхностью металлического натрия? Составьте уравнение реакции.

б) кусочек магния, зажав пинцетом, поджечь. Наблюдается горения магния. Написать уравнение реакции горения магния.

На основании проделанных опытов сделайте вывод об активности магния и натрия по отношению к воздуху (кислороду).

ОПЫТ 3. Взаимодействие металлов с водой

а) кусочек натрия (не больше спичечной головки) оботрите фильтрованной бумагой и бросьте в фарфоровую чашку с водой, к которой добавлено 2-3 капли фенолфталеина. Как протекает реакция? Как измениться окраска раствора?

Составьте уравнение реакции взаимодействия натрия с водой.

б) опустите кусочек магния в пробирку с водой и подогрейте ее. Заметно ли выделение водорода? К раствору прибавьте 1-2 капли фенолфталеина. Изменилась ли окраска раствора? Внесите в отчет уравнение реакции взаимодействия магния с водой и сравните активность этих металлов по отношению к воде.

ОПЫТ 4. Действия растворов щелочей на металлы.

В пробирку опустите кусочек алюминия и прилейте 2-3 мл 30%-ного раствора щелочи. Заметно ли взаимодействие? Слегка нагрейте. Соберите выделяющийся газ и докажете, что это водород.

Составьте уравнения реакции, имея в виду, что: а) в начале **Al** взаимодействует с водой, с образованием гидроксида алюминия и **H₂**, б) затем гидроксид алюминия взаимодействует со щелочью.

Комплексная соль – ядро гидроксоалуминант натрия **Na₃[Al(OH)₆]**, внесите суммарное уравнение взаимодействия **Al** со щелочью в отчет укажите окислитель.

ОПЫТ 5. Взаимодействия металлов с кислотами.

а) в четыре пробирки налейте серной кислоты **H₂SO₄** (или раствора хлороводородной кислоты, **HCl**) по 1-2 мл. В первую пробирку опустите кусочек магния, во вторую – цинка, 3 – железа, 4 – меди. Слегка подогрейте. С какими металлами реагирует кислота? Какой газ выделяется? Составьте уравнение реакции и укажите окислитель.

б) (проводить под пятой!) в две пробирки налейте по 1 мл концентрированной серной кислоты и опустите в одну кусочек меди, а в другую – алюминия. Слегка нагрейте и понюхайте выделяющийся газ, движением руки, напыляя его к себе поднесите к отверстию обеих пробирок влажную индикаторную бумажку (не касаясь стенок) и установите реакцию среды. Резкий раздражающий запах диоксида серы в обеих пробирках сменяется за тем в одном из них на своеобразный запах сероводорода **H₂S** в какой именно пробирке? Отметить цвет раствора.

Составьте уравнение реакции взаимодействие меди и алюминия с концентрированной серной кислотой и укажите окислитель.

в) (тяга!) налейте в пробирку немного разбавленной азотной кислоты и положите в нее кусочек меди. После легкого нагревания раствор меняет окраску и выделяется бесцветный газ **NO**, в который верхний части пробирки образует с кислорода новый газ **NO₂**, буроватого цвета.

ОПЫТ 6. Гидроксиды металла и их свойства.

а) налейте в одну пробирку раствор сульфата алюминия **Al₂(SO₄)₃**, а другую – раствор сульфата меди **CuSO₄**.

К каждому раствору добавьте осторожно по каплям 10%-ный раствор щелочи до образования осадка. Укажите его цвет. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

б) выпавшие в осадки гидроксидов меди и алюминия добавьте несколько капель соляной кислоты **HCl**.

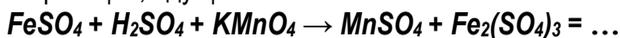
Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции растворения осадков. Какие свойства гидроксидов проявляются в этом случае?

в) в две другие пробирки с осадками гидроксидов меди и алюминия прибавьте по несколько капель 30%-ного раствора щелочи какой из осадков растворился? Какой из полученных гидроксидов проявляет амфотерные свойства? Внесите наблюдения и выводы в отчет, составьте уравнение необходимых реакций.

ОПЫТ 7. Окислительно-восстановительные свойства соединений металла с переменной степенью окисления.

а) восстановительные свойства соединений железа (II). В пробирку с 2-3 мл дистиллированной воды насыпьте немного кристаллов сульфата железа (II) **FeSO₄**, встряхните для ускорения растворения и перелейте равный объем раствора **H₂SO₄**.

Затем по каплям прибавляйте раствор перманганата калия **KMnO₄**, наблюдая за изменениями его окраски. Составьте полное уравнение реакции, идущей по схеме:

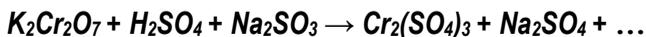


какова роль **Fe²⁺**?

б) окислительные свойства соединения железа (III). В пробирку налейте 2-3 мл раствора иодида калия прибавьте несколько капель раствора хлорида железа (III). Что изменилось? Добавьте крахмально-клейстера объясните наблюдаемое и сделайте вывод о роли катиона **Fe³⁺**, составьте полное уравнение реакции, идущей по схеме:



в) окислительные свойства соединения хрома (VI). Налейте в пробирку 2-3 мл раствора дихромата калия **K₂Cr₂O₇** и добавьте туда равный объем серной кислоты, а затем смесь переливайте пропорциями **Na₂SO₃**, наблюдайте за изменением окраски. Составьте полное решение уравнение реакции, идущей по схеме:



Сделайте вывод о роли дихромата калия.

Образец отчета 8

Ташкентский Государственный технический университет

Кафедра общей химии

Факультет _____ Группа _____ Фамилия _____ Дата _____

Работа зачтена _____

(дата)

(подпись преподавателя)

Работа 8. Свойства металлов.

Металл _____

Ряд активности _____

Изменение восстановительной активности металлов в этом ряду

Агрессивная среда

	Воздух	Вода	Раствор соли M_2	Кислоты группы "А"	Раствор щелочи	Кислоты группы "Б"
Состав продуктов взаимодействия металла – M_1 – с агрессивной средой :						
окислитель						

Определение свойств гидроксидов по степени окисления металлов в них ___

Схема уравнения реакции: формулы реагентов и продуктов реакции с указанием степени окисления элементов внешних признаков веществ. Условие течения реакции: изменение окраски, выделение или растворение металла, осадка, газа; нагревание и т.п. интенсивность процесса. Полное уравнение реакции	А) подбор коэффициентов		
	Вещество или ион: Окислитель Восстановитель	Электронные уравнения Уравнения полуреакций	Процесс: восстановитель окислитель
	Б) составление ионно-молекулярных уравнений		

№ и название опыта

РАБОТА №9. ЭЛЕКТРОХИМИЯ. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ.

При погружении металлов в электролитную среду (воды, раствора) на границе двух фаз – металл/раствор – возникает разность потенциалов, величина которой, как и знак решетки размерами и зарядами его ион – атомом, а также природой и составом электролита.

Создается равновесие $Me + H_2O = Me / H_2O / H^{n+} + ne$.

И металл становится электродам сопредельным значением электродного потенциала.

Для определения значений этих (скачков потенциалов) используют в качестве эталонов (стандартный водородный электрод) потенциал которого принято считать равным нулю, если $[H^+] = 10^{-7} \text{ моль/л}$; $pH_2 = 1 \text{ атм.}$; $t^\circ = 25^\circ\text{C}$.

Стандартные (нормальные) электродные потенциалы металлов определяет при $Me^{n+} = 10^{-7} \text{ моль/л}$, изменяя разность потенциалов между электродом из данного металла и водородным электродом при 25°C .

Ряд напряжений металлов содержит значение стандартных электродных потенциалов металлов со знаком минус – для стоящих до водорода и со знаком плюс – стоящих после водорода.

Таблица. Стандартные электродные потенциалы при
25 °С (в вольтах)

Li/Li ⁺	-3,02	Mn/Mn ⁺⁺	-1,05	H/2H ⁺	+0,00
Ba/Ba ⁺⁺	-2,96	V/V ⁺⁺	-1,18	Sb/Sb ⁺⁺⁺	+0,20
K/K ⁺⁺	-2,92	Zn/Zn ⁺⁺	-0,76	Bi/Bi ⁺⁺⁺	+0,30
Ca/Ca ⁺⁺	-2,87	Cr/Cr ⁺⁺⁺	-0,74	Cu/Cu ⁺⁺	+0,34
Na/Na ⁺	-2,71	Fe/Fe ⁺⁺	-0,44	2Hg/Hg ₂ ⁺⁺	+0,79
Mg/Mg ⁺⁺	-2,37	Cd/Cd ⁺⁺	-0,28	Hg/Hg ⁺⁺	+0,85
Al/Al ⁺⁺⁺	-1,66	Mi/Mi ⁺⁺	-0,25	Pt/Pt ⁺⁺	+1,19
Ti/Ti ⁺⁺	-1,60	Sn/Sn ⁺⁺	-0,14	Au/Au ⁺⁺⁺	+1,50
Zr/Zr ⁺⁺	-1,58	Pb/Pb ⁺⁺	-0,13		

Металлы с более отрицательным потенциалом сильнее восстановители и вытесняют из растворов солей металлы с более положительными потенциалами.

Чем дальше от начала расположен металл в ряду напряжений, тем более сильнее окислителями являются его катионы, тем легче их восстановить.

Связь между концентрацией ионов металлов в растворе и величиной равновесно электродного потенциала металла дает уравнение неравенства:

$$E = E_0 + RT / nF + LnC,$$

где E_0 – стандартный электродный потенциал,

R – газовая постоянная (8,314 Дж/моль град),

T – температура (K),

n – заряд катиона металла,

F – число Фарадея (96500 Кулон).

C – концентрация ионов металла в растворе, г-ион/л.

Если ввести численные значения постоянных величин и перейти к десятичным логарифмам то уравнение принимает вид:

$$E = E_0 + 0,059 / n + lg C.$$

Из формулы видно, что уменьшение концентрации ионов металла, приводит к смещению потенциала в сторону отрицательных значений, а увеличение – в сторону положительных.

Между двумя электродами при соединении их металлическим проводником возникают разность потенциалов и при наличии контакта электронов они становятся источником электрической энергии – гальваническим элементом.

Поток электронов во внешней цепи гальванического элемента направлен от метала с меньшим значением потенциала к металлу с большим потенциалом значением потенциала.

В качестве примера гальванического элемента рассмотрим элемент Якоби – Даниэля, который условно изображается схемой:

e



SO₄

где электродами служат и медная пластина, погружение в растворы сульфатов цинка и меди.

При работе этого гальванического элемента электроны по внешней цепи текут от цинкового к медному электроду.

На цинковом электроде идет процесс окисления (растворение цинка):



Электрод, над которым идет процесс окисления, называется анодом.

На медном электроде идет процесс восстановления ионов в меди из раствора до нейтральных атомов: $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}^0$

Электрод, над которым идет процесс восстановления, называется катодом.

Оба раствора электролитов соединены электролитным мостиком, который дает возможность диффузии ионов SO₄²⁺ из одного сосуда в другой.

В работающем элементе Якоби-Даниэля идет реакция: $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$

Которая поддерживает электрический ток во внешней цепи и называется токообразующей.

Разность потенциалов электродов называют “электродвижущей силой” элемента и она в данном случае равна:

$$\text{ЭДС} = + 0,34 - (- 0,76) = 1,10 \text{ В.}$$

т.е. из потенциала катода вычисляют потенциал анода.

В процессе работы любого гальванического элемента потенциалы электродов изменяются.

Снижение или устранение поляризации электродов при работе гальванического элемента называется деполяризацией.

Электролиз.

Выделение электродов в электролит называется направленное движение его ионов. К отрицательному электроду – катоду положительные ионы – катионы -, которые в процессе электролиза восстанавливаются. Получая электроны от катода.

К положительному электроду – аноду отрицательные ионы – анионы -, которые в процессе электролиза отдают электроны и окисляются.

При электролизе расплавов электролитов процессы у электродов происходят в соответствии с выше сказанным.

Химически процессы при электролизе зависят от природы электролита и материала электродов. Вводных растворах приэлектродные процессы электролиза могут сопровождаться еще и разрядом водородных и гидроксильных ионов воды.

Электрохимическая коррозия.

На поверхности технических металлов и сплавов адсорбируется тонкая пленка влаги из воздуха, которая, благодаря растворении газов, становится электропроводной. Это создает условия для работы микрогальванических элементов на поверхности металла, где роль анодных и катодных участков определяется неоднородностью структуры и составом металла и примесей.

При электрической коррозии стали на анодных участках идет процесс окисления и перехода в раствор гидратированных ионов железа.

Участки металлической поверхности, к которым затруднен доступ кислорода, становятся анодами, и разрушаются, а участки металла с меньшим доступом кислорода играют роль катодов.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ:

1. Как возникает скачок потенциала, и какие основные факторы влияют на значения величины электродного потенциала?
2. Объясните причину концентрационной поляризации гальванического элемента и его влияние на ЭДС элемента.

ЗАКОНЫ ФАРАДЕЯ.

1. Массы веществ, выделяющихся на электродах при электролизе, прямо пропорциональны количеству электричества, прошедшего через электролит;
2. Одинаковые количества электричества выделяют при электролизе на электродах эквивалентные массы различных веществ.

Литература:

1. Глинка Н. Л. Общая химия. Л.: Химия, 1987
2. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии. Л.: Химия, 1986
3. Практикум по общей химии // Под редакцией Соколовская В. М., Зайцева О. С., М.: Химия, 1981
4. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия. М.: 2002
<http://www.zzzemfira.com/>
5. Монастырская И. А. Общая и неорганическая химия. М.: 2000
<http://www.monax.ru/>
6. Лидик Р. А. Общая и неорганическая химия. М.: 2001
<http://www.bookshop.ru/>

