

МИНИСТЕРСТВО НАРОДНОГО ОБРАЗОВАНИЯ БССР
БРЕСТСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ
КАФЕДРА ХИМИИ

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
К ЛАБОРАТОРНЫМ РАБОТАМ ПО КУРСУ " ОБЩАЯ ХИМИЯ "
ДЛЯ СТУДЕНТОВ СПЕЦ. 29.03, 29.08, 05.01, 21.10
29.05

Утвержден Советом факультета химии
Протокол № 1

Брест 1989

УДК 541.4 + 543.32

В методических указаниях рассматриваются вопросы взаимодействия между различными классами неорганических веществ, определение эквивалентной массы кислоты по закону эквивалентов в реакции нейтрализации, приготовление растворов различной концентрации и характеристика их свойств.

Составители: Э.К.Зинович, Л.И.Соболева, Л.А.Подолец,
С.В.Шляков.

Рецензенты: кафедра химии Брестского педагогического института
им.А.С.Пушкина (зав.кафедрой, к.х.н., доцент Б.С.Шевченко
ст.преподаватель кафедры химии, к.т.н. Т.С.Нечавва)



Брестский политехнический институт 1989

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

" ИЗУЧЕНИЕ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ МЕЖДУ РАЗЛИЧНЫМИ КЛАССАМИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ "

Цель работы: Получение водных растворов кислот, щелочей, солей и определение характера среды с помощью индикаторов.

ОБЩИЕ ТРЕБОВАНИЯ :

а). Студент должен знать: какие разновидности химических соединений относятся к классу оксидов, гидроксидов, солей; как можно получить соединения соответствующего класса; какая соль относится к нормальной (средней), кислой, основной; получение солей; свойства соединений. Должен знать значения pH, соответствующие нейтральной, кислой и щелочной среде; применяемые в работе индикаторы и диапазон pH, в котором они "работают". Что называется декантацией, как она осуществляется. Принцип работы аппарата Киппа, название применяемой посуды и реактивов, технику безопасности при работе с ними. Знать свойства применяемых в работе веществ.

б). Студент должен уметь: написать химическую формулу любого класса веществ, уравнения реакций получения кислот, оснований, солей различных типов; уметь работать с аппаратом Киппа, химической посудой, реактивами, соблюдая технику безопасности, правильно работать с пипеткой, не допуская попадания капель на стенки пробирки. Определять по цвету окраски индикатора в растворе характер (pH) среды. Выполнить домашнее задание № 1.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ :

Свойства и получение веществ различных классов описаны в методическом пособии № 1. В соответствии с поставленной в данной работе целью студентам необходимо знать, что водный раствор кислоты имеет кислую реакцию ($\text{pH} < 7$), щелочи - щелочную ($\text{pH} > 7$) и химически чистая вода - нейтральную ($\text{pH} = 7$). Раствор соли может иметь знак для $\text{pH} < 7$, $\text{pH} = 7$, $\text{pH} > 7$. Величина pH, называемая водородным показателем, характеризует кислотность среды, которая зависит от концентрации ионов H^+ в растворе. $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$ где $[\text{H}^+]$ концентрация ионов H^+ в моль/л, т.е. молярная концентрация ионов водорода, л. Чем меньше водородный показатель, тем более кислым является раствор.

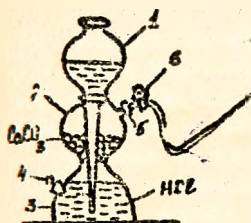
Величину pH раствора можно определить, используя универсальную индикаторную бумагу, специальный милливольтметр, называемый pH-метром, или растворы индикаторов. Индикаторы - это вещества, окраска которых зависит от кислотности среды (от pH).

Применяемые в работе индикаторы меняют окраску в следующих диапазонах pH.

Индикатор	pH	Окраска
Метиловый красный (метилрот)	4,4 (кислая) 6,2 (слабо-кислая)	Красная (малиновая) Жёлтая
Бензопфталеин	до 8,2 8,2-10 (щелочная)	Бесцветная Малиновая
Бромкрезоловый пурпурный (бромкрезолпурпур)	5,2 (кислая) 6,8 (почти нейтральная)	Жёлтая Пурпурная (фиолетово-синяя)

В риф те изучаются методы получения растворов кислоты, щёлочи, различных типов солей: (CaCO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, FeCl_2). Раствор угольной кислоты получается при растворении CO_2 в дистиллированной воде. Углекислый газ получают с помощью аппарата Киппа.

Аппарат Киппа состоит из двух частей: нижней, имеющей два соединенные резервуара 2,3 - верхн. 1 - резервуар I, вставляющийся в



Аппарат Киппа.

В задании: Необходимо получить CO_2 , H_2CO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и соответствующие им соли, проверить реакцию среды, написать уравнения реакций, сделать выводы, представить отчет.

ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ

В работе должна использоваться только чистая, без трещин посуда. Раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$ не должен попадать на руки и одежду! При попадании - промойте загрязненное место обильной струёй вод.

Так как аппарат Киппла может создавать (при неправильной заправке и работе) опасное для стенок сосуда давление, внимательно выполняйте методические указания по работе с ним.

Необходимо помнить, что при работе в химической лаборатории все реактивы и посуда должны быть расставлены на отведенные им определенные места.

После работы необходимо тщательно вымыть руки.

ХОД РАБОТЫ :

Убедитесь в чистоте посуды. При необходимости промойте её, а затем ополосните дистиллированной водой. Помните, что для приготовления растворов используют дистиллированную воду. Определение кислотности среды ведут в отдельной пробе (1-2 мл раствора).

Опыт 1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЦВЕТА ИНДИКАТОРА В ДИСТИЛЛИРОВАННОЙ ВОДЕ.

Налейте в три пронумерованные пробирки по 2 мл дистиллированной воды. Добавьте в первую пробирку 1 каплю индикатора фенолфталеина, во вторую - бромкрезолсульфур, в третью - метилорозового. Зафиксируйте окраску каждого индикатора в воде (рН = 7). Пробны сохраните.

Опыт 2. ПОЛУЧЕНИЕ НАСЫЩЕННОГО РАСТВОРА ГИДРОКСИДА КАЛЬЦИЯ (ИЗВЕСТКОВОЙ ВОДЫ).

Раствор готовится на всю подгруппу.

В химический стакан на 500 мл внесите 5-8 г (~1 штатель) поротка CaO и залейте 400 мл H_2O . Смесь тщательно перемешайте. Поставьте отстаиваться на 20-25 минут. Осторожно слейте прозрачную жидкость в другой стакан (декантация), а затем профильтруйте её. Отберите ~ 2 мл фильтрата и убедитесь, что среда щелочная. Зафиксируйте цвет индикатора. Раствор сохраните для опыта 4.

Напишите уравнение реакции. Запомните индикатор на щелочную среду.

Опыт 3. ПОЛУЧЕНИЕ РАСТВОРА УГОЛЬНОЙ КИСЛОТЫ РАСТВОРЕНИЕМ CO_2 В ВОДЕ.

В пробирку с дистиллированной водой объемом 10-15 мл пропустите углекислый газ CO_2 из аппарата Киппа (1-2 минуты). В пробе на 2 мл определите по индикатору бромкрезололпурпур кислотность (щелочность) среды. Сравните полученную окраску с окраской в пробирке № 2. Почему изменился цвет раствора? Напишите уравнения реакций, протекающих в растворе и в аппарате Киппа.

Зафиксируйте цвет примененного индикатора в растворе угольной кислоты. Раствор сохраните для опыта № 4.

Опыт 4. ПОЛУЧЕНИЕ КАРБОНАТА КАЛЬЦИЯ И ПЕРЕВОД ЕГО В ГИДРОКАРБОНАТ КАЛЬЦИЯ.

Соедините 5 мл раствора H_2CO_3 с 5 мл насыщенного раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Перемешайте. Определите характер среды (отдельные пробы). Напишите уравнение реакции, соответствующее данной среде раствора. Суспензию CaCO_3 разделите на две пробирки. В одну пропустите CO_2 из аппарата Киппа, вторую оставьте для сравнения.

Объясните исчезновение муты в первой пробирке. Установите характер среды и напишите уравнение реакции. Сделайте вывод о растворимости карбоната и гидрокарбоната кальция.

Опыт 5. ПОЛУЧЕНИЕ ОСНОВНОЙ СОЛИ И ГИДРОКСИДА ЖЕЛЕЗА (III).

Налейте в две пробирки по 2 мл десятизарного (0,1 моль/л) раствора FeCl_3 . В одну пробирку добавьте 2-3 мл десятизарного (0,1 экв./л) раствора NaOH , во вторую - 6 мл. Установите pH раствора в обеих пробирках (используйте несколько проб).

Напишите уравнения реакций, протекающих в каждой пробирке.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ.

1. К каким оксидам относится CaO и CO_2 ? Чему равна основность кислоты H_2CO_3 и кислотность основания $\text{Ca}(\text{OH})_2$? Почему при получении соли CaCl_2 на одну молекулу CaCl_2 расходуется две молекулы HCl ?
2. Что называется щелочью? Примеры. Скольким молекулам щелочи NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ эквивалентна молекула H_2CO_3 , HCl при получении средних солей?

3. Напишите уравнения реакций, протекающих при взаимодействии
а/ H_2CO_3 и $\text{Ca}(\text{OH})_2$; б/ H_2CO_3 и $\text{Fe}(\text{OH})_2$
с образованием всех типов солей.
4. Какой индикатор хорошо "работает" в щелочной среде; в слабо-
кислой и в сильнокислой среде ?

ПРОВЕРКА СТЕПЕНИ ПОДГОТОВКИ К РАБОТЕ В I.

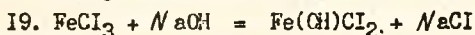
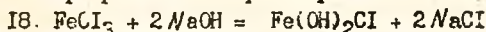
II - I.

- I. Какие классы веществ получаются при выполнении опытов ?
1. Оксид CO_2 ; гидроксиды $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$;
кислота H_2CO_3 ; соли CaCO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, FeOHCl_2 , $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$.
 2. Оксиды CO_2 , CaO ; гидроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$; кислота H_2CO_3 ;
соли CaCO_3 , FeCl_3 .
 3. Оксид CO_2 ; гидроксиды $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$; кислота H_2CO_3 ;
соли FeCl_3 , CaCO_3 .
 4. Оксид CO_2 ; гидроксиды $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$; кислота H_2CO_3 ;
соли CaCO_3 , FeCl_3 , FeOHCl_2 , $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$.
- II. На изменение концентрации какого иона реагируют (меняют цвет)
индикаторы:
- | | |
|----------------------|-----------------------|
| 5. любого иона | 6. металла |
| 7. иона H^+ | 8. кислотного остатка |

- III. Какие соли могут получиться при взаимодействии с угольной кисло-
той: а) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; б) $\text{Al}(\text{OH})_3$;
- | | |
|---------------------------|--------------------------------|
| 9. а) основная и средняя; | б) все типы солей; |
| 10. а) средняя; | б) основная; |
| 11. а) все типы солей; | б) средняя и основная; |
| 12. а) средняя и кислая; | б) средняя, кислая и основная. |
- IV. Каким индикатором можно подтвердить, что pH раствора больше 8 ?
Как при этом он окрашен ?
13. Бромкрезолпурпуром. Желтая.
 14. Метиловым красным. Желтая.
 15. Фенолфталеином.малиновая.
 16. Фенолфталеином. Бесцветный.

У7. При растворении FeCl_3 получается кислая соль. В каком случае она станет щелочной?

17. При разбавлении раствора.

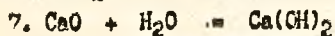
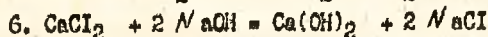
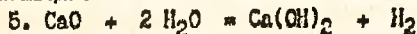


I - 3.

I. Что изучается в работе:

1. Григготовление водных растворов CO_2 и $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Определение с помощью индикаторов pH в отдельных пробках и при взаимодействии растворов.
2. Получение нормально- и кислой соли кальция и угольной кислоты. Определение окраски индикаторов в различных средах.
3. Получение раствора кислоты и щелочи. Цвет различных индикаторов в кислой ($\text{pH} < 7$), нейтральной ($\text{pH} = 7$) и щелочной ($\text{pH} > 7$) средах. Определение продукта реакции по окраске индикатора.
4. Классы неорганических веществ, их взаимодействие. Цвет индикатора в зависимости от среды.

II. Уравнение реакции, по которому в работе получается гидроксид кальция:



III. Что называется декантацией и можно ли декантировать ненасыщенный раствор.

9. Декантация - это операция, облегчающая фильтрование. Можно.
10. Декантация - это разделение твердой и жидкой фаз путем сливания жидкости. Можно.
11. Декантация - это сливание жидкости. Нельзя.
12. Декантация - это процесс сливания прозрачной жидкости, образовавшейся над осадком после отстаивания суспензии. Нельзя.

- IV. Какая соль CaCO_3 или $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ нерастворима в воде? Что образуется при пропускании углекислого газа через известковую воду?
13. CaCO_3 . Обе соли образуются одновременно.
14. CaCO_3 . Вначале карбонат кальция. Затем гидрокарбонат $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.
15. CaCO_3 . Вначале $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, затем CaCO_3 .
16. $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Вначале CaCO_3 , затем $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.
- V. Укажите в каком случае получится щелочная среда.
17. При взаимодействии FeCl_3 и NaOH .
18. При образовании $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и наличии избытка NaOH .
19. При растворении FeCl_3 .
20. При образовании основных солей железа-III FeOHCl_2 или $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$.

I - 4.

- I. Какие классы веществ получаются при выполнении опытов?
1. Оксиды CO_2 , CaO ; гидроксида $\text{Ca}(\text{OH})_2$; кислоты H_2CO_3 ; соли CaCO_3 , FeCl_3 .
2. Оксиды CO_2 ; гидроксиды $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$; кислота H_2CO_3 ; соли FeCl_3 , CaCO_3 .
3. Оксид CO_2 ; гидроксиды $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$; кислота H_2CO_3 ; соли CaCO_3 , FeCl_3 , FeOHCl_2 , $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$.
4. Оксид CO_2 ; гидроксиды $\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{Fe}(\text{OH})_3$; кислота H_2CO_3 ; соли CaCO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, FeOHCl_2 , $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$.
- II. На изменение концентрации какого иона реагируют (меняют), эти индикаторы:
5. Кислотного остатка. 6. Металла.
7. Любого иона. 8. Иона P^{+} .
3. Какие соли могут получиться при взаимодействии с угольной кислотой а) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, б) $\text{Ca}(\text{OH})_2$?
9. а) основная и средняя; б) все типы солей.
10. а) средняя и кислая; б) средняя, кислая и основная.
11. а) средняя; б) основная.
12. а) все типы солей; б) средняя и основная.

IV. Каким индикатором можно подтвердить, что pH раствора больше 8? Как он при этом окрасен?

13. Фенолфталеинси. Машиновий.
14. Бромкрезоловый туром. Жёлтая.
15. Метилсери красним. Жёлтая.
16. Фенолфталеином. Бесцветный.

V. При растворении FeCl_3 получается кислая среда. В каком случае она станет щелочной?

17. $\text{FeCl}_3 + 3 \text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3 \text{NaCl}$
18. $\text{FeCl}_3 + 2 \text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl} + 2 \text{NaCl}$
19. $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} = \text{FeOCl}_2 + \text{NaCl}$
20. При разбавлении раствора.

I - 5.

I. Что изучается в работе:

1. Классы неорганических веществ, их взаимодействие. Цвет индикатора в зависимости от среды.
2. Получение раствора кислоты и щелочи. Цвет различных индикаторов в кислой (pH < 7), нейтральной (pH = 7) и щелочной (pH > 7) средах. Определение продукта реакции по окраске индикатора.
3. Получение нормальной и кислой соли кальция и угольной кислоты. Определение окраски индикаторов в различных средах.
4. Приготовление водных растворов CO_2 и $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Определение pH в отдельных пробах и при взаимодействии растворов с помощью индикаторов.

II. Уравнение реакции, по которому в работе получается гидроксид кальция:

5. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$
6. $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$
7. $\text{CaO} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$
8. $\text{CaCl}_2 + 2 \text{NaOH} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{NaCl}$

III. Что называется декантацией и можно ли декантировать ненасыщенный раствор ?

9. Декантация - это разделение твёрдой и жидкой фазы путём сливания жидкости. Можно.

10. Декантация - это сливание жидкости. Нельзя.

11. Декантация - это процесс сливания прозрачной жидкости, образовавшейся над осадком после отстаивания суспензии. Нельзя.

12. Декантация - это операция, облегчающая фильтрование. Можно.

IV. Какая соль CaCO_3 или $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ нерастворима в воде ? Что образуется при пропускании углекислого газа через известковую воду ?

13. CaCO_3 . Вначале $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, затем CaCO_3 .

14. $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Вначале CaCO_3 , затем $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

15. CaCO_3 . Обе соли образуются одновременно.

16. CaCO_3 . Вначале карбонат кальция, затем гидрокарбонат кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

V. Укажите в каком случае получится щелочная среда.

17. При растворении FeCl_3 .

18. При взаимодействии FeCl_3 и NaOH .

19. При образовании основных солей железа с образованием FeOHCl_2 или $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$.

20. При образовании $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и наличии избытка NaOH .

III ОРАТОРИАЛЬНАЯ РАБОТА № 3

" ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТНОЙ МАССЫ ЦИНКА ПО СФ. МУ ВЪТЪСНЕННОГО ВОДОРОДА "

Цель работы: Определить в опытах путём эквивалентной массы цинка, используя закон эквивалентов.

СЕМЬЕ ТРЕБОВАНИЯ :

- а) Студент должен знать: Что называется молем, мольной массой; эквивалентом, эквивалентной массой, эквивалентным объёмом.
- б) Студент должен уметь: Определять эквиваленты и эквивалентные массы элементов и соединений по формулам; рассчитывать эквивалентные массы, используя закон эквивалентов. Производить вычисления массы газов, используя уравнение Менделеева-Клапейрона. Уметь пользоваться мерной ложкой, колбой, воронкой, мерным цилиндром.

ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ :

1. Лабораторный стол нельзя загромождать посудой и приборами, т.к. всё это мешает работе. На столе должно быть только то, что необходимо в данное время для выполнения данного опыта.
2. Химическая посуда в большинстве случаев тонкостенная и хрупкая, поэтому при небрежном обращении с ней её можно разбить и порезаться. Посуду и приборы следует держать в руках осторожно, не сжимая сильно пальцы. Химическую посуду нельзя резко ставить на стол, особенно, если он покрыт керамикой.
3. При работе с соляной кислотой соблюдать осторожность. При попадании раствора кислоты на кожу смыть сильной струёй воды.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ :

Эквивалент м элемента называется такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

Например, в соединении HBr эквивалент брома равен 1 моль атомов брома; в соединении H_2S эквивалент серы равен 1/2 моля серы; в соединении NH_3 эквивалент азота - 1/3 моля атомов азота; в соединении CH_4 эквивалент углерода равен 1/4 моля атомов углерода.

Эквивалентом сложного вещества называется такое его количест-

но, которое взаимодействует без остатка с одним эквивалентом водорода или вообще с одним эквивалентом любого другого вещества.

Эквивалентной массой называется масса I эквивалента вещества.

Все вещества взаимодействуют между собой согласно закону эквивалентов: массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ пропорциональны их эквивалентным массам (объемам).

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{Э_{m_1}}{Э_{m_2}}$$

Эквивалентным объемом называется объем, занимаемый при данных условиях I эквивалентом вещества. Так, например: эквивалентный объем водорода при н.у. равен 11,2 л, а кислорода при этих же условиях 5,6 л. Это выводится, исходя из следствия из закона Авогадро:

I моль атомов водорода равен 1/2 моля молекул водорода при н.у. - 11,2 л, а 1/2 моля атомов кислорода равно 1/4 моля молекулы кислорода при н.у. - 5,6 л.

На основе закона эквивалентов выведены следующие формулы для вычисления эквивалентных масс сложных веществ

$$Э_{m \text{ оксида}} = \frac{M \text{ оксида}}{\text{число атомов элемента} \cdot \text{валентность элемента}}$$

$$Э_{m \text{ основания}} = \frac{M \text{ основания}}{\text{кислотность основания}}$$

$$Э_{m \text{ кислоты}} = \frac{M \text{ кислоты}}{\text{основность кислоты}}$$

$$Э_{m \text{ соли}} = \frac{M \text{ соли}}{\text{число атомов металла} \cdot \text{валентность металла}}$$

$$Э_{m \text{ элемента}} = \frac{A}{\text{валентность элемента}}$$

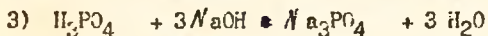
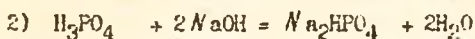
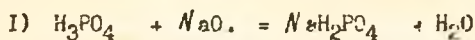
где, A - атомная масса элемента ;

M - молярная масса соединений.

Пример: Эквиваленты хлора в соединениях HClO, HClO₂, HClO₃, HClO₄ соответственно равны - I моль, 1/3 моля, 1/5 моля и 1/7 моля,

эквивалентные массы хлора в этих же соединениях соответственно будут равны 35,5 г; 1/3 . 35,5 г; 1/5 . 35,5 г; 1/7 . 35,5

г/моль эквивалентных масс фосфорной кислоты в следующих реакциях



Соответственно равны:

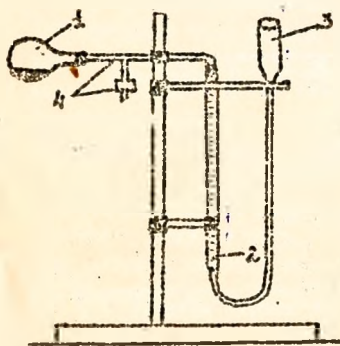
$$1) \frac{98}{1} = 98$$

где, 1, 2, 3 - основность кислоты в данных реакциях.

ХОД РАБОТЫ :

Метод определения эквивалентной массы цинка в данной работе основан на вытеснении металлом водорода из кислоты.

Основные части прибора, в котором проводят реакции цинка с соляной кислотой следующие: 1 - круглодонная колба, 2 - бюретка, 3 - уравнильный сосуд. Колба 1 соединена с бюреткой тройником 4, на отросток которого надета резиновая трубка с зажимом. Нижний конец бюретки соединен с уравнильным сосудом резиновой трубкой. Бюретка и сосуд заполнены водой. Прибор укреплен лапками на штативе Бунзена.



Порядок выполнения работы

1. Дежурный получает у лаборанта и раздаёт студентам кусочки цинка массой около 0,1 г, взвешенный с точностью до 0,001 г.
2. Смерить мерным цилиндром 8-10 мл 4 н. HCl, вылить её в колбу, которую укрепить горизонтально в штативе.
3. Проверить внутреннюю поверхность горла колбы фильтровальной бумагой, положить в него полученный кусочек цинка.
4. Соблюдая осторожность (чтобы металл не упал в кислоту), соединить колбу с бюреткой посредством тройника.
5. При открытом зажиме установить с помощью уравнильного сосуда 3 уровень воды в бюретке точно на метке 0, так чтобы нижний край мениска воды и нулевое деление совпадали и были на уровне глаз.

6. Закрыть зажим и испытать прибор на герметичность. Для этого уравнительный сосуд спустить так, чтобы уровень жидкости в нём был ниже, чем в бюретке, и затем укрепить. Если при этом в течение 1-2 минут понизившийся уровень воды в бюретке неподвижен, то можно считать, что прибор герметичен.
 7. После испытания на герметичность, наклонить штатив с прибором так, чтобы кусочек цинка упал в кислоту. Наблюдать выделение водорода и вытеснение воды в уравнительный сосуд.
 8. После окончания реакции поджечь 5-10 минут, чтобы водород охладился до комнатной температуры. Затем, перемещая вниз уравнительный сосуд, выровнять уровни воды в бюретке и уравнительном сосуде. В результате этого давление в бюретке станет равно атмосферному давлению.
 9. Определить и записать в таблицу (см. ниже) объем выделившегося водорода. Туда же записать массу цинка и условия опыта: температуру, атмосферное давление (по барометру).
- Давление насыщенного водяного пара при температуре опыта определить по таблице 2.

ЗАПИСЬ РЕЗУЛЬТАТОВ ОПЫТА.

I. Результат измерений и расчётов свести в таблицу:

$t^{\circ}C$	P мм рт.	P_{H_2O} мм рт.	P_{H_2} мм рт.	m_{Zn} г	V_{H_2} мл	m_{H_2} г	Σm_{Zn}	Относит. ошибка в %

- где, t° - температура водорода
 P - атмосферное давление
 m_{Zn} - масса цинка
 V_{H_2} - объём водорода
 m_{H_2} - масса водорода
 P_{H_2O} - давление насыщенного пара
 P_{H_2} - давление водорода = $P - P_{H_2O}$
 Σm_{Zn} - эквивалентная масса цинка.

2. Используя уравнение Менделеева-Клапейрона; вычислить массу выделившегося водорода
3. На основании таблицы эквивалентов вычислить эквивалентную массу цинка.

4. Вычислить теоретическую эквивалентную массу цинка, зная его атомную массу и валентность.
5. Сравнивая эквивалентную массу цинка, найденную в опыте с теоретически вычисленной, найти относительную ошибку опыта в процентах по формуле

$$\% \text{ ошибки} = \frac{|\Sigma m_{\text{теор.}} - \Sigma m_{\text{опыт.}}|}{\Sigma m_{\text{теор.}}} \cdot 100 \%$$

Таблица 2.

ДАВЛЕНИЕ НАСЫЩЕННОГО ВОДЯНОГО ПАРА

Температура : °C	Давление мм рт.ст. :	Температура : °C	Давление мм рт.ст.
15	12,788	21	18,650
16	13,634	22	19,827
17	14,530	23	21,088
18	15,477	24	22,377
19	16,477	25	23,756
20	17,535	26	25,375

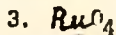
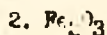
КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ :

1. Что называется эквивалентом элемента и соединения ?
2. Что называется эквивалентной массой ?
3. От чего зависит эквивалентная масса элемента ?
4. Как, зная формулу соединения, вычислить эквивалент основания, кислоты, соли, оксида ?
5. Сформулируйте закон эквивалентов и напишите его математическое выражение.

ПРОВЕРКА СТЕПЕНИ ПОДГОТОВКИ К РАБОТЕ № 2.

109.

1. Эквивалент какого оксида равен 1/8 моль ?



2. Эквивалент какой соли равен $\frac{1}{3}$ моль ?

5. $Al_2(SO_4)_3$ 6. Na_3PO_4 7. $Ca(NO_3)_2$ 8. $ZnSO_4$

3. Эквивалент какой кислоты равен $\frac{1}{4}$ моль ?

9. H_4SiO_4 10. H_3AsO_4 11. $HClO_4$ 12. H_2CO_3

4. Чему равна эквивалентная масса металла, если при растворении 1,6 г металла в воде выделилось 0,896 л ($N.Y.$) водорода ?

13. 40 г/моль 14. 20 г/моль 15. 10 г/моль 16. 30 г/моль

5. Эквивалентная масса какого элемента равна 2 г/моль :

17. Fe 18. Al 19. Mg 20. Be

II.

1. Эквивалент какого оксида равен $\frac{1}{10}$ моль ?

1. Cr_2O_3 2. Al_2O_3 3. Mn_2O_7 4. P_2O_5

2. Эквивалент какой соли равен 1 моль ?

5. $Ca(NO_3)_2$ 6. KNO_3 7. ZnI_2 8. $AlCl_3$

3. Эквивалент какой кислоты равен $\frac{1}{2}$ моль ?

9. H_2S 10. $HClO_2$ 11. H_3PO_4 12. HNO_2

4. Вычислите эквивалентную массу металла, если при разложении некоторого количества оксида серебра, образовалось 2,156 г металлического серебра и 0,16 г кислорода.

13. 107,9 г/моль 14. 215,64 г/моль 15. 54 г/моль 16. 431,7 г/моль

5. Эквивалентная масса какого элемента равна 39 г/моль ?

17. Sr 18. Zn 19. K 20. Ca

III.

1. Эквивалент какой кислоты равен $\frac{1}{3}$ моль ?

- I. CH_3COOH H_2SO_3 3. H_2S 4. H_3BO_3
2. Эквивалент какой соли равен $\frac{1}{4}$ моли ?
5. $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ 6. FeCl_3 7. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ 8. K_3PO_4
3. Эквивалент какого оксида равен $\frac{1}{4}$ моли ?
9. Fe_2O_3 10. Mn_2O_7 11. MnO 12. MnO_2
4. Вычислите эквивалентную массу металла, если 0,432 г металла образовали 0,574 г хлорида, приняв эквивалентную массу хлора равной 35,5 г/моль ?
13. 108 г/моль 14. 54 г/моль 15. 26,7 г/моль 16. 47,2 г/моль
5. Укажите формулу соединения, в состав которого входит элемент эквивалент которого равен $\frac{1}{4}$ моли ?
17. Cu_2O_3 18. SiO_2 19. CaO 20. Cu_2O_3

II.2.

1. Эквивалентная масса какого элемента равна 20 г/моль ?
1. Mg 2. Ca 3. Al 4. K
2. Эквивалент какого оксида равен $\frac{1}{6}$ моли ?
5. P_2O_5 6. Cl_2O_3 7. K_4O_4 8. N_2O_2
3. Эквивалент какой соли равен $\frac{1}{2}$ моли ?
9. As_2O_4 10. ZnCl_4 11. K_3F_4 12. $\text{Cu}_2(\text{SO}_4)_3$
4. Эквивалент какой кислоты равен 1 моли ?
13. H_4SiO_4 14. H_3AsO_4 15. H_2SiO_3 16. HNO_3
5. Вычислите эквивалентную массу металла, если на восстановление

1,8 г оксида металла израсходовано 833 мл водорода, измеренного при нормальных условиях.

17. 24,20 г/моль 18. 48,40 г/моль 19. 16,20 г/моль

20. 12,10 г/моль.

201.

I. Укажите формулу соединения, в состав которого входит элемент, эквивалент которого равен 1/3 моля.

1. NH_3

2. P_2O_5

3. N_2O_2

4. As_2O_5

2. Укажите оксид, эквивалент которого равен 1/6 моля.

5. Оксид калия.

6. Оксид кальция.

7. Оксид алюминия.

8. Оксид магния.

3. Какое соединение образуется при взаимодействии фосфорной кислоты (эквивалент которой в этой реакции равен 1 молю) с гидроксидом натрия?

9. Гидрофосфат натрия.

10. Фосфат натрия.

11. Сульфат натрия.

12. Дигидрофосфат натрия.

4. Укажите основание, эквивалентная масса которого равна 37 г/моль.

13. Гидроксид натрия.

14. Гидроксид железа - .

15. Гидроксид кальция.

16. Гидроксид алюминия.

5. 45 г одновалентного металла реагирует без остатка с 96 г 10% ной кислоты с образованием средней соли. Определите в какой это металл?

17. Калий

18. Натрий.

19. Рубидий.

20. Цезий.

202.

I. Эквивалентная масса трехвалентного металла равна 23,2 г/моль. Определите какой это металл?

1. Алюминий.

2. Галлий.

3. Индий.

4. Таллий.

2. Эквивалентная масса металла равна 12 г/моль. Чему равна эквивалентная масса его оксида ?
5. 20 г/моль 6. 22 г/моль 7. 24 г/моль 8. 28 г/моль
3. Эквивалентная масса некоторого металла равна 9 г/моль. Сколько грамм этого металла нужно взять, чтобы при растворении его в кислоте выделилось 2,24 л водорода (условия нормальные) ?
9. 0,9 г 10. 0,09 г 11. 1,8 г 12. 3,6 г
4. Чему равен эквивалент фосфорной кислоты в реакции образования дигидрофосфата натрия.
13. $\frac{1}{2}$ моля 14. $\frac{1}{3}$ моля 15. $\frac{1}{4}$ моля 16. 1 моля.
5. Укажите формулу соли, эквивалент которой равен $\frac{1}{3}$ моля.
17. Хлорид натрия. 18. Хлорид магния.
19. Хлорид цинка. 20. Хлорид алюминия.

203.

1. Эквивалентная масса соли равна 44,5 г/моль. Определите какая это соль ?
1. Сульфат калия. 2. Нитрат магния.
3. Хлорид алюминия. 4. Фосфат натрия.
2. Укажите название соединения, в которое входит металл с эквивалентом равным $\frac{1}{3}$ моля.
5. Нитрат калия. 6. Сульфат магния.
7. Оксид кальция. 8. Гидрид алюминия.
3. В результате реакции нейтрализации образуется соль - гидроксохлорид магния. Чему равна эквивалентная масса гидроксида магния в этой реакции ?
9. 29 г/моль 10. 58 г/моль 11. 87 г/моль 12. 116 г/моль

4. Укажите формулу оксида, эквивалент которого равен $1/6$ моля.

13. MnO 14. Mn_2O_3 15. MnO_2 16. Mn_2O_7

5. При разложении 1,47 кг бертолетовой соли выделяется 67,2 л кислорода при нормальных условиях. Эквивалентный объем кислорода равен 5,6 л. Определите эквивалентную массу бертолетовой соли.

17. 122,5 г/моль 18. 245 г/моль
19. 61,25 г/моль 20. 30,75 г/моль

204.

1. Укажите формуле какого соединения селена соответствует его эквивалент, равный $1/4$ моля.

1. SeO_3 2. H_2Se 3. $SeCl_2$ 4. SeO_2

2. Эквивалентная масса оксида двухвалентного металла равна 20 г/моль. Определите какой это металл.

5. Цинк ~~7. Магний~~ ~~6. Кальций~~ 8. Медь.

3. Вычислите эквивалент серы, если известно, что при горении 3 г серы получено 6 г оксида.

9. 1 моль 10. $1/6$ моля 11. $1/2$ моля 12. $1/4$ моля

4. Укажите какая соль образуется в реакции взаимодействия мышьяковой кислоты (эквивалент равен $1/2$ моля) с гидроксидом натрия.

13. Гидроарсенат натрия. 14. Дигидроарсенат натрия.
15. Арсенат натрия. 16. Арсенид натрия.

5. Укажите эквивалент какого элемента является величиной переменной.

17. Натрий 18. Железо 19. Алюминий 20. Магний

205.

1. Укажите соединение, в котором находится неметалл с эквивалентом равным $1/2$ моля.
1. Гидрид кальция 2. Сульфид кальция
3. Бромид кальция 4. Хлорид кальция
2. В результате реакции мышьяковой кислоты с гидроксидом калия образуется дигидроарсенат калия. Чему равен эквивалент мышьяковой кислоты в этой реакции:
5. $1/2$ моля 6. $1/3$ моля 7. 1 моля 8. $1/4$ моля
3. Чему равна эквивалентная масса гидроксида алюминия в реакциях образования средних солей:
9. 456 г/моль 10. 78 г/моль 11. 39 г/моль 12. 26 г/моль
4. 120 г двухвалентного металла реагирует со 146 г соляной кислоты. Определите какой это металл?
13. Кальций 14. Магний 15. Барий 16. Цинк
5. Эквивалентная масса оксида равна 31 г/моль. Определите какой это оксид?
17. Оксид кальция 18. Оксид натрия
19. Оксид железа-III 20. Оксид алюминия

206.

1. Укажите эквивалент железа в соединении Fe_2GeO_4 .
1. $1/6$ моля 2. $1/8$ моля 3. $1/2$ моля 4. $1/3$ моля
2. Эквивалентная масса оксида VI валентного элемента равна 12,16 г/моль. Определите какой это элемент?
5. Молибден 6. Сера 7. Теллур 8. Селен
3. Определите эквивалентную массу металла, зная, что его сульфид содержит 52% металла, а оксид его с серой равен $1/2$ моля.
9. 73 г/моль 10. 17,3 г/моль 11. 40 г/моль 12. 24 г/моль

4. В реакции взаимодействия гидроксида алюминия с соляной кислотой образовалась соль - гидроксохлорид алюминия. Укажите эквивалент гидроксида алюминия в этой реакции.

13. 1 моль 14. 1/3 моля 15. 1/2 моля 16. 1/6 моля

5. Укажите соль, эквивалент которой равен 1/3 моля.

17. Фосфат натрия 18. Хлорид натрия
19. Сульфат натрия 20. Нитрат натрия

207.

1. При взаимодействии 316 г перманганата калия с концентрированной соляной кислотой выделяется 112 л хлора (измеренного при н.у.). Определите эквивалентную массу перманганата калия, если эквивалентный объём хлора равен 11,2 л

1. 79 г/моль 2. 31,6 г/моль 3. 158 г/моль 4. 316 г/моль

2. Эквивалентная масса оксида равна 16 г/моль. Укажите, какой это оксид ?

5. Дюксид азота 6. Дюксид углерода
7. Трёхюксид серы 8. Дюксид серы

3. Эквивалент гидроксида хрома-III в реакции нейтрализации с соляной кислотой равен 1/2 моля. Какая соль получается в результате этой реакции ?

9. Дигидрохлорид хрома-III 10. Гидрохлорид хрома-III
11. Хлорид хрома-III 12. Хлорид хрома-II

4. Эквивалентная масса неметалла равна 3 г/моль. Определите эквивалентную массу его оксида.

13. 16 г/моль 14. 22 г/моль 15. 13,3 г/моль 16. 11 г/моль

5. Укажите формулу соли, эквивалент которой равен 1/2 моля.

17. Нитрат магния 18. Нитрат калия
19. Нитрат алюминия 20. Нитрат серебра

1. Эквивалентная масса семивалентного элемента равна 5,06 г/моль. Какой это элемент ?
1. Фтор 2. Бром 3. Хлор 4. Иод
2. Какому из перечисленных оксидов соответствует эквивалент $1/6$ моля?
5. Оксид алюминия . 6. Оксид калия .
7. Оксид кальция. 8. Оксид цинка.
3. При сжигании 10 г простого вещества было получено 20 г оксида. Определите эквивалентную массу элемента образовавшего оксид.
9. 16 г/моль 10. 12 г/моль 11. 8 г/моль 12. 20 г/моль
4. Чему равна эквивалентная масса угольной кислоты в реакции образования кислой соли.
13. 31 г/моль 14. 62 г/моль 15. 15,5 г/моль 16. 93 г/моль
5. Укажите формулу соли, эквивалентная масса которой равна 74 г/моль.
17. Нитрат калия. 18. Нитрат германия.
19. Нитрат цинка. 20. Нитрат магния.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6

"ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ ЗАДАННОЙ ПРОЦЕНТНОЙ И ЭКВИВАЛЕНТНОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ. ХАРАКТЕРИСТИКА ИХ СВОЙСТВ".

Цель работы: Научиться готовить растворы процентной и эквивалентной концентрации.

ОБЩИЕ ТРЕБОВАНИЯ :

- а) Студент должен знать: что называется раствором, как классифицируются растворы, что такое концентрация раствора, плотность раствора. Способы выражения концентрации растворов: процентная, эквивалентная, молярная, мольальная, мольная доля растворенного вещества. Названия применяемой посуды и реактивов, техника безопасности при работе с ними. Способы приготовления.
- б) Студент должен уметь: производить расчеты для приготовления растворов различных концентраций. Уметь работать с ареометром, весами, мерными колбами, капельницами, цилиндрами, пипетками. Соблюдать технику безопасности при работе с серной кислотой.

ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ :

1. При работе с серной кислотой соблюдать осторожность. Следить, чтобы капли кислоты не попали на незащищенные участки кожи и одежду. В случае разлива серной кислоты немедленно нейтрализовать раствором Na_2CO_3 и провести тщательную уборку места разлива.
2. При приготовлении раствора серной кислоты надо вливать серную кислоту в воду, а не наоборот, и пользоваться при этом толстостенной стеклянной или фарфоровой посудой.
3. Сухие реактивы необходимо брать чистым шпательем.
4. После работы в лаборатории нужно тщательно вымыть руки, т.к. значительная часть веществ, с которыми приходится соприкасаться в лаборатории, ядовиты.
5. При работе с химической посудой соблюдайте осторожность. При небрежном обращении с ней можно порезаться.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ.

Раствор — это многокомпонентная однородная система, в которой одно или несколько веществ распределено в среде другого вещества. Процесс образования истинных растворов самопроизвольный, поэтому для процессов растворения $\Delta G < 0$.

Раствор состоит из растворителя и растворённого (или растворённых) веществ. Растворяемое вещество может быть твёрдым, жидким и газообразным.

Отношение количества растворённого вещества к массе (или объёму) раствора (или растворителя) называют концентрацией раствора.

Широко используются следующие способы выражения концентрации растворов:

1). Массовая доля растворённого вещества или процентная концентрация (С %).

Массовая процентная концентрация показывает число граммов (единиц массы) вещества, содержащиеся в 100 г (единиц массы) раствора.

Пример 1. Сколько граммов $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ требуется для приготовления 300 г 5% — го раствора $ZnSO_4$?

Если бы соль не содержала кристаллизационной воды, то рассуждение было бы следующее:

в 100 г раствора содержится 5 г $ZnSO_4$
а в 300 г раствора содержится x г $ZnSO_4$

$$x = \frac{300 \cdot 5}{100} = 15 \text{ (г) } ZnSO_4$$

Для растворения его берём кристаллогидрат $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$, который содержит воду, поэтому его нужно взять больше, чем 15 г. Сколько именно ?

Найдём $M_{ZnSO_4 \cdot 7H_2O} = 287$ г/моль, из них $M_{ZnSO_4} = 161$ г/моль

В 287 г $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ содержится 161 г $ZnSO_4$

x г - - 15 г

$$x = \frac{287 \cdot 15}{161} = 26,7$$

Следовательно, нужно взять 26,7 г $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ и приготовить в

273,3 г воды ($300 - 26,7 = 273,3$ г).

2). Эквивалентная концентрация или эквивалентность ($C_{\text{экв}}$ или N) показывает число эквивалентов растворённого вещества, содержащихся в 1 л раствора.

Пример 2. Сколько граммов кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ необходимо взять для приготовления 0,2 л 0,5 н. раствора сульфата меди?

Решение: 1. В 1 л раствора содержится 0,5 экв. вещества
а в 0,2 л - " - " - " экв. - " - "

$$x = \frac{0,2 \cdot 0,5}{1} = 0,1 \text{ (экв.) вещества}$$

$$2. \text{Э}_{\text{м}} \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = \frac{M}{2} = \frac{250}{2} = 125 \text{ (г/моль)}$$

$$3. 1 \text{ экв. CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} - 125 \text{ г}$$
$$0,1 \text{ экв.} - x \text{ г}$$

$$x = \frac{0,1 \cdot 125}{1} = 12,5 \text{ г CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

Нормальности (N) и объёмы (V) реагирующих веществ находятся в зависимости, выражаемой формулой:

$$V_1 \cdot N_1 = V_2 \cdot N_2$$

число эквивалентов I-го реагирующего вещества число эквивалентов 2-го реагирующего вещества

Это равенство достигается при титровании в точке эквивалентности.

Точка эквивалентности - момент титрования, когда число эквивалентов реагирующих веществ равно между собой.

Титрование - приём количественного анализа, заключающийся в постепенном прибавлении раствора реактива известной концентрации и буметки к анализируемому раствору до достижения эквивалентности.

Используя закон эквивалентов можно рассчитывать эквивалентные массы. Например, для нейтрализации 20 мл раствора, содержащего 2,4г щелочи израсходовано 24 мл 0,25 н. раствора кислоты. Определить эквивалентную массу щелочи.

1) Находим нормальность щелочи из уравнения: $V_{\text{к-ты}} \cdot N_{\text{к-ты}} = V_{\text{щ}} \cdot N_{\text{щ}}$ откуда $N_{\text{щ}} = \frac{V_{\text{к-ты}} \cdot N_{\text{к-ты}}}{V_{\text{щ}}} = \frac{24 \cdot 0,25}{20} = 0,3 \text{ (экв)}$

2) Находим число эквивалентов щелочи в 20 мл взятого р-ра титр.

1000 мл раствора содержит 0,3 экв. щелочи
20 мл " " X экв. щелочи

$$X = \frac{20 \cdot 0,3}{1000} = 0,006 \text{ (экв.)}$$

3) Находим эквивалентную массу щелочи :

0,06 экв. щелочи составляет 2,4 г
1 экв. " " x г

$$X = \frac{2,4}{0,06} = 40 \text{ (г)}$$

3. Молярная концентрация (C_м или M) показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора.

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

Решение: В 1 л раствора содержится 0,2 моля вещества
в 2 л " " x "

$$x = 0,4 \text{ моля растворенного вещества}$$

Для приготовления 2 л 0,2 M раствора нужно взять 0,4 моля кристаллогидрата.

Переводим моли в граммы.

$$\begin{aligned} \text{M } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} &= 286 \text{ г/моль} \\ 1 \text{ моль} &= 286 \text{ г} \\ 0,4 \text{ моли} &= x \text{ г} \end{aligned} \quad x = 286 \cdot 0,4 = 114,4 \text{ г}$$

4. Молярная концентрация, или молярность, (C_м) показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в 1000 г растворителя.

Пример. В 200 г воды растворили 6,37 г MgCl_2 . Какова молярная концентрация раствора?

Решение: 1. M $\text{MgCl}_2 = 95 \text{ г/моль}$

2. Определим число молей MgCl_2 , содержащихся в 6,37 г

1 моль составляет 95 г
x моль " " 6,37 г

$$x = \frac{6,37}{95} = 0,067 \text{ молей}$$

3. Определяем моляльность раствора:

в 200 г растворителя содержится 0,067 молей $HgCl_2$

а в 1000 г "- х "-

$$x = \frac{1000 \cdot 0,067}{200} = 0,335 \text{ молей } HgCl_2$$

5. Моляльная доля растворенного вещества ($N_{р.в.}$) показывает отношение числа молей растворенного вещества к общему числу молей растворенного вещества и растворителя:

$$N_{р.в.} = \frac{n_{р.в.}}{n_{р.в.} + n_{р-ля}}$$

Растворы можно приготовить либо по точной навеске вещества, либо разбавлением более концентрированного раствора. Если концентрация исходного раствора неизвестна, её можно определить по плотности раствора. Плотность раствора определит с помощью ареометра.

Концентрация исследуемого раствора находят, пользуясь таблицами (табл. I.).

Если в таблице нет значения плотности, точно соответствующего показанию ареометра, концентрацию раствора находят интерполяцией. Например, измеренная плотность раствора $HCl = 1,034$ г/мл.

В таблице I имеются значения: концентрация, %, г/мл

8	-	1,038
6	-	1,028
разность	-	1,010

Полученное значение 1,034 г/мл отличается от плотности 6%-го раствора на $1,034 - 1,028 = 0,006$ г/мл.

Составлен пропорцию: 0,010 г/мл - 2%
0,006 г/мл - x %

$$x = \frac{0,006 \cdot 2}{0,010} = 1,2 \%$$

Таким образом, концентрация раствора HCl с плотностью 1,034 г/мл равна $6 + 1,2 = 7,2 \%$.

ХОД РАБОТЫ :

Опыт I. ПРИГОТОВЛЕНИЕ 50 г 8%-ного РАСТВОРА ХЛОРИДА МАРГАНЦА (II) РАСТВОРЕНИЕМ КРИСТАЛЛОГИДРАТА $MnCl_2 \cdot 4 H_2O$.

1. Рассчитайте, сколько граммов $MnCl_2 \cdot 4 H_2O$ и воды необходимо для приготовления данного раствора.
2. Взвесьте рассчитанную массу соли на техникохимических весах.
3. Отмерьте мерным цилиндром (объемом 50 мл) рассчитанное количество воды.
4. Перенесите навеску соли в химический стакан, смойте с чашки водой из цилиндра оставшиеся кристаллы соли.
5. Постепенно добавляя оставшуюся в цилиндре воду, растворите соль перемешивая раствор стеклянной палочкой.
6. Заполните приготовленным раствором $\frac{3}{4}$ цилиндра на 50 мл и определите ареометром плотность раствора.
7. Пользуясь табл. I, проверьте правильность приготовления раствора.
8. Вычислите молярную и эквивалентную концентрации приготовленного раствора $MnCl_2$.
9. Рассчитайте $\Delta T_{кип.}$, $\Delta T_{крист.}$, $P_{осм.}$ и $\Delta P_{нас. пара}$ полученного раствора.

ОБРАЗЕЦ ОТЧЕТА.

Заданный раствор	: Масса р-ра :	Масса р.в. :	Объем воды :	Приготовленный раствор	: Относит. ошибка :
	: г :	: г :	: мл :	ρ : C_N : C_M :	% :

РАСЧЕТЫ

Табл. I.

плотности растворов в некоторых кислот и солей при 20°C.

Конц-ция в %	Плотность растворов веществ, г/см ³				
	H_2SO_4	HCl	$MnCl_2$	NaCl	
2	1,013	1,006	1,015	1,016	
4	1,025	1,018	1,032	1,034	
6	1,038	1,034	1,050	1,051	
8	1,052	1,058	1,068	1,072	

Концентрация, %	Плотность H_2SO_4	Плотность HCl	Плотность $MnCl_2$	Плотность $BaCl_2$
10	1,066	1,047	1,086	1,092
12	1,060	1,057	1,105	1,113
14	1,095	1,068	1,124	1,134

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ :

- Что надо понимать под словами "процентная концентрация"?
 Например, "Имеем 150 г раствора соли 5% -ной концентрации.
 Сколько в нём граммов или миллилитров воды ? Сколько граммов соли ?
- К 500 мл 20% -ного раствора аммиака плотностью $0,9 \text{ г/см}^3$ прибавили 1 л воды. Какова процентная концентрация и молярность аммиака в полученном растворе ?
 - Вычислите, какое количество 60% -ного раствора и воды потребуется для приготовления 5 кг 10% -ного раствора H_2SO_4 ?
 - Вычислите: а) процентную ($C\%$); б) молярную (C_M); в) нормальную (C_N); г) моляльную (C_m) концентрации полученного при растворении 18 г соли раствора, плотность его $1,031 \text{ г/см}^3$.
 - Какой раствор будет замерзать при $10\% Na_2SO_4$ или $10\% NaCl$.

" ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ ЭКВИВАЛЕНТНОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ "

Эксп. 2. - ПРИГОТОВЛЕНИЕ 100 мл 0,1 н. РАСТВОРА СЕРНОЙ КИСЛОТЫ
 РАЗБАВЛЕНИЕМ БОЛЕЕ КОНЦЕНТРИРОВАННОГО РАСТВОРА .

- Налейте исходный раствор примерно 10% -ной серной кислоты в цилиндр ёмкостью 100 мл.
- Измерьте ареометром плотность раствора серной кислоты. По таблице 1 определите точную концентрацию раствора кислоты.

3. Рассчитайте, какой объём этой кислоты надо взять для приготовления 100 мл 0,1 н. раствора.
4. Отмерьте рассчитанный объём исходного раствора серной кислоты мерным цилиндром (ёмкостью 10 мл).
5. Налейте в мерную колбу на 100 мл приблизительно половину её дистиллированной воды. *50 мл*
6. Через воронку введите отмеренный объём кислоты в колбу и обмойте воронку дистиллированной водой. Перемешайте раствор. Долейте воду точно до метки на колбе (последние капли воды добавляйте пипеткой из капельницы).
7. Закройте мерную колбу пробкой и тщательно перемешайте раствор.
8. Приготовленный раствор кислоты используйте для опыта № 3.

ОБРАЗЦЫ ОТЧЕТА.

Заданный раствор	Исходный раствор				Приготовленный раствор		Односительная ошибка
	ρ г/мл	С%	$m_{р-ра}$ г	$V_{р-ра}$ мл	$C_{н.}$	$C_{м.}$	

РАСЧЕТЫ.

ПОЛУЧЕННОГО РАСТВОРА КИСЛОТЫ ТИТРО-

раствор NaOH и установите нижний улевое деление.

1. Отмерьте пипеткой *5* мл приготовленного вами раствора серной кислоты и влейте в коническую колбу ёмкостью 50 мл. Добавьте в раствор кислоты 2-3 капли фенолфталеина.
2. Из бюретки раствор щёлочи спускайте небольшими порциями (примерно по 0,2 мл) в раствор кислоты, непрерывно перемешивая его. Под конец титрования раствор щёлочи из бюретки приливайте по каплям и титруйте до появления малиновой окраски.
3. По бюретке считайте объём раствора щёлочи, затраченный на нейтрализацию кислоты. Опыт повторите 3 раза, начиная каждый раз с титрования с нулевого деления.
4. Рассчитайте концентрацию кислоты, пользуясь формулой соотношений объёмов и нормальностей растворов вещества в момент достижения точки эквивалентности.

ОБРАЗЕЦ ОТЧЕТА.

Определение концентрации раствора серной кислоты
титрованием.

Титрование	: $V_{к-ты}$: $V_{щ.}$: $V_{ср.}$: $C_{н.}$: $C_{н.}$
	: мл	: мл	: "элочи" мл	: щел.	: к-ты
1 определение					
2 определение					
3 определение					

РАСЧЕТЫ.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ:

1. На нейтрализацию 20 мл раствора, содержащего в литре 12 г щёлочи, израсходовано 24 мл 0,25 н. раствора кислоты.
Чему равна эквивалентная масса щёлочи?
2. Сколько граммов КОН нужно растворить в воде, чтобы получить 200 мл 2 н. раствора?
3. Почему при титровании обычно пользуются растворами определённой нормальности, а не молярными или процентными?
4. Какова молярность 2н. раствора: а) ортофосфорной кислоты? б) гидроксида кальция? в) гидроксида калия? г) сульфата алюминия?

ПРОВЕРКА СТЕПЕНИ ПОДГОТОВКИ К РАБОТЕ № 3.

11-19-210-35-142

1. Какова молярность 2 М раствора:
 1. ортофосфорной кислоты;
 2. гидроксида бария;
 3. гидроксида калия;
 4. сульфата алюминия.
4. 1М 2. 1/3 М 3. 2/3 М 4. 2М
- II. Вычислите:
 1. Сколько медного купороса необходимо добавить к 20 г воды, чтобы получить 10%-ый раствор?
 2. Процентную концентрацию раствора поваренной соли получить

ного при растворении 20 г NaCl в 250 мл воды.

3. Какую массу NaNO_3 нужно растворить в 40 г воды, чтобы приготовить 20%-ный раствор ?
 4. Чему равна процентная концентрация оставшегося раствора, если из 70 г 6%-ной серы H_2SO_4 кислоты выпариванием удалим 20 г воды ?
5. 7,40 6. 8,40 7. 4,69 8. 10,0

III. Какой объём :

1. Воды надо прибавить к 200 мл 1 н. гидроксида натрия, чтобы получить 0,05 н. раствор ?
2. Воды необходимо добавить к 2,4 л 0,5 н. HCl , чтобы получить 0,25 н. раствор ?
3. 96 % концентрированной серной кислоты ($\rho = 1,84$ г/мл) надо взять для приготовления 2 литров 10%-ного раствора плотностью 1,04 г/мл ?
4. 50%-ного раствора KOH ($\rho = 1,5$ г/мл) требуется для приготовления 3 л 6%-ного раствора ($\rho = 1,05$ г/мл) ?

9. 252 мл 10. 117,75 мл 11. 2,4 л 12. 3,8 л

IV. Рассчитайте молярность следующих растворов.

1. 15%-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,105$ г/мл) ;
2. 20%-ного раствора хлорида кальция ($\rho = 1,178$ г/мл) ;
3. 20%-ного раствора гидроксида калия ; ($\rho = 1,186$ г/мл)
4. 20%-ного раствора ортофосфорной кислоты ($\rho = 1,1$ г/мл).

13. 2,12 M 14. 1,69 M 15. 4,24 M 16. 2,24 M

V. Вычислите молярную массу растворенного вещества :

1. если при растворении 2,3 г неэлектролита в 125 г воды, температура кристаллизации понижается на $0,372^\circ$. Криоскопическая константа воды $1,86^\circ$.
2. зная, что раствор, содержащий 2,25 г этого вещества в 250 г воды кристаллизуется при $-0,279^\circ$. Криоскопическая константа воды $1,86^\circ$.

3. если 3,92 г фенола растворили в 125 г бензола и температура кристаллизации раствора ниже температуры кристаллизации бензола на $1,7^{\circ}$. Криоскопическая константа бензола $5,1^{\circ}$.

4. если при растворении 1,22 г бензойной кислоты в 100 г сероуглерода температура кипения раствора повысилась на $0,229^{\circ}$. Эбуллиоскопическая константа сероуглерода равна $2,29^{\circ}$.

17. 94 г/моль 18. 92 г/моль 19. 122 г/моль 20. 60 г/моль

I-18-210-35-П-41

I. Какова нормальность 2 M раствора :

1. гидроксида натрия ;
2. гидроксида бария ;
3. хлорида алюминия ;
4. сульфата железа (III).

1. 12 N. 2. 6 N. 3. 2 N. 4. 4 N.

II. Вычислите :

1. Молярную долю гидроксида натрия, если в 1 кг воды растворено 400 г щелочи.

2. Молярность 20%-ного раствора серной кислоты.

3. Какой концентрации (в %) получится азотная кислота, если к 500 мл 32%-ной кислоты ($\rho = 1,2$ г/мл) прибавить 1 л воды ?

4. Эквивалентную массу щелочи, если на нейтрализацию 20 мл раствора, содержащего в литре 12 г щелочи, израсходовано 24 мл 0,25 н. раствора кислоты.

5. 12,0 6. 2,55 7. 40,0 8. 0,42

III. Сколько граммов растворенного вещества :

1. содержится в 80 г 12%-ного раствора нитрата натрия ?

2. KCl следует добавить к 450 г 8%-ного раствора той же соли для получения 12%-ного раствора ?

3. карбоната натрия содержится в 500 мл 0,25 н. раствора ?

4. нитрата натрия, необходимую для приготовления 400 мл 0,2 М раствора .
9. 20,45 г 10. 9,6 г 11. 6,63 г 12. 6,80 г

IV. Вычислите нормальность :

1. 35,5 % -ного раствора KOH ($\rho = 1,35$ г/мл) ;
2. 28,3 % -ного раствора Na_2CO_3 ($\rho = 1,15$ г/мл) ;
3. 24% -ного раствора H_3PO_4 ($\rho = 1,33$ г/мл) ;
4. 15% -ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,105$ г/мл).

13. 6,14 14. 8,55 15. 3,1 16. 9,76

V. Вычислите процентную концентрацию :

1. сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ в растворе, температура кипения которого $100,13^\circ C$.
Эбулиоскопическая константа воды равна $0,52^\circ$.
2. водного раствора мочевины $(NH_2)_2CO$, зная, что температура кристаллизации этого раствора равна $-0,465^\circ$.
Криоскопическая константа воды равна $1,86^\circ$.
3. сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$, содержащегося в 1600 г воды, если раствор закипает при $100,104^\circ$.
Эбулиоскопическая константа воды равна $0,52^\circ$.
4. водного раствора глицерина $C_3H_5(OH)_3$, зная, что этот раствор кипит при $100,39^\circ$. Эбулиоскопическая константа воды $0,52^\circ$.

17. 7,88 18. 6,45 19. 1,48 20. 6,40

I-110-21-33-П-47

I. Какова нормальность 0,5 М раствора :

1. сульфата калия ;
2. дихромида лития ;

3. нитрата алюминия ;
4. сульфата хрома (III) .

1. 0,5 Н. 2. 3 Н. 3. 1,5 Н. 4. 1 Н.

Вычислите процентную концентрацию следующих растворов:

1. 2 Н. NaOH ($\rho = 1,080$ г/мл) ;
2. 2 Н. HCl ($\rho = 1,035$ г/мл) ;
3. 2 Н. HNO_3 ($\rho = 1,065$ г/мл) ;
4. 2 Н. H_2SO_4 ($\rho = 1,060$ г/мл).

5. 7,05 6. 7,40 7. 11,63 8. 9,25

Определите количество миллилитров :

1. 0,1 л. раствора NaOH , необходимого для нейтрализации 25 мл 1 Н. раствора H_2SO_4 .
2. 1,2 Н. раствора гидроксида калия надо прибавить к 4 мл 0,4 Н. раствора нитрата серебра, чтобы осадить все серебра в виде осадка хлорида серебра.
3. 0,5 Н. раствора соляной кислоты, необходимого для нейтрализации 4 мл 0,5 Н. гидроксида бария.
4. 0,5 Н. раствора щёлочи потребуется для осаждения в виде $\text{Fe}(\text{OH})_3$ всего железа, содержащегося в 10 мл 0,25 Н. раствора FeCl_3 .

9. 2,5 10. 5 11. 3,0 12. 4

Сколько граммов растворенного вещества содержится в следующих растворах:

1. в 500 мл 0,1 Н. раствора Na_2CO_3 ;
2. в 1 л 0,2 Н. раствора HCl ;
3. в 50 мл 8% -ного раствора сульфата натрия ; ($\rho = 1,075$)
4. в 300 мл 0,2 М раствора перманганата калия.

13. 2,65 г 14. 4,30 г 15. 7,30 г 16. 9,40 г

У. Чему равна молярная концентрация раствора?:

1. если осмотическое давление 250 мл раствора при 9°C равно 0,46 атм ?
2. если 7 л раствора неэлектролита оказывают осмотическое давление 1,3 атм при 0°C ?
3. если раствор глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ при 0°C оказывает осмотическое давление равное 4,48 атм. ?
4. если при 7°C осмотическое давление раствора неэлектролита составляет 2,8 атм. ?

17. 0,122 М

18. 0,200 М

19. 0,0049 М

20. 0,406 М

ЛИТЕРАТУРА:

1. Н.Л. Глинка. Общая химия. Л., 1960-64.
2. Н.Л. Глинка. Задачи и упражнения по общей химии. Л., 1980, 1983.
3. Лабораторный практикум по общей химии. Под ред. А.А. Талёровой. М., 1976.
4. Методические указания по технике безопасности.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ,
ПРОБНЫЕ ЗАДАНИЯ ПО КУРСУ " ОБЩАЯ ХИМИЯ"
СТУДЕНТОВ СПЕЦИАЛЬНОСТЕЙ 29.03, 29.05, 29.08,
05.01, 31.10.

Составители:

ЗИНОВИЧ СИГИЗМУНД КАЗИМИРОВИЧ

ПОДОЛЦ ЛИДИЯ АЛЕКСЕЕВНА

СОБОЛЕВА ЛИДИЯ ИВАНОВНА

ПШКОВ СЕРГЕЙ ВИКТОРОВИЧ

Методические указания утверждены
советом института в качестве
официального материала

д-р Т.В.Строкач

Введено к печати 27.09.89г. Бумага писч. № 1.
60x84/16. Печать офсетная, Уч. изд.л.2,5. Усл.
л.4. Заказ № 703. Тираж 200 экз. Бесплатно.
Готово на ротационном Брестского политехнического
университета, 224017, г.Брест, ул. Московские 267.