

Министерство сельского хозяйства Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Воронежский государственный аграрный университет
имени императора Петра I»

Факультет технологии и товароведения

Кафедра химии

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Лабораторный практикум

для обучающихся
факультета агрономии, агрохимии и экологии
по направлениям подготовки
35.03.04 «Агрономия» и 35.03.05 «Садоводство»

Воронеж
2019

УДК 546(075)

ББК 24.1я7

Д 935

Дьяконова О.В., Соколова С.А., Перегончая О.В. Неорганическая и аналитическая химия: лабораторный практикум для обучающихся факультета агрономии, агрохимии и экологии по направлениям подготовки 35.03.04 «Агрономия» и 35.03.05 «Садоводство». – Воронеж: ФГБОУ ВО Воронежский ГАУ, 2019. – 186с.

Рецензенты: доцент кафедры аналитической химии ВГУ, к.х.н. Елисеева Т.В., доцент кафедры агрохимии и почвоведения ВГАУ, к.с.-х.н. Гасанова Е.С.

Данный лабораторный практикум предназначен для обучающихся факультета агрономии, агрохимии и экологии по направлениям подготовки 35.03.04 «Агрономия» и 35.03.05 «Садоводство».

Целью лабораторного практикума является знакомство с основными классами неорганических соединений, их строением, свойствами, а также приобретение многосторонней информации об основных химических понятиях, фундаментальных законах химии и процессах, объясняющих свойства и превращения химических элементов и их соединений в биологических системах, а также о методах химического анализа неорганических веществ.

В приложении содержится необходимый табличный материал, а также тесты текущего и итогового контроля знаний.

Табл. 11. Ил. 31. Библиогр. 10 назв.

© Дьяконова О.В., Соколова С.А., Перегончая О.В., 2019

© ФГБОУ ВО Воронежский ГАУ, 2019

ВВЕДЕНИЕ

Неорганическая и аналитическая химия является естественно-научной дисциплиной, которая служит основой для изучения дисциплин биологического цикла (биохимии, микробиологии, физиологии растений и др.).

При изучении неорганической и аналитической химии приобретает многосторонняя информация о строении и химических свойствах неорганических веществ, непосредственно связанных с биологическими процессами в растительных организмах и методах определения этих веществ. Данная дисциплина обеспечивает студентам необходимые знания о биогенной роли химических элементов, что позволяет изучать способы усвоения питательных веществ минерального происхождения растениями, а также научно обосновывать выбор методов их идентификации.

Целью курса неорганической и аналитической химии является изучение и усвоение основных химических понятий, фундаментальных законов химии и закономерностей, объясняющих свойства и превращения химических элементов и их соединений, научно обоснованный выбор на этой основе методов химического анализа сельскохозяйственных объектов.

Лабораторный практикум содержит необходимые сведения о технике безопасности при работе в химической лаборатории, доврачебной помощи при ожогах, отравлениях и порезах, описание 13 лабораторных работ, выполняемых с применением современного оборудования и реактивов. Каждое лабораторное занятие включает: проработку теоретического материала, соответствующего теме лабораторного занятия; выполнение лабораторной работы; оформление отчета о проделанной работе.

После каждой лабораторной работы приведены упражнения различного уровня сложности, позволяющие закрепить теоретический материал.

В приложении приведены тестовые задания, выполнение которых развивает у студентов абстрактное и логическое мышление, вырабатывает навыки самостоятельной работы с учебно-методической литературой и учебниками.

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

1. Во время работы в химической лаборатории необходимо соблюдать чистоту, порядок, тишину. Поспешность или неряшливость часто приводит к несчастным случаям. Посторонние разговоры не допускаются, разговоры по ходу работы следует вести вполголоса.

2. Не разрешается работать в химической лаборатории в отсутствии лаборанта или преподавателя.

3. Перед выполнением каждого опыта необходимо проверить целостность химической посуды, пробирок, колб.

4. Нагревая вещество в пробирке, никогда не следует направлять ее отверстие на себя или на соседа, нельзя заглядывать в пробирку сверху во избежание попадания вещества в глаза.

5. Для перемешивания содержимого пробирки удобнее всего, держа пробирку в одной руке, осторожно ударять ею о ладонь другой руки. Ни в коем случае не следует встряхивать пробирку, закрыв ее пальцем. Необходимо избегать попадания на кожу, каких бы то ни было химических веществ.

6. Никакие вещества в лаборатории нельзя брать руками и пробовать на вкус.

7. Определяя запах вещества, нужно направлять струю воздуха в сторону носа легкими движениями руки над отверстием сосуда (рис. 1).

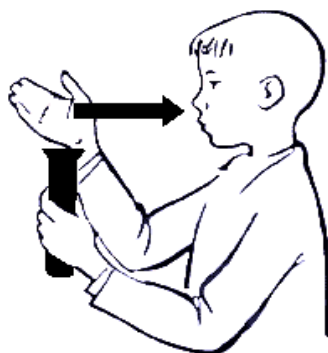


Рис. 1. Определение запаха химических веществ

8. С веществами, дающими отравляющие или удушающие пары, необходимо работать в вытяжном шкафу.

9. Если в химической лаборатории возникает пожар, то следует немедленно убрать все горючие вещества подальше от огня,

засыпать песком, или покрыть войлочным, шерстяным или асбестовым одеялом очаг пожара. Большое пламя тушат с помощью огнетушителя.

10. В химической лаборатории можно работать только в халатах, застегивающихся спереди, такой халат в случае воспламенения легко с себя сбросить.

11. Выбрасывать все твердые предметы и ненужную бумагу необходимо в большой бак или ящик для отходов. Нельзя бросать спички, фильтровальную бумагу и другие плохо растворимые вещества в раковину.

12. Перед тем, как набрать какое-либо химическое вещество, необходимо внимательно прочесть надпись на этикетке (рис. 2).



Рис. 2. Символы для обозначения опасных химических веществ

13. Неиспользованные химические вещества нельзя возвращать обратно в ту склянку, из которой они были взяты.

14. Рабочее место и приборы на нем всегда должны содержаться в чистоте. Необходимо стараться ничего не разбрызгивать, не рассыпать. После окончания занятия следует сразу же поставить на место все реактивы и посуду, взятые для выполнения лабораторной работы. Нельзя загромождать рабочий стол портфелями и сумками.

15. В химической лаборатории не разрешено пить и принимать пищу.

ДОВРАЧЕБНАЯ ПОМОЩЬ ПРИ ОЖОГАХ, ОТРАВЛЕНИЯХ И ПОРЕЗАХ

Для оказания первой помощи при несчастных случаях на кафедре химии имеется аптечка, содержащая:

- бинты,
- вату,
- 3-5% спиртовой р-р I_2 ,
- 1% р-р CH_3COOH ,
- 3-5% р-р $NaHCO_3$,
- насыщенный р-р H_3BO_3 ,
- р-р $KMnO_4$,
- р-р C_2H_5OH .

1. **Термические ожоги** вызываются огнем или раскаленными предметами. Обожженное место надо обработать примочкой из раствора перманганата калия или этилового спирта. При сильных ожогах пострадавшего необходимо направить в поликлинику.

2. **Химические ожоги** образуются при попадании на кожу кислоты, щелочи, брома, фенола и др.

При попадании на кожу кислот и щелочей необходимо промыть пораженное место большим количеством воды. Затем, если на кожу попала кислота, обработать 3-5% раствором гидрокарбоната натрия (соды), а в случае попадания щелочи – 1% раствором ортоборной или уксусной кислоты. В том и другом случае пораженное место надо смазать вазелином и перевязать.

При попадании кислоты в глаза необходимо промыть их большим количеством воды, затем разбавленным раствором соды, далее – снова водой и направить пострадавшего в поликлинику.

Если в глаза попала щелочь, необходимо сразу же промыть их большим количеством воды, затем насыщенным раствором борной кислоты, после чего впустить каплю касторового масла. Пострадавшего необходимо также направить к врачу.

3. **При попадании кислот и щелочей на одежду** необходимо ткань сразу промыть большим количеством воды, после этого – 3-5% раствором соды (в случае попадания кислот) или 1% раствором уксусной кислоты (если попала щелочь).

4. **Порезы рук стеклом** промывают сильной струей воды, удаляют из раны осколки стекла, заливают рану спиртовым раствором йода и перевязывают стерильным бинтом. Если ранение сильное, пострадавшего необходимо направить к врачу.

ФОРМА ЗАПИСИ ОТЧЕТА О ПРОДЕЛАННОЙ ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ

Лабораторная работа №__

1. Дата: «_____»
2. Тема: «_____»
3. Опыт № __. Название опыта.
4. *Описание последовательности добавления реактивов и условий опыта.*
5. *Наблюдения (изменение окраски, образование осадка, выделение пузырьков газа, разогревание и т.д.).*
6. *Уравнения протекающих реакций.*
7. Выводы.
8. Выполнение заданий.

Часть 1. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Глава 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

1.1. Основные химические понятия

Атом – структурная единица вещества, наименьшая частица, обладающая химическими свойствами определенного химического элемента. Атом является электронейтральной частицей, состоящей из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженной электронной оболочки.

Молекула – наименьшая частица вещества, обладающая химическими свойствами данного вещества.

Химический элемент – вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

Простое вещество состоит из атомов одного химического элемента. Примеры простых веществ: Cu, Zn, C, H₂, O₂, O₃, N₂, Cl₂.

Сложное вещество (соединение) состоит из атомов нескольких химических элементов, например: H₂SO₄, H₂O, C₂H₅OH.

Валентность – определенное число химических связей данного атома с атомами других элементов.

Атомная единица массы (а. е. м.) – это 1/12 часть массы атома изотопа углерода ¹²C, равная $1.6605655 \cdot 10^{-24}$ г.

Относительная атомная масса (A_r) – масса атома, выраженная в а. е. м.

Относительная молекулярная масса (M_r) – масса молекулы, выраженная в а. е. м., равна сумме относительных атомных масс всех атомов, входящих в состав молекулы.

Количество вещества (ν) – величина, выражающая число структурных единиц (атомов, молекул, ионов) вещества.

Моль – единица количества вещества, 1 моль равен числу структурных единиц в 12 г изотопа углерода ¹²C.

Число Авогадро – число структурных единиц в 1 моль вещества, $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.

Молярная масса (M) – масса одного моль вещества, выраженная в стандартных единицах массы (г/моль). Молярная масса, выраженная в г/моль, численно совпадает с относительной молекулярной массой.

Молярный объем (V_m) – это объем, который занимает 1 моль вещества при данных условиях. При нормальных условиях (температура 0°C (273K), давление 1 атм ($101,3\text{кПа}$)) 1 моль любого **газа** занимает объем 22,4 л.

Количество вещества можно рассчитать, используя следующие соотношения:

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m} = \frac{N}{N_A},$$

где m – масса вещества; M – молярная масса вещества; V – объем вещества; V_m – молярный объем вещества; N – общее число структурных частиц вещества; N_A – число Авогадро.

Химическим эквивалентом называют реальную или условную частицу вещества, которая в кислотно-основных взаимодействиях способна присоединить, заместить или вытеснить один атом водорода, а в окислительно-восстановительных реакциях – присоединить или отдать один электрон.

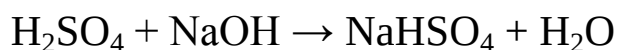
Молярная масса эквивалента ($M_{\text{Э}}$) – это масса одного моль химического эквивалента вещества. Молярная масса эквивалента может составлять некоторую долю от молярной массы данного вещества:

$$M_{\text{Э}} = M \cdot f_{\text{ЭКВ}},$$

где $f_{\text{ЭКВ}}$ – фактор эквивалентности.

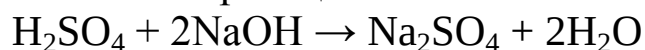
Фактор эквивалентности – это число, показывающее, какая доля реальной частицы эквивалентна одному катиону водорода в данной кислотно-основной реакции или одному электрону в данной окислительно-восстановительной реакции.

В отличие от молярной массы, молярная масса эквивалента для данного вещества не постоянна, а зависит от конкретной реакции, в которой участвует это вещество. Например, в кислотно-основной реакции:



эквивалентом серной кислоты является реальная частица – молекула серной кислоты. Фактор эквивалентности для серной кислоты равен 1.

В кислотно-основной реакции:



эквивалентом серной кислоты является условная частица – $\frac{1}{2}$ молекулы серной кислоты. Фактор эквивалентности для серной кислоты равен $\frac{1}{2}$.

Таким образом, для кислот фактор эквивалентности равен единице, деленной на число катионов водорода из состава каждой молекулы кислоты, участвующих в реакции.

Для оснований фактор эквивалентности равен единице, деленной на число гидроксид-ионов основания, вступающих в реакцию.

Для солей фактор эквивалентности равен единице, деленной на произведение числа катионов (анионов) и их заряда, взятого по модулю.

В окислительно-восстановительной реакции:



эквивалентом серной кислоты является условная частица – $\frac{1}{2}$ молекулы серной кислоты, так как сера из степени окисления +6 восстанавливается до степени окисления +4, принимая 2 электрона. Фактор эквивалентности для серной кислоты равен $\frac{1}{2}$.

Таким образом, в окислительно-восстановительных реакциях фактор эквивалентности окислителей равен единице, деленной на число принятых электронов, а фактор эквивалентности восстановителей – единице, деленной на число отданных электронов.

1.2. Законы химии

К основным законам химии относят:

1. *Закон сохранения массы* (М. В. Ломоносов, А. Лавуазье):

Масса веществ, вступивших в реакцию равна массе образующихся веществ.

2. *Закон постоянства состава* (Ж. Пруст):

Все соединения имеют постоянный химический состав, независимо от способа и условий получения.

В действительности состав некоторых соединений может колебаться в определенных пределах, такие вещества называют **бертоллидами** ($\text{V}_{0,9-1,3}\text{O}$; $\text{MnO}_{1,6}$). Состав большинства соединений строго соответствует требованиям закона Пруста, такие соединения называют **дальтонами**.

3. *Закон химических эквивалентов* (К. Венцель, И. Рихтер):

Вещества реагируют друг с другом в эквивалентных количествах.

Следствие: Массы веществ, вступивших в реакцию, относятся друг к другу как молярные массы их эквивалентов:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{Э}1}}{M_{\text{Э}2}}$$

4. *Закон Авогадро* (А. Авогадро):

В равных объемах газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Следствия:

- 1) При н.у. молярный объем (V_m) любого газа равен 22,4 л.
- 2) Молярная масса газа G_1 равна произведению его относительной плотности по другому газу $D_{G_2}(G_1)$ на молярную массу газа G_2 :

$$M(G_1) = D_{G_2}(G_1) \cdot M(G_2)$$

5. *Периодический закон* (Д. И. Менделеев 1869 г):

Свойства химических элементов и образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от заряда ядра их атомов.

Особенность Периодического закона среди других фундаментальных законов заключается в том, что он не имеет выражения в виде математического уравнения.

Графическим (табличным) выражением закона является разработанная Менделеевым периодическая система химических элементов.

Глава 2. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

2.1. ОКСИДЫ

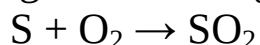
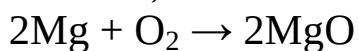
Оксиды - сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород в степени окисления -2.

Оксиды, для которых не существует соответствующих солей, называют **несолеобразующими**. Таких оксидов немного, к ним относятся: NO, N₂O, CO, SiO.

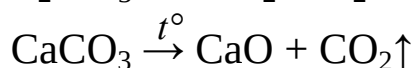
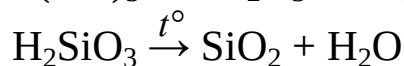
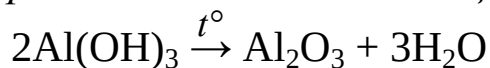
Оксиды, которые образуют различные соли, называются **солеобразующими**. Солеобразующие оксиды, в зависимости от проявляемых ими химических свойств, делятся на: *основные, кислотные, амфотерные*.

Способы получения оксидов

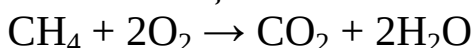
1. Окисление простых веществ:



2. Термическое разложение сложных веществ:



3. Окисление сложных веществ:

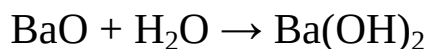


Химические свойства оксидов

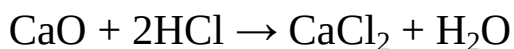
1) **Основные оксиды** – это оксиды, взаимодействующие с кислотами с образованием солей. К ним относятся преимущественно оксиды металлов со степенью окисления +1 и +2 (реже +3). Например: Na₂O, CaO, MgO, FeO, La₂O₃.

Основные оксиды взаимодействуют:

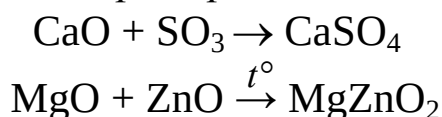
1. С водой, если образуются растворимые в воде основания:



2. С кислотами, образуя соль и воду:



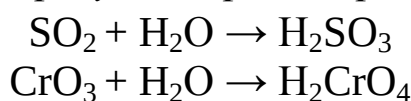
3. С кислотными и амфотерными оксидами, образуя соли:



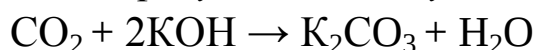
2) **Кислотные оксиды** – это оксиды, взаимодействующие с основаниями с образованием солей. К ним относятся все оксиды неметаллов (за исключением несолеобразующих), а также оксиды металлов в степени окисления +5 и выше. Например: CO_2 , SiO_2 , P_2O_5 , SO_3 , CrO_3 , Mn_2O_7 .

Кислотные оксиды взаимодействуют:

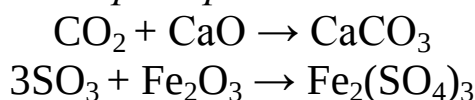
1. С водой, если образуются растворимые в воде кислоты:



2. С основаниями, образуя соль и воду:



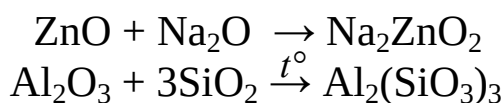
3. С основными и амфотерными оксидами, образуя соли:



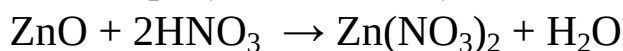
3) **Амфотерные оксиды** – это оксиды, взаимодействующие не только с кислотами, но и с основаниями с образованием солей. К ним относятся оксиды металлов со степенью окисления +2, +3, +4. Например: ZnO , BeO , PbO , Al_2O_3 , Fe_2O_3 , SnO_2 .

Амфотерные оксиды взаимодействуют:

1. С основными и кислотными оксидами, образуя соли:

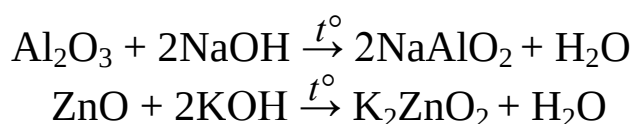


2. С кислотами, образуя соль и воду:

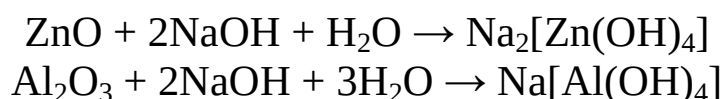


3. С основаниями:

а) при сплавлении:



б) в растворе:



2.2. ОСНОВАНИЯ И АМФОТЕРНЫЕ ГИДРОКСИДЫ

Гидроксиды – это сложные вещества, которые могут быть представлены как соединения оксидов с водой.

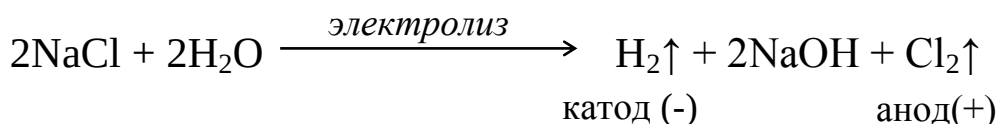
К гидроксидам относятся *основания, амфотерные гидроксиды и кислородсодержащие кислоты.*

Основания – это гидроксиды, взаимодействующие с кислотами с образованием солей. Общие свойства оснований обусловлены присутствием гидроксид-анионов (OH^-) в растворе.

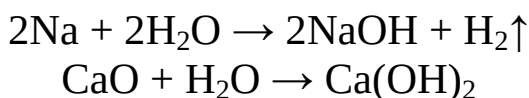
Щелочи – растворимые в воде сильные основания. К ним относятся гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов (а также таллия(I)). Гидроксид аммония (NH_4OH) – растворимое в воде, но слабое основание, поэтому к щелочам не относится.

Способы получения гидроксидов

1. Электролиз водных растворов солей:

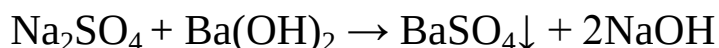


2. Взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов и их оксидов с водой:

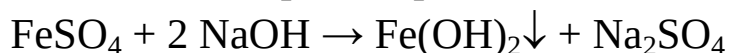


3. Взаимодействие соли со щелочью:

а) с образованием малорастворимой соли:



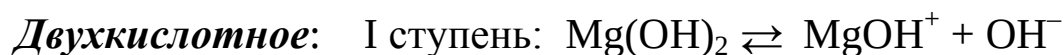
б) с образованием малорастворимого основания:



Химические свойства оснований

1. Электролитическая диссоциация оснований.

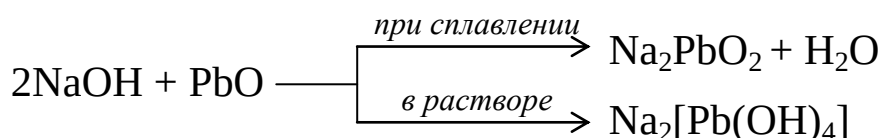
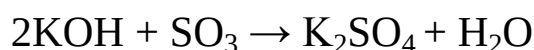
Число гидроксогрупп в формуле основания называют **кислотностью**. Число ступеней диссоциации определяется величиной кислотности основания:



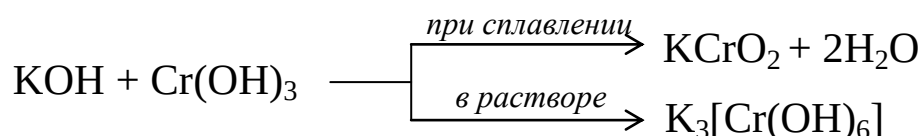
Степень диссоциации по второй ступени значительно меньше, чем по первой. Это объясняется тем, что, отрыв гидроксид-аниона от нейтральной молекулы $\text{Mg}(\text{OH})_2$ требует значительно меньших затрат энергии, чем отрыв его от катиона MgOH^+ .

Гидроксид-анионы воздействуют на растворы индикаторов и изменяют их окраску: **фенолфталеин** приобретает *малиновый* цвет; **лакмус** – *синий*; **метилоранж** – *желтый*.

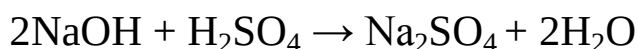
2. *Взаимодействие с кислотными и амфотерными оксидами:*



3. *Взаимодействие с амфотерными гидроксидами:*

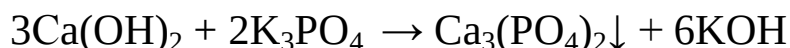


4. *Взаимодействие с кислотами (реакция нейтрализации):*

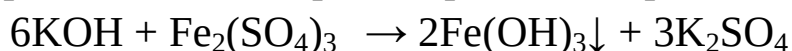


5. *Взаимодействие с солями:*

а) *с образованием малорастворимой соли:*

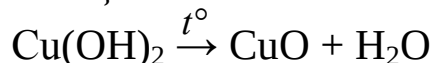


б) *с образованием малорастворимого гидроксида:*



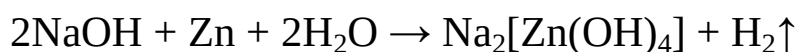
6. *Термическое разложение*

(кроме гидроксидов щелочных металлов):



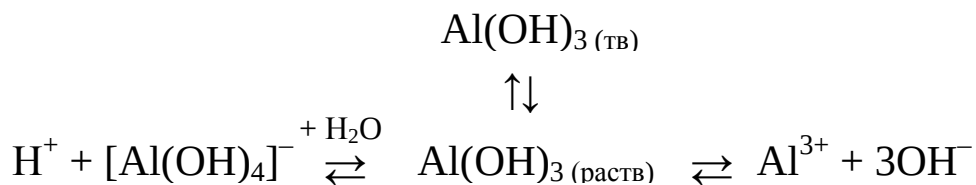
7. *Взаимодействие с металлами.*

Растворы щелочей взаимодействуют с некоторыми из металлов, проявляющих в своих соединениях амфотерные свойства (Be, Zn, Al, Sn и др.), с выделением водорода и образованием комплексной соли:

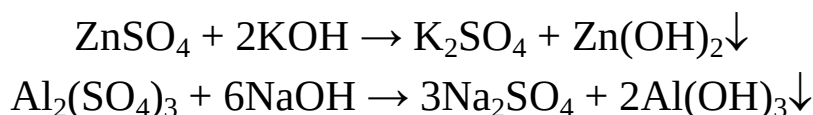


Амфотерные гидроксиды – это гидроксиды, взаимодействующие не только с кислотами, но и с основаниями с образованием солей. Амфотерные гидроксиды являются слабыми элек-

тролитами двойственной природы (*амфолитами*), то есть способны диссоциировать и как основание, образуя гидроксид-анионы и катионы основного остатка, и как кислоты, образуя катионы водорода и анионы кислотного остатка:

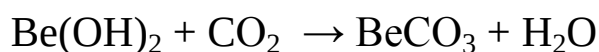


Практически все амфотерные гидроксиды малорастворимы. Поэтому способом их получения является взаимодействие соли соответствующего элемента со щелочью, протекающее с образованием осадка амфотерного гидроксида:

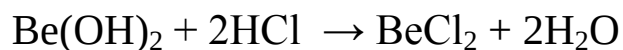


Химические свойства амфотерных гидроксидов

1. Взаимодействие с кислотными оксидами:

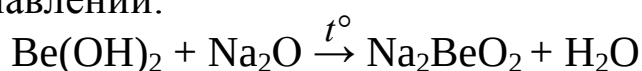


2. Взаимодействие с кислотами:

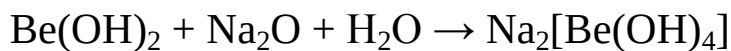


3. Взаимодействие с основными оксидами:

а) при сплавлении:

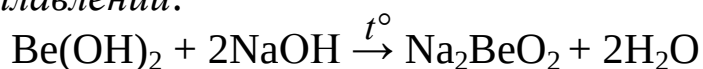


б) в растворе:



4. Взаимодействие со щелочами:

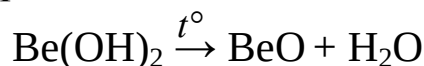
а) при сплавлении:



б) в растворе:



5. Термическое разложение:

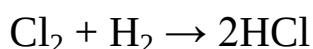


2.3. КИСЛОТЫ

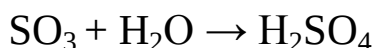
Кислоты – это сложные вещества, в молекулах которых содержатся атомы водорода, способные замещаться на атомы металла. Все кислоты являются электролитами, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода (H^+). Именно катионы водорода являются носителями общих свойств кислот.

Способы получения кислот

1. *Бескислородные кислоты образуются при взаимодействии водорода с неметаллами:*

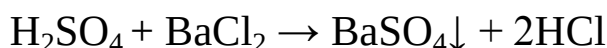


2. *Взаимодействие кислотных оксидов с водой (если образуется растворимая в воде кислота):*

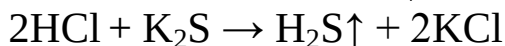
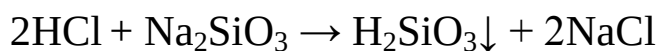


3. *Взаимодействие кислот с солями:*

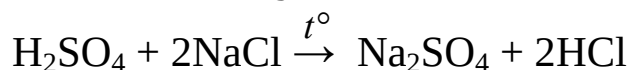
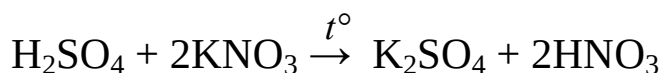
а) *с образованием малорастворимой соли:*



б) *с образованием малорастворимой, нестойкой или летучей кислоты:*



в) *действие концентрированной серной кислоты на сухие соли летучих кислот при нагревании:*

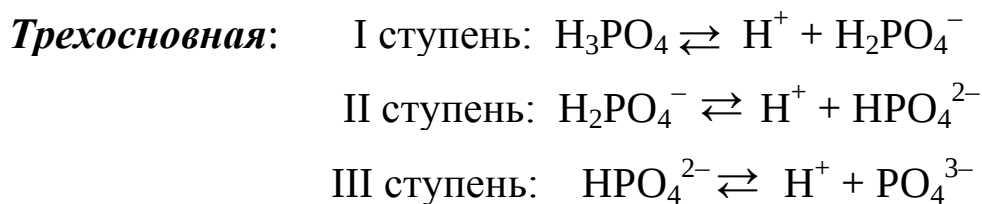


1. Химические свойства кислот

1. *Электролитическая диссоциация кислот.*

Основность кислот определяется числом катионов водорода, способных при электролитической диссоциации отщепляться от молекулы кислоты. В водных растворах кислоты диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотных остатков, причем число ступеней диссоциации определяется величиной основности кислоты:

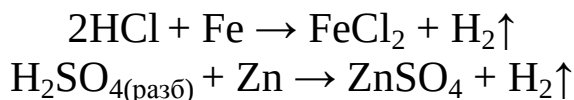




Образующиеся при диссоциации кислот катионы водорода воздействуют на растворы индикаторов и изменяют их окраску: **метилоранж** окрашивается в *розово-красный* цвет; **лакмус** – в *красный*. **Фенолфталеин** в растворах кислот бесцветен.

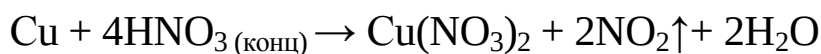
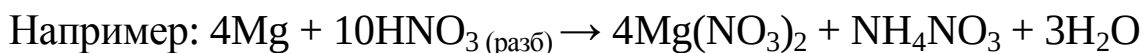
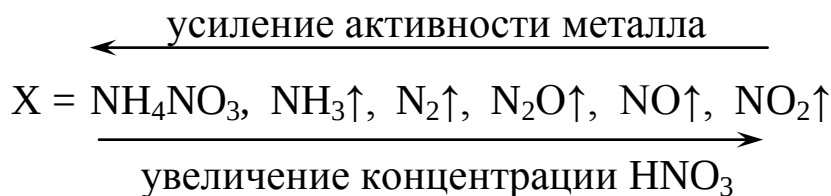
2. Взаимодействие с металлами:

а) окислительная способность кислотного остатка выражена слабее, чем катионов водорода (взаимодействие HF, HCl, HBr, HI, $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб})}$ с активными металлами):

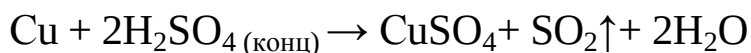
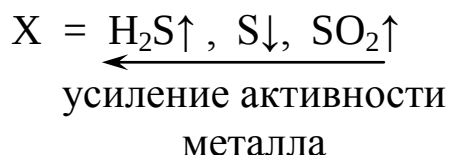


б) окислительная способность кислотного остатка выражена сильнее, чем катионов водорода (взаимодействие HNO_3 , $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$ с активными и малоактивными металлами):

1) Металл + $\text{HNO}_3 \rightarrow$ нитрат металла + X + H_2O

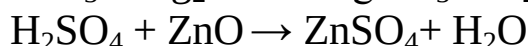
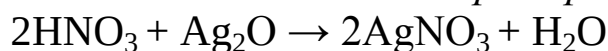


2) Металл + $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow$ сульфат металла + X + H_2O

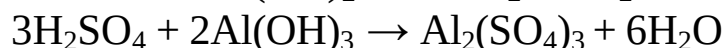
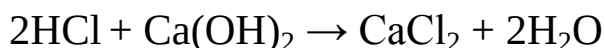


Концентрированные азотная и серная кислоты с хромом, железом и алюминием не взаимодействуют!

3. Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами:

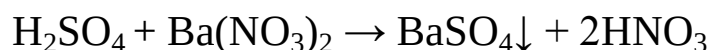


4. Взаимодействие с основаниями и амфотерными гидроксидами:

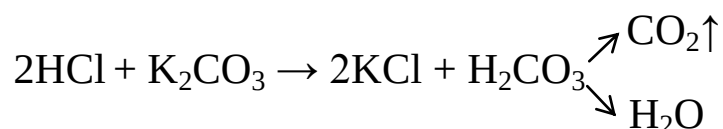
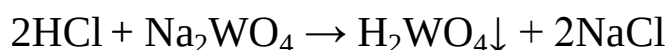


5. Взаимодействие с солями:

а) с образованием малорастворимой соли:

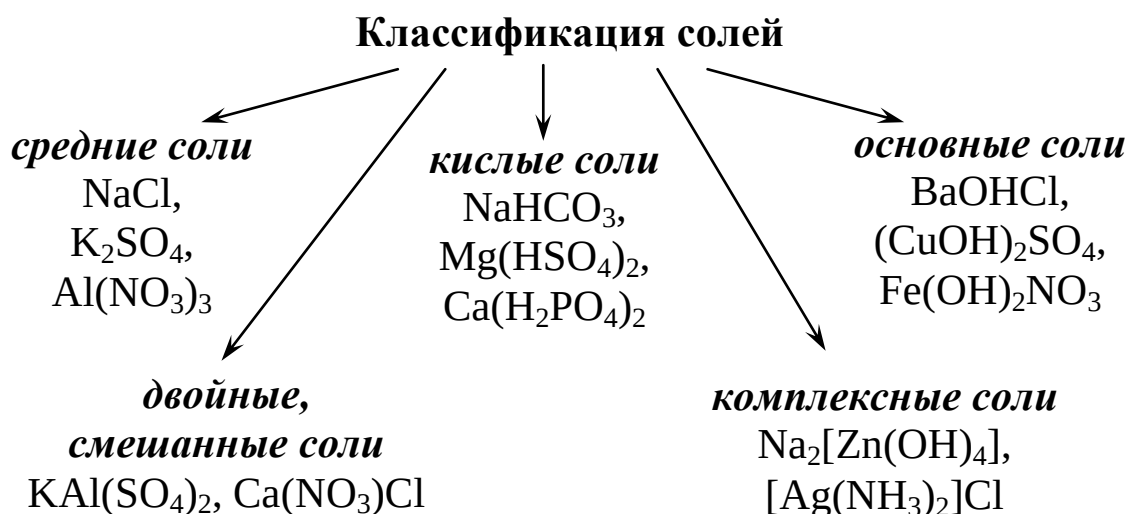


б) с образованием слабой кислоты:



2.4. СОЛИ

Соли – сложные вещества, представляющие собой электролиты, при диссоциации которых образуются катионы основных остатков и анионы кислотных остатков.

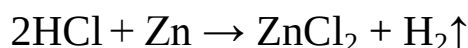


Способы получения средних солей

1. Взаимодействие металлов с неметаллами:

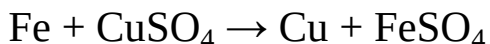


2. Взаимодействие металлов с кислотами:





3. *Взаимодействие металлов с солями:*

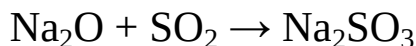


4. *Взаимодействие металлов с основаниями (щелочами):*

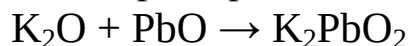


5. *Взаимодействие между оксидами:*

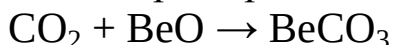
а) *основный оксид + кислотный оксид:*



б) *основный оксид + амфотерный оксид:*

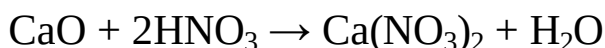


в) *кислотный оксид + амфотерный оксид:*

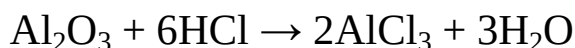


6. *Взаимодействие оксидов с кислотами:*

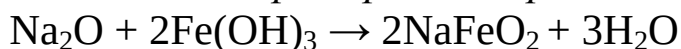
а) *основный оксид + кислота:*



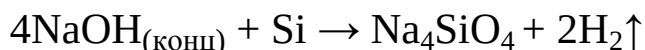
б) *амфотерный оксид + кислота:*



в) *основный оксид + амфотерный гидроксид:*

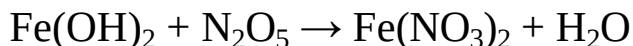


7. *Взаимодействие оснований (щелочей) с неметаллами:*

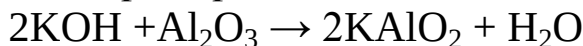


8. *Взаимодействие оснований с оксидами:*

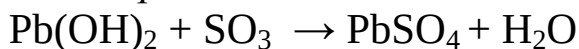
а) *основание + кислотный оксид:*



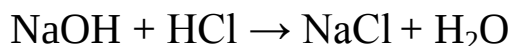
б) *основание + амфотерный оксид:*



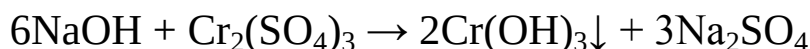
в) *амфотерный гидроксид + кислотный оксид:*



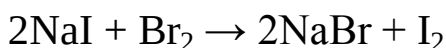
9. *Взаимодействие оснований с кислотами:*



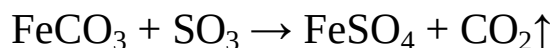
10. *Взаимодействие оснований с солями:*



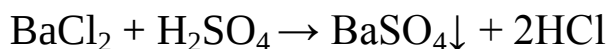
11. *Взаимодействие солей с неметаллами:*



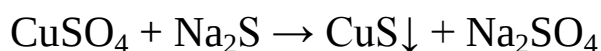
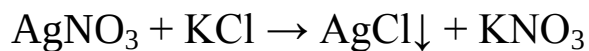
12. Взаимодействие солей с оксидами:



13. Взаимодействие солей с кислотами:

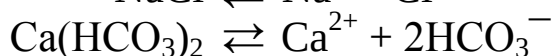


14. Взаимодействие между солями:

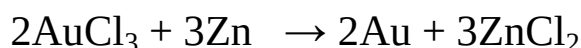


Химические свойства средних солей

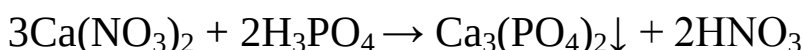
1. Электролитическая диссоциация:



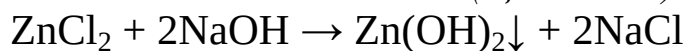
2. Взаимодействие с металлами:



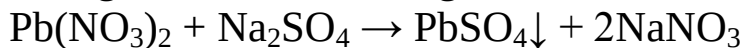
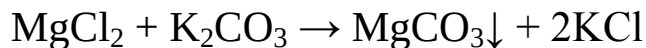
3. Взаимодействие с кислотами:



4. Взаимодействие с основаниями (щелочами):

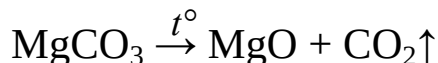


5. Взаимодействие с солями:

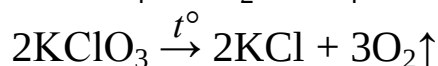


6. Термическое разложение:

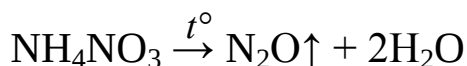
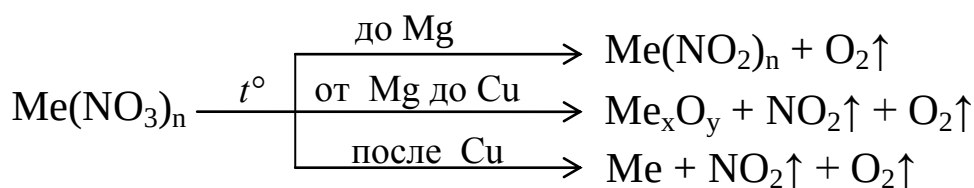
а) на кислотный и основной оксиды:



б) состав продуктов зависит от природы соли:



в) термическое разложение нитратов зависит от положения металла в ряду напряжений:



Лабораторная работа №1

Свойства основных классов неорганических соединений

Реактивы и принадлежности:

- соляная кислота, 1н. р-р;
- серная кислота, 1н. р-р;
- азотная кислота, 1н. р-р;
- гидроксид натрия, 1н. р-р;
- гидроксид калия, 1н. р-р;
- хлорид магния, 1н. р-р;
- сульфат марганца (II), 1н. р-р;
- сульфат цинка, 1н. р-р;
- карбонат калия, 1н. р-р;
- хлорид кальция, 1н. р-р;
- хлорид бария, 1н. р-р;
- нитрат свинца (II), 1н. р-р;
- иодид калия, 1н. р-р;
- хлорид железа (III), 1н. р-р;
- тиоцианат калия, 1н. р-р;
- нитрат висмута (III), 1н. р-р;
- нитрат серебра (I), 1н. р-р;
- хлорид калия, 1н. р-р;
- гексацианоферрат (III) калия, 1н. р-р;
- сульфат железа (II), кристаллич;
- метилоранж, 0,1% водн. р-р.
- штатив с малыми пробирками.

Опыт 1. Взаимодействие солей со щелочами

Приготовьте две пробирки: в первую поместите 3 капли раствора хлорида магния; во вторую – 3 капли раствора сульфата марганца (II). В каждую пробирку добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадков.

Задание: Напишите уравнения реакций:

- 1) хлорида магния с гидроксидом натрия;
- 2) сульфата марганца (II) с гидроксидом натрия.

Примечание: Полученные осадки гидроксидов магния и марганца сохраните для проведения опыта 2.

Опыт 2. Взаимодействие кислот и оснований (Реакция нейтрализации)

а) нейтрализация щелочи

В пробирку поместите 5 капель раствора гидроксида натрия и 1 каплю индикатора метилоранжа. Добавьте в эту пробирку по каплям раствор серной кислоты до изменения окраски индикатора.

Задание: Напишите уравнение реакции гидроксида натрия с серной кислотой.

б) нейтрализация малорастворимых оснований

К полученному в опыте 1 осадку гидроксида магния добавьте по каплям раствор азотной кислоты, а к осадку гидроксида марганца (II) – раствор серной кислоты. Что наблюдаете?

Задание: Напишите уравнения реакций:

- 1) гидроксида магния с азотной кислотой;
- 2) гидроксида марганца (II) с серной кислотой.

Опыт 3. Получение амфотерных гидроксидов и их взаимодействие с кислотами и щелочами

В пробирку поместите 3 капли раствора сульфата цинка. Добавьте в эту пробирку по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка. Содержимое пробирки разделите на две части. К одной из них добавьте раствор соляной кислоты, а к другой – избыток раствора гидроксида натрия до растворения осадков.

Задание: Напишите уравнения реакций:

- 1) сульфата цинка с гидроксидом натрия;
- 2) гидроксида цинка с соляной кислотой;
- 3) гидроксида цинка с гидроксидом натрия.

Опыт 4. Взаимодействие солей с кислотами

А) В пробирку поместите 5 капель раствора карбоната калия. Добавьте в эту пробирку по каплям раствор соляной кислоты. Что наблюдаете?

Задание: Напишите уравнение реакции карбоната калия с соляной кислотой.

Б) К 3 каплям раствора карбоната калия добавьте 3 капли хлорида кальция. Осторожно слейте раствор над осадком и подействуйте на осадок соляной кислотой. Что наблюдаете?

Задание: Напишите уравнения реакций:

- 1) карбоната калия с хлоридом кальция;
- 2) карбоната кальция с соляной кислотой.

В) В пробирку поместите 5 капель раствора хлорида бария и по каплям добавляйте раствор серной кислоты до образования осадка.

Задание: Напишите уравнение реакции хлорида бария с серной кислотой.

Опыт 5. Взаимодействие солей с солями

В пробирку поместите по 3 капли растворов веществ, соответствующих схемам реакций:

1. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow$
2. $\text{FeCl}_3 + \text{KSCN} \rightarrow$
3. $\text{FeSO}_4 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow$
4. $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{KI} \rightarrow$
5. $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow$

Задание: Напишите уравнения реакций. Расставьте коэффициенты. Укажите цвет полученных осадков.

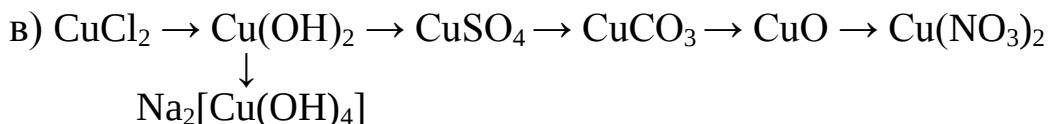
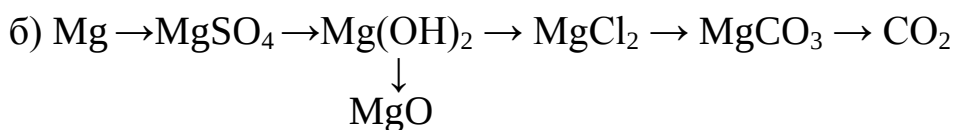
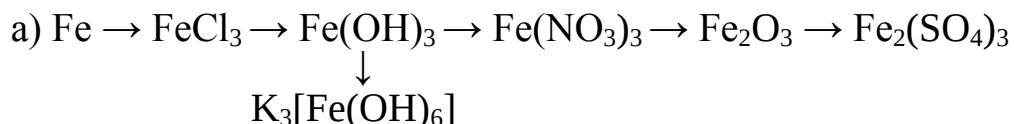
УПРАЖНЕНИЯ

1. Напишите формулы следующих веществ: сульфат цинка; оксид хлора (VII); азотная кислота; гидроксид кобальта (III); хлорид гидроксожелеза (III); метасиликат алюминия; цианид кальция; хлорная кислота; дихромат лития; гидросульфит бария; нитрат меди (II); оксид натрия; дихромат натрия; перхлорат магния; нитрит свинца (II); ацетат железа (II); карбонат аммония. Укажите, к какому классу и типу относятся эти вещества.

2. С какими из перечисленных веществ будет реагировать соляная кислота: углекислый газ, оксид кальция, серная кислота, гидроксид бария, магний, карбонат калия, нитрат натрия, медь, хлорид гидроксоцинка? Составьте уравнения возможных реакций.

3. С какими из перечисленных веществ будет реагировать гидроксид натрия: оксид калия, оксид фосфора (V), азотная кислота, гидроксид кальция, гидрокарбонат натрия, хлорид меди (II), гидроксид железа (III)? Составьте уравнения возможных реакций.

4. Осуществите следующие превращения:



5. Для каждого из приведенных веществ: определите степени окисления химических элементов; укажите к какому классу и типу они относятся; дайте название; составьте уравнения реакций, характеризующие химические свойства.

№ варианта	Формулы соединений			
1	HNO ₃	K ₂ O	Cu(OH) ₂	Ca ₃ (PO ₄) ₂
2	ZnO	BaCl ₂	H ₂ SO ₃	Mg(OH) ₂
3	ZnSO ₄	NaOH	SO ₂	H ₂ S
4	Ca(OH) ₂	HCN	Cu(NO ₃) ₂	Fe ₂ O ₃
5	CO ₂	MgO	Fe(OH) ₂	Na ₂ SO ₃
6	BaO	K ₂ SO ₄	H ₂ SiO ₃	Zn(OH) ₂
7	MgCO ₃	NH ₄ OH	Na ₂ O	HNO ₂
8	Fe(OH) ₃	HMnO ₄	(NH ₄) ₂ S	CO ₂
9	H ₂ SO ₄	Cr ₂ O ₃	Al(OH) ₃	Na ₂ SO ₄
10	Al ₂ O ₃	NaCl	HClO ₃	Ba(OH) ₂
11	NH ₄ NO ₃	Pb(OH) ₂	CuO	H ₂ CrO ₄
12	Be(OH) ₂	H ₃ PO ₄	CuSO ₄	Ag ₂ O
13	HClO ₄	SO ₃	KOH	MgCl ₂
14	P ₂ O ₅	CaCO ₃	HCl	Mn(OH) ₂
15	K ₂ SO ₃	Cr(OH) ₃	CaO	HClO ₂

6. Составьте уравнения реакций получения средних, кислых и основных солей в результате взаимодействия гидроксидов, формулы которых приведены в таблице. Назовите образующиеся соли.

№ варианта	Формула		№ варианта	Формула	
	основание, амфотерный гидроксид	кислота		основание, амфотерный гидроксид	кислота
1	Zn(OH) ₂	H ₂ CO ₃	9	Ba(OH) ₂	H ₃ BO ₃
2	NaOH	H ₃ PO ₄	10	NH ₄ OH	H ₂ SO ₄
3	Cu(OH) ₂	HNO ₃	11	Fe(OH) ₂	HBr
4	Al(OH) ₃	HCl	12	KOH	H ₂ SiO ₃
5	Ca(OH) ₂	HClO ₄	13	Co(OH) ₂	HNO ₂
6	Ni(OH) ₂	H ₂ S	14	Fe(OH) ₃	HI
7	Mg(OH) ₂	H ₂ CrO ₄	15	Pb(OH) ₂	HMnO ₄
8	Cr(OH) ₃	H ₂ SO ₃	16	Mn(OH) ₂	HClO ₂

Глава 3. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

3.1. Химическая кинетика

Под *скоростью химической реакции* понимают изменение концентрации одного из реагирующих или образующихся в реакции веществ в единицу времени в единице реакционного пространства (объема или площади поверхности). Химические реакции, протекающие между веществами в одинаковом фазовом состоянии, называют *гомогенными*, а в разном – *гетерогенными*.

Для гомогенных реакций единицей реакционного пространства является единица объема (м^3 или л), для гетерогенных – единица площади поверхности раздела (м^2 или см^2). Следовательно, для гомогенной реакции:

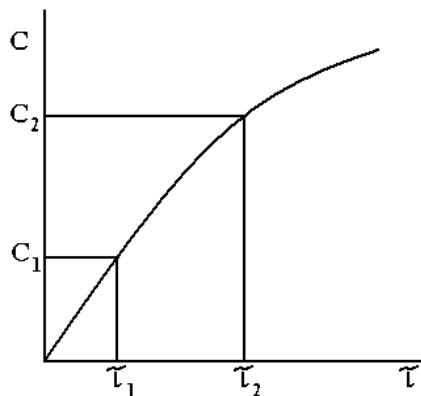
$$\nu = \pm \frac{\Delta \nu}{\Delta \tau \cdot V}$$

Поскольку количество вещества в единице объема составляет молярную концентрацию, т. е.:

$$c = \frac{\nu}{V},$$

то выражение для скорости гомогенной реакции можно преобразовать:

$$\nu = \pm \frac{\Delta c}{\Delta \tau}$$



Выше приведенные выражения соответствуют понятию средней скорости реакции за промежуток времени $\Delta \tau$. Знак «+» относится к продуктам реакции, а знак «-» – к реагентам, так как в химическом процессе реагенты расходуются, а концентрация продуктов увеличивается. Обычно скорость реакции рассчитывают по изменению концентрации продуктов, т.к. скорость должна оставаться положительной величиной.

Зависимость концентрации веществ в реакционной смеси от времени процесса описывается кривыми, показанными на рис. 3. В состоянии равновесия концентрации веществ в реакционной смеси не зависят от времени. Состояние системы в этих условиях определяется законами термодинамики.

В области, когда не достигнуто равновесное состояние системы, процесс описывается законами химической кинетики.



Рис. 3. Зависимость концентрации веществ (c) от времени (τ) для обратимой химической реакции

На величину скорости химической реакции влияют различные факторы:

1. Химическая природа реагирующих веществ.
2. Концентрация реагирующих веществ.

Повышение концентрации реагирующих веществ увеличивает скорость реакции согласно **закону действующих масс** (при постоянной температуре):

Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам.

Так, если между веществами А и В проходит реакция:



то скорость реакции v в данном интервале времени может быть записана как:

$$v = k c^a(A) \cdot c^b(B),$$

где k – константа скорости, зависящая от природы реагирующих веществ и температуры; $c(A)$, $c(B)$ – концентрации реагентов; a , b – стехиометрические коэффициенты.

Например, для прямой реакции взаимодействия азота с водородом в газообразной форме $2N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ выражение закона действующих масс имеет вид:

$$v = k \cdot c^2(N_2) \cdot c^3(H_2).$$

Если в реакции участвуют твердые вещества, то на скорость реакции в первую очередь будет влиять степень их раздробленности (*дисперсности*), которую на практике учесть очень трудно. Поэтому, концентрацию твердого вещества нормируют и приравнивают к единице.

Например, выражение закона действующих масс для реакции $C_{(T)} + 2H_{2(T)} \rightarrow CH_{4(T)}$ имеет вид:

$$v = k \cdot c^2(H_2).$$

3. Степень дисперсности веществ:

В случае гетерогенной реакции взаимодействие между частицами происходит на границе раздела фаз. Поэтому, чем больше площадь границы раздела, тем выше скорость реакции.

4. Температура:

Влияние температуры в интервале от 0 до 400°C на скорость химической реакции определяется **правилом Вант-Гоффа**:

При повышении температуры на каждые 10° скорость большинства химических реакций возрастает в 2 – 4 раза:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

где γ – температурный коэффициент скорости реакции, v_2 – скорость реакции при температуре T_2 , v_1 – скорость реакции при температуре T_1 , где $T_2 > T_1$. Величина γ зависит от природы реагирующих веществ.

Причиной влияния температуры на скорость химической реакции является увеличение числа молекул, обладающих повышенной скоростью, а, следовательно, энергией. Чем выше энергия молекул, тем больше вероятность столкновений молекул реагентов, протекающих с разрывом химических связей, то есть выше скорость реакции.

В широком диапазоне температур зависимость константы скорости от температуры выражается *уравнением Аррениуса*.

Шведский химик Сванте Аррениус в 1884г, исследуя различные химические процессы, получил уравнение зависимости константы скорости от температуры:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}},$$

где A – предэкспоненциальный множитель, характеризующий частоту столкновений реагирующих частиц, e – основание натурального логарифма, E_a – энергия активации, R – универсальная газовая постоянная, T – абсолютная температура.

На основании этих данных Аррениусом предложена гипотеза активных соударений. Согласно этой гипотезе не все столкновения между молекулами приводят к разрыву химических связей. Для разрыва связи необходимо, чтобы молекула обладала определённой энергией, превышающей среднюю величину энергии молекул.

Минимальная энергия, которой должны обладать молекулы реагирующих веществ, чтобы вступить во взаимодействие называется *энергией активации (E_a)*.

Энергия активации меньше энергии связей в молекуле, так как для протекания реакции достаточно только ослабить эти связи.

При взаимодействии молекул $A_2 + B_2 = 2AB$ энергия системы изменяется согласно схеме, показанной на рис. 4. Если молекулы A_2 и B_2 достигают некоторого энергетического уровня, то они образуют промежуточное соединение, называемое *активированным комплексом*. Активированный комплекс неустойчив и его распад приводит к образованию продукта реакции AB . Чем ниже энергетический барьер (энергия активации) тем больше молекул могут его преодолеть, и тем выше скорость реакции.

Энергия активации может быть рассчитана либо графически из зависимости логарифма скорости от величины, обратной температуре, либо по уравнению:

$$E_a = \frac{RT_1T_2}{T_1 - T_2} (\ln k_1 - \ln k_2),$$

где T_1 и T_2 – температуры, k_1 и k_2 – соответственно константы скорости.

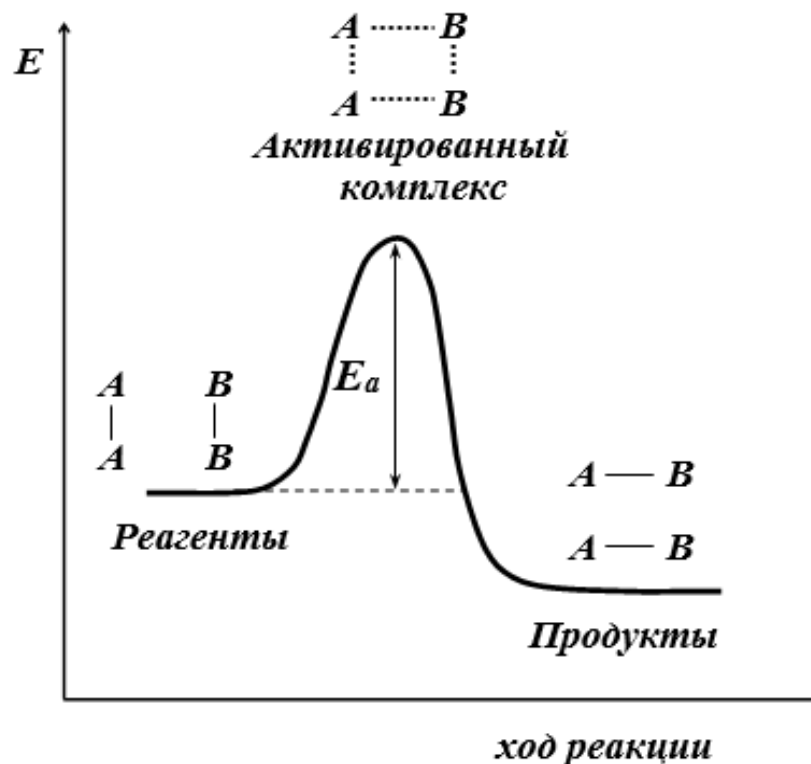


Рис. 4. Энергетическая диаграмма протекания реакции с образованием активированного комплекса

5. Присутствие в системе специфических веществ:

Катализ – явление изменения скорости химической реакции при добавлении специфических веществ, которые сами в реакции не расходуются.

Катализаторы увеличивают скорость реакции (положительный катализ).

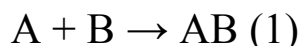
Ингибиторы уменьшают скорость реакции (отрицательный катализ). Характерной особенностью катализаторов и ингибиторов является их избирательное действие. Высшей степенью избирательности обладают биологические катализаторы – ферменты.

Ферменты – это белки с большой молекулярной массой (~500 000 а.е.м.). Организм человека содержит около тысячи различных ферментов. Они обладают крайне дифференцированным каталитическим действием, абсолютной специфичностью.

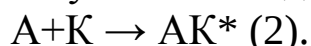
Абсолютная специфичность – это действие фермента на вещество строго определённого состава. Фермент уреазы действует только на мочевину, пепсин – расщепляет исключительно белки и т. д. Действие катализаторов на скорость химических ре-

акций заключается в осуществлении процессов, энергия активации которых отличается от энергии активации не катализируемых реакций. В присутствии катализаторов энергия активации снижается, а в случае ингибиторов – увеличивается. В результате изменяется значение константы скорости реакции, и сама скорость реакции также меняется.

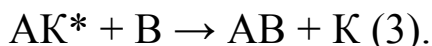
Механизм действия катализаторов объясняет **теория промежуточных соединений**. Согласно этой теории, катализатор образует с одним из реагентов нестойкое промежуточное соединение, которое затем взаимодействует с другим реагентом, в результате чего образуется продукт, а катализатор высвобождается. Например, реакция:



без катализатора протекает медленно. Введённый в процесс катализатор К, взаимодействует с одним из исходных веществ (А) и образует непрочное промежуточное соединение (АК):



Это соединение с большой скоростью реагирует с другим исходным веществом, при этом образуется продукт реакции АВ, а катализатор выделяется в свободном состоянии:



Скорость реакции 2 меньше, чем реакции 3, но больше, чем скорость реакции 1, и поэтому общая скорость процесса в присутствии катализатора увеличивается.

Все химические процессы делятся на простые и сложные. Простые, или элементарные процессы, проходят в одну стадию, а сложные в две и более стадий. Теория промежуточных соединений показывает, что катализ является сложным процессом.

Катализ бывает двух видов:

- **гомогенный** – катализатор и реакционная смесь образуют однородную (однофазную) систему;
- **гетерогенный** гораздо более сложен, то есть протекает в несколько стадий. При гетерогенном катализе химическая реакция проходит на границе раздела двух фаз. При этом катализатор, как правило, образует твёрдую фазу, а реагенты находятся в газообразном состоянии или в жидком.

3.2. Химическое равновесие

Реакции, протекающие одновременно в прямом и обратном направлениях, называют **обратимыми**.

Химическое равновесие – состояние системы, когда скорости прямой и обратной реакции равны.

При наступлении химического равновесия устанавливаются постоянные во времени значения концентраций всех участников прямого и обратного процессов. Эти концентрации называют **равновесными**.

Смещение химического равновесия заключается в установлении новых значений концентраций всех участвующих во взаимодействии веществ и происходит при нарушении постоянства внешних факторов: концентраций веществ, температуры или давления.

Направление смещения химического равновесия описывает **принцип Ле Шателье**: если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, производится внешнее воздействие, то равновесие смещается в сторону той из двух противоположных реакций, которая ослабляет это воздействие.

1. *Влияние изменения концентрации на смещение химического равновесия:*

- при повышении концентрации реагирующих веществ (или при уменьшении концентрации продуктов), химическое равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции (вправо, в сторону прямой реакции);
- при повышении концентрации продуктов реакции (или при уменьшении концентрации реагентов), химическое равновесие смещается в сторону образования реагирующих веществ (влево, в сторону обратной реакции).

2. *Влияние изменения температуры на смещение химического равновесия:*

- при повышении температуры химическое равновесие смещается в направлении эндотермической реакции, протекающей с поглощением тепла ($-Q$, $+\Delta H$);
- при понижении температуры химическое равновесие смещается в направлении экзотермической реакции, протекающей с выделением тепла ($+Q$, $-\Delta H$).

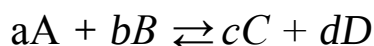
3. Влияние изменения давления на смещение химического равновесия (в случае, если в реакции участвуют газы):

- при повышении давления химическое равновесие смещается в сторону образования меньшего числа газообразных молекул;
- при понижении давления химическое равновесие смещается в сторону образования большего числа газообразных молекул.

При равенстве числа газообразных реагентов и продуктов изменение давления не влияет на смещение химического равновесия.

Состояние химического равновесия характеризуется соотношением равновесных концентраций компонентов реакционной смеси, которое называется **константой равновесия** (K_p).

Для реакции:



математическое выражение константы равновесия в соответствии с законом действующих масс имеет вид:

$$K_p = \frac{\vec{k}}{\bar{k}} \quad \text{или} \quad K_p = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b},$$

где $\vec{k}$ – константа скорости прямой реакции, $\bar{k}$ – константа скорости обратной реакции; $[C]$, $[D]$ – равновесные концентрации продуктов; $[A]$, $[B]$ – равновесные концентрации реагентов; a , b , c , d – стехиометрические коэффициенты.

Константа равновесия определяет глубину протекания химического взаимодействия к моменту достижения равновесного состояния. Чем больше величина K , тем больше степень превращения исходных веществ в продукты реакции.

Величина константы равновесия зависит от природы реагирующих веществ и температуры, но не зависит от концентраций реагентов и присутствия катализатора. Катализатор в равной степени влияет на скорость как прямой, так и обратной реакции, поэтому отношение этих величин остается постоянным.

Лабораторная работа №2

Химическая кинетика и химическое равновесие

Реактивы и принадлежности:

- | | |
|------------------------------------|-----------------------------------|
| • тиосульфат натрия, 0,1М р-р; | ○ штатив с большими пробирками; |
| • серная кислота, 0,1М р-р; | ○ штатив с маленькими пробирками; |
| • хлорид железа (III), насыщ. р-р; | ○ бюретки 3 шт.; |
| • тиоцианат калия, насыщ. р-р; | ○ резиновые пробки; |
| • хлорид калия, кристаллич.; | ○ секундомер; |
| • дистиллированная вода; | ○ бумага миллиметровая. |

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

Изучим влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции на примере взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой, которая сопровождается выделением осадка серы (гидрозоля):



Скорость данной реакции (при постоянной температуре) определяется в интервале времени от начала смешивания реагирующих веществ до появления помутнения (образования гидрозоля серы). В каждом опыте чувствительность человеческого глаза позволяет определить начало помутнения при одинаковой концентрации выделившихся продуктов, поэтому при разных концентрациях реагентов скорость данной реакции будет обратно пропорциональна времени помутнения раствора.

Методика эксперимента

Заполните три бюретки:

- первую – дистиллированной водой;
- вторую – 0,1М раствором тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$);
- третью – 0,1 М раствором серной кислоты.

Возьмите две большие пробирки: в первую с помощью бюретки отмерьте 6 мл раствора серной кислоты; во вторую – определенное количество тиосульфата натрия и дистиллированной воды.

Объемы тиосульфата натрия и воды в каждом варианте опыта представлены в таблице 1:

Таблица 1

№ опыта	Объем, мл			Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, моль/л	Время помутнения (t), с	Относительная скорость ($V_{\text{отн}}$)
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4			
1	6	—	6	0,100		
2	4	2	6	0,067		
3	3	3	6	0,050		
4	2	4	6	0,033		

Быстро смешайте растворы, отметьте время начала реакции (с помощью секундомера), пробирку закройте пробкой и тщательно перемешайте. Наблюдайте начало помутнения, остановите секундомер и запишите время помутнения в таблицу 1.

Повторите опыт с другими концентрациями тиосульфата натрия. В каждом из вариантов опыта старайтесь дождаться одинаковой интенсивности помутнения.

Задание:

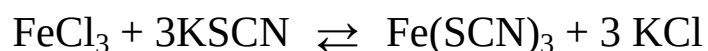
- 1) Рассчитайте относительную скорость реакции по формуле:

$$V_{\text{отн}} = \frac{t_{\text{min}}}{t_n}$$

- 2) Постройте график зависимости относительной скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия.
- 3) Напишите математическое выражение закона действующих масс для исследуемой реакции.
- 4) Сделайте вывод о влиянии концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции.

Опыт 2. Влияние концентрации на смещение химического равновесия

Реакция взаимодействия между хлоридом железа (III) и тиоцианатом калия является обратимой:



Образующийся в результате реакции раствор тиоцианата железа (III) окрашен в кроваво-красный цвет, интенсивность которого зависит от концентрации, как реагентов, так и продуктов реакции, поэтому смещение химического равновесия можно наблюдать по изменению окраски реакционной смеси.

Методика эксперимента

В большую пробирку налейте 10 мл дистиллированной воды. Добавьте 3 капли насыщенного раствора хлорида железа (III) и 3 капли насыщенного раствора тиоцианата калия, закройте пробирку пробкой и перемешайте растворы.

Полученный раствор разлейте поровну в четыре маленькие пробирки: в первую пробирку добавьте 1 каплю насыщенного раствора хлорида железа (III); во вторую пробирку – 1 каплю насыщенного раствора тиоцианата калия; в третью пробирку – с помощью шпателя добавьте немного кристаллического хлорида калия, взболтайте; четвертую пробирку оставьте для сравнения (контроль).

Обратите внимание на изменение интенсивности окраски реакционной смеси в пробирках 1, 2, 3 по сравнению с контрольной. В соответствии с наблюдениями заполните таблицу 2

Таблица 2

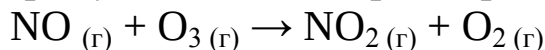
№ пробирки	Добавленное вещество	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия
1			
2			
3			

Задание:

- 1) Для рассматриваемой реакции напишите математическое выражение константы равновесия.
- 2) На основании принципа Ле Шателье сделайте вывод о влиянии концентрации веществ на смещение химического равновесия.

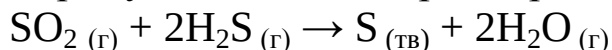
УПРАЖНЕНИЯ

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции:



при увеличении общего давления в 2 раза?

2. Во сколько раз уменьшится скорость реакции:

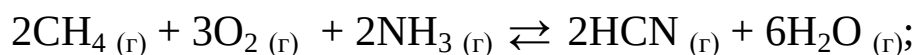


при уменьшении давления сероводорода в 3 раза?

3. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры на 40°C ее скорость возрастает в 16 раз.

4. При 120°C скорость реакции составляла 2 ммоль/(л·мин). При какой температуре скорость реакции станет равной 18 ммоль/(л·мин), если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?

5. В каком направлении сместится равновесие реакции:



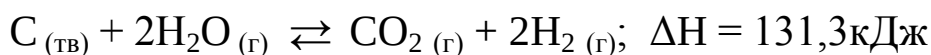
$$\Delta H = -939 \text{ кДж}$$

а) при понижении температуры;

б) при повышении давления?

Напишите математическое выражение константы равновесия.

6. Увеличится ли выход продуктов реакции:



при одновременном повышении температуры и давления?

Напишите математическое выражение константы равновесия.

Глава 4. РАСТВОРЫ

4.1. Классификация растворов

Растворы – гомогенные системы переменного состава, состоящие из растворителя, растворённого вещества и продуктов их взаимодействия. Растворы являются предельным случаем смесей веществ с высокой степенью измельчения (дисперсности).

Под **растворимостью** понимают способность веществ растворяться в каком-либо растворителе. В химии существует принцип растворимости – «*подобное растворяется в подобном*», т.е. вещества с ковалентным полярным или ионным типами связи хорошо растворяются в полярных растворителях и наоборот, вещества с ковалентным неполярным типом связи хорошо растворяются в неполярных растворителях.

Растворение – это физико-химический процесс, который сопровождается:

1. *Выделением или поглощением тепла.*
2. *Изменением объема.*
3. *Образованием сольватированных (гидратированных – в том случае, если растворитель – вода) частиц.*

При растворении полярные молекулы воды вступают в электростатическое взаимодействие с молекулами или ионами растворяемого вещества (рис. 5). В раствор переходят структурные частицы растворяемого вещества, связанные слабыми межмолекулярными силами с фиксированным или переменным числом молекул воды. В результате образуются химические соединения растворяемого вещества с водой. Эти соединения называют **гидратами**, а процесс их образования – **гидратацией**.

Гидраты чаще всего неустойчивы и разрушаются при выделении растворенного вещества из раствора. Но иногда взаимодействие растворенных частиц с водой настолько сильное, что при кристаллизации вещества часть гидратных молекул воды включается в структуру кристаллической решетки. Такие кристаллические вещества, содержащие гидратную воду, называются **кристаллогидратами**.

Например: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

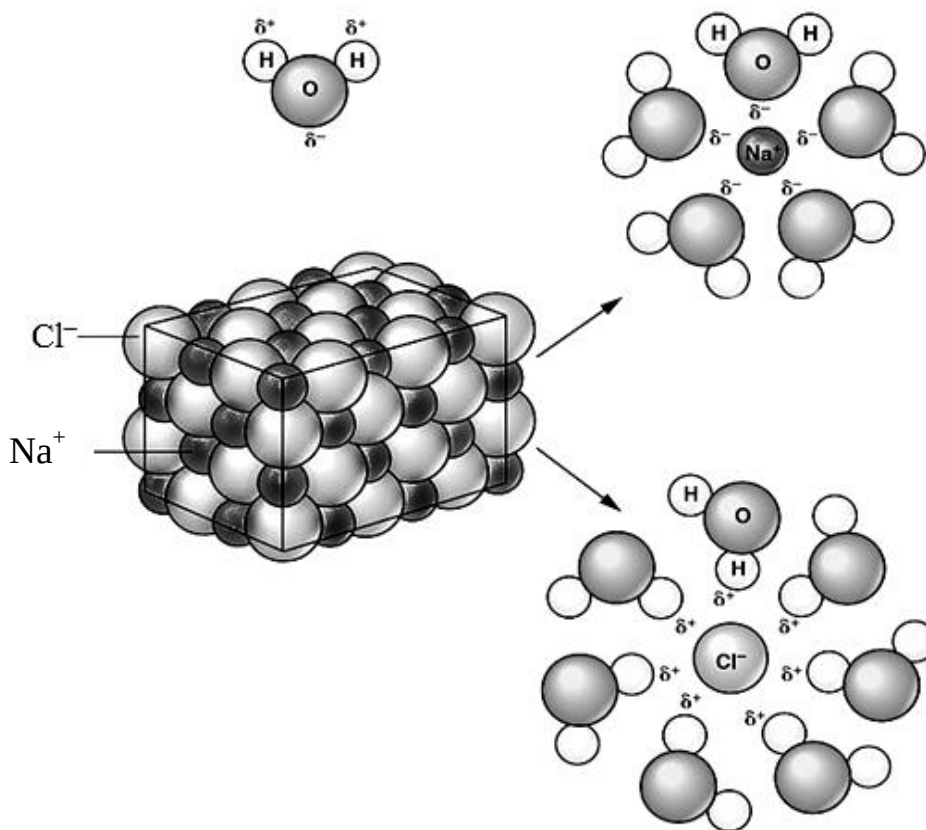


Рис. 5. Образование гидратированных частиц при растворении хлорида натрия

Перешедшие в раствор гидратированные частицы, ударяясь о поверхность еще не растворившегося твердого вещества, теряют гидратную воду и снова встраиваются в кристаллическую решетку.

Таким образом, одновременно протекают два противоположных процесса: процесс разрушения фазы растворяемого вещества под действием молекул растворителя (процесс растворения) и процесс возвращения растворенных частиц в фазу растворяемого вещества (процесс выделения из раствора):



В момент, когда скорости этих процессов становятся равными, в растворе устанавливается динамическое равновесие.

Классификация дисперсных систем

1. ***Истинные растворы*** (размер частиц менее 1 нм, мельчайшая частица – ион, молекула). К истинным растворам относят водные растворы кислот, оснований, солей, в которых структурные единицы каждого компонента равномерно распределены по всему объему системы.

2. **Коллоидные растворы** (размер частиц от 1 до 100 нм, мельчайшая частица – мицелла). Коллоидные растворы содержат микроскопические частицы какого-либо компонента, образующие самостоятельную фазу. Коллоидные растворы занимают промежуточное положение между истинными растворами и грубодисперсными смесями. Это мутные среды, в которых наблюдаются различные оптические явления (например, опалесценция). Примерами коллоидных растворов являются кисель, обойный клей, растворы белков, желатина, а также многие природные системы. Из коллоидов, богатых белками, состоят кожа, мышцы, ногти, волосы, кровеносные сосуды, лёгкие, весь желудочно-кишечный тракт. В науке существует отдельное направление – коллоидно-химическая физиология человека, - изучающее функционирование систем организма, образующих коллоидные системы.

3. **Грубодисперсные системы** (размер частиц более 100 нм, мельчайшая частица крупная легко различимая глазом). Данные растворы неустойчивы, под действием силы тяжести крупные частицы осаждаются, т.е. выпадают в осадок (седиментируют) и раствор расслаивается. К грубодисперсным системам относят взвеси песка, глины, извести, а также эмульсии масла в воде.

Классификация растворов

1. По агрегатному состоянию:

- а) **твёрдые** (сплавы металлов);
- б) **жидкие** (водные растворы кислот, щелочей, солей; бензин);
- в) **газообразные** (воздух: 78%об. N₂, 21%об. O₂, 1%об. Ar).

2. По растворимости:

а) **насыщенные** – растворы, в которых при данной температуре вещество больше не растворяется;

б) **ненасыщенные** – растворы, находящиеся в равновесии с растворяющимся веществом. Содержание растворенного вещества в ненасыщенном растворе меньше, чем в насыщенном растворе при тех же условиях;

в) **пересыщенные** – растворы, в которых растворяется больше вещества, чем в насыщенном растворе (термодинамически неустойчивые).

3. По относительным количествам растворителя и растворенного вещества:

а) **концентрированные** (эти количества соизмеримы, т.е. одного порядка, например, 20 г соли на 100 мл воды);

б) **разбавленные** (эти количества несоизмеримы, например, 0,01 г соли на 100 мл воды).

4.2. Способы выражения концентрации растворов

Концентрация – это количественная характеристика содержания растворенного вещества в единице массы, объема растворителя или раствора.

1. **Массовая доля растворенного вещества** равна отношению массы растворенного вещества к массе всего раствора. Массовая доля обычно выражается в процентах:

$$\omega(\text{в} - \text{ва}) = \frac{m(\text{в} - \text{ва})}{m(\text{р} - \text{ра})} \cdot 100 \%$$

2. **Молярная концентрация (молярность)** – количество молей растворенного вещества в единице объема раствора:

$$C_M = \frac{\nu(\text{в} - \text{ва})}{V(\text{р} - \text{ра})} = \frac{m(\text{в} - \text{ва})}{M(\text{в} - \text{ва}) \cdot V(\text{р} - \text{ра})}, \text{ моль / л}$$

3. **Молярная концентрация эквивалента (нормальность)** – количество молей эквивалентов растворенного вещества в единице объема раствора:

$$C_H = \frac{n(\text{в} - \text{ва})}{V(\text{р} - \text{ра})} = \frac{m(\text{в} - \text{ва})}{M_{\text{Э}}(\text{в} - \text{ва}) \cdot V(\text{р} - \text{ра})}, \text{ моль / л}$$

Расчет молярной массы эквивалента и фактора эквивалентности для приготовления растворов заданной нормальности:

Молярная масса эквивалента $M_{\text{Э}}$ равна произведению фактора эквивалентности на молярную массу вещества:

$$M_{\text{Э}} = M \cdot f_{\text{экв}},$$

где $f_{\text{экв}}$ - фактор эквивалентности.

Для кислот фактор эквивалентности – это величина обратная основности кислоты:

$$f_{\text{экв}}(\text{HCl}) = 1; f_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}; f_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3}$$

Для оснований – это величина обратная кислотности основания:

$$f_{\text{экв}}(\text{NaOH}) = 1; f_{\text{экв}}(\text{Ca(OH)}_2) = \frac{1}{2}$$

Для солей – это величина обратная произведению числа катионов (анионов) и их заряда, взятого по модулю:

$$f_{\text{экв}}(\text{NaCl}) = 1; f_{\text{экв}}(\text{Ca(NO}_3)_2) = \frac{1}{2}; f_{\text{экв}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{1}{6}$$

4. **Моляльная концентрация (моляльность)** – количество моль растворенного вещества в 1 кг растворителя:

$$m = \frac{V(\text{в-ва})}{m(\text{р-ля})} = \frac{m(\text{в-ва})}{M(\text{в-ва}) \cdot m(\text{р-ля})}, \text{ моль / кг}$$

5. **Титр** – масса растворенного вещества в 1 мл раствора:

$$T(\text{в-ва}) = \frac{m(\text{в-ва})}{V(\text{р-ра})}, \text{ г / мл}$$

4.3. Электролитическая диссоциация

Электролитическая диссоциация – это распад молекул или кристаллов вещества на положительно и отрицательно заряженные частицы (ионы) при растворении в полярном растворителе или плавлении.

Электролиты – сложные вещества, молекулы и кристаллы которых в растворе распадаются на ионы вследствие электролитической диссоциации. Электролиты – проводники II рода, обладающие ионной проводимостью. К электролитам относят кислоты, основания, амфотерные гидроксиды и соли.

Для объяснения особенностей водных растворов электролитов шведским химиком С. Аррениусом в 1887г. была предложена теория электролитической диссоциации.

Основные положения теории электролитической диссоциации:

1. Электролиты при растворении способны диссоциировать на ионы из-за взаимодействия с молекулами растворителя. Под действием электрического тока, положительно заряженные частицы (катионы) движутся к катоду, а отрицательно заряженные частицы (анионы) движутся к аноду. Образование ионов в водном растворе сопровождается их гидратацией – возникновением электростатического взаимодействия между ионами и молекулами растворителя.

2. Электролитической диссоциации подвергаются не все вещества, а только те, которые имеют ионный или ковалентный полярный тип связи между атомами. Электролитическая диссоциация протекает только в полярных растворителях.

3. Электролитическая диссоциация – обратимый процесс, наряду с распадом молекул на ионы (диссоциацией) происходит объединение ионов в молекулы (*ассоциация*).

Доля молекул, распавшихся на ионы, в состоянии равновесия количественно характеризуется **степенью электролитической диссоциации (α)**:

$$\alpha = \frac{n}{N},$$

где n – число продиссоциировавших молекул, N – общее число молекул. Степень диссоциации часто выражают в процентах.

По величине степени диссоциации при комнатной температуре для 0,1н. растворов введено условное деление электролитов по силе.

- **Сильные электролиты ($\alpha > 30\%$).** К сильным электролитам относятся разбавленная серная H_2SO_4 , хлороводородная (соляная) HCl , азотная HNO_3 и др. кислоты, щёлочи (NaOH , KOH , Ba(OH)_2 и др.), а также практически все соли.

- **Электролиты средней силы ($3\% < \alpha < 30\%$).** К данным электролитам относят, например, щавелевую $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ и ортофосфорную H_3PO_4 кислоты.

- **Слабые электролиты ($\alpha < 3\%$).** К слабым электролитам относятся практически все органические кислоты (уксусная CH_3COOH и др.), некоторые неорганические кислоты (угольная H_2CO_3 , сероводородная H_2S , циановодородная HCN и др.), мало-растворимые основания и гидроксид аммония NH_4OH .

Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации:

1. *Природа электролита и растворителя*: чем полярнее химическая связь в молекуле или кристалле вещества и выше диэлектрическая проницаемость среды растворителя, тем больше степень диссоциации электролита.

2. *Температура раствора*: с увеличением температуры степень диссоциации электролита возрастает.

3. *Концентрация электролита*: с увеличением концентрации электролита его степень диссоциации уменьшается.

4. *Влияние одноименного иона*: при добавлении одноименного иона степень диссоциации слабого электролита уменьшается.

Рассмотрим обратимый процесс диссоциации слабого электролита КА:



его протекание можно характеризовать константой равновесия, которую называют **константой диссоциации K_d** :

$$K_d = \frac{[K^+] \cdot [A^-]}{[KA]},$$

где $[K^+]$, $[A^-]$ – равновесные концентрации катионов и анионов в растворе, $[KA]$ – равновесная концентрация молекул вещества.

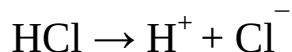
Степень диссоциации слабого электролита связана с его константой по **закону разбавления Освальда**:

$$K_d = \frac{C \cdot \alpha^2}{1 - \alpha},$$

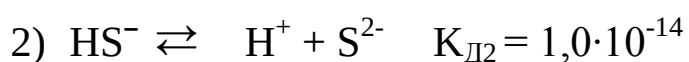
где c – молярная концентрация электролита.

Кислоты – это электролиты, которые при диссоциации образуют в качестве катионов только ионы водорода.

Сильные кислоты диссоциируют практически необратимо, в одну ступень:

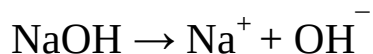


Многоосновные слабые кислоты диссоциируют обратимо по ступеням, число которых определяется их *основностью*. При этом каждой ступени соответствует своя константа диссоциации. Например:

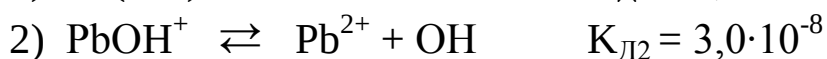


Основания – это электролиты, которые при диссоциации образуют в качестве анионов только гидроксид-ионы.

Сильные основания диссоциируют необратимо и полностью в одну степень:



Слабые – обратимо и по степеням, число которых равно *кислотности* основания, и каждой соответствует собственное значение константы диссоциации. Например:



Если сравнить константы первой и последующих ступеней диссоциации многоосновных кислот и многокислотных оснований, то можно сделать вывод: каждая последующая ступень диссоциации протекает труднее предыдущей.

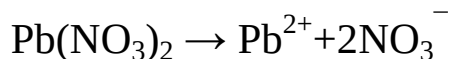
Амфотерные гидроксиды (амфолиты) – это гидроксиды, способные диссоциировать как по типу кислоты, так и по типу основания. Все амфотерные гидроксиды малорастворимы и являются слабыми электролитами. Тем не менее, растворенная в воде часть амфолита, находящаяся в равновесии с твердой фазой, способна диссоциировать с образованием кислотных и основных остатков.

Например:



Соли – это электролиты, образующие при диссоциации катионы основных остатков и анионы кислотных остатков.

Практически все соли являются сильными электролитами и при растворении полностью диссоциируют:



Малорастворимые соединения, даже если они относятся к сильным электролитам, в силу плохой растворимости образуют в растворе относительно небольшое количество ионов.

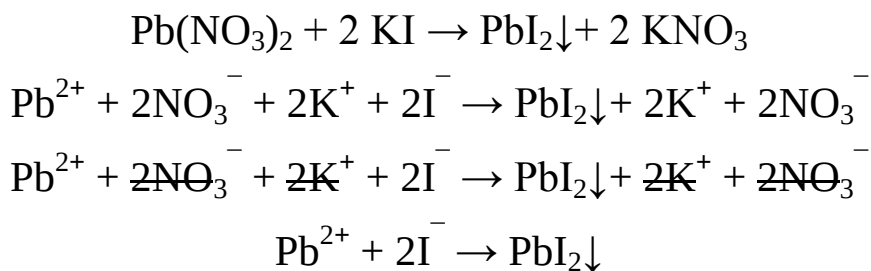
Поэтому при составлении ионных и ионно-молекулярных уравнений следует придерживаться правила: диссоциация на ионы записывается только для **сильных растворимых электролитов**.

4.4. Ионные уравнения реакций

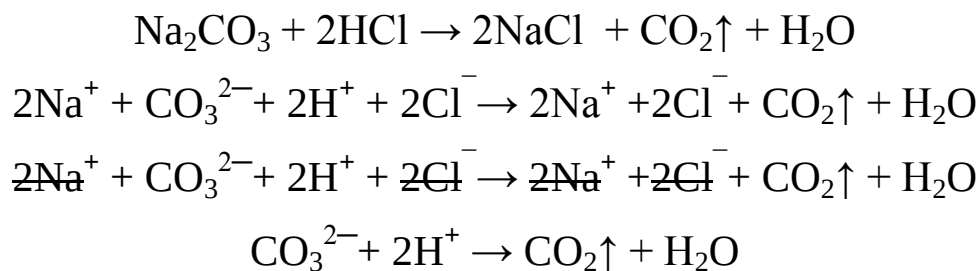
Ионные уравнения реакций – это реакции, протекающие между ионами в растворе.

Ионные уравнения идут до конца, если:

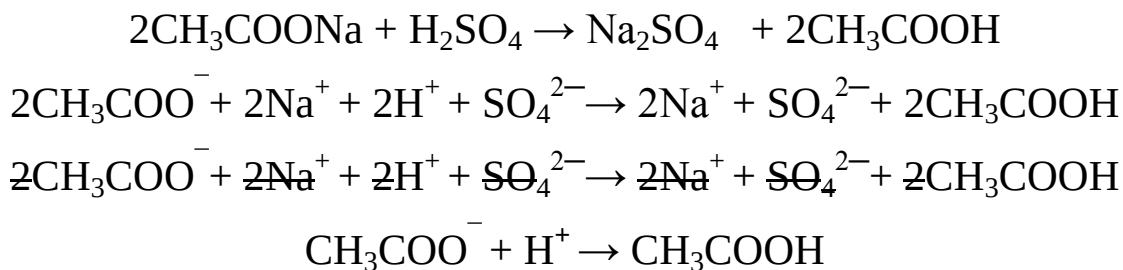
1. *Образуется осадок:*



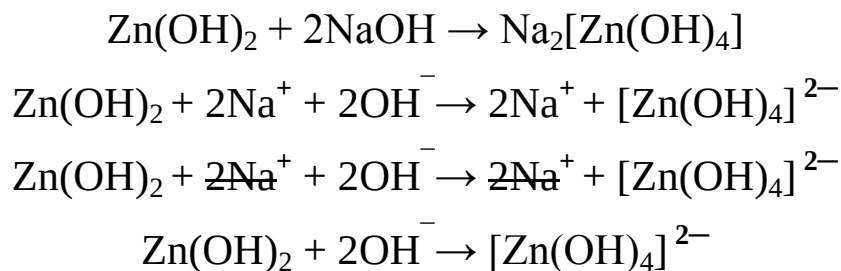
2. *Выделяется газ:*



3. *Образуется слабый электролит:*



4. *Образуется комплексный ион:*



Лабораторная работа №3

Электролитическая диссоциация

Реактивы и принадлежности:

- цинк (кусочки);
- соляная кислота, 1н. р-р;
- уксусная кислота, 1н. р-р;
- серная кислота, 1н. р-р;
- гидроксид натрия, 1н. р-р;
- хлорид магния, 1н. р-р;
- гидроксид аммония, 1н. р-р;
- сульфат алюминия, 1н. р-р;
- сульфат меди (II), 1н. р-р;
- хлорид железа (III), 1н. р-р;
- вольфрамат натрия, 1н. р-р;
- карбонат калия, 1н. р-р;
- нитрат свинца (II), 1н. р-р;
- сульфат калия, 1н. р-р;
- хлорид бария, 1н. р-р;
- хромат калия, 1н. р-р;
- нитрат серебра (I), 1н. р-р;
- дихромат калия, 1н. р-р;
- хлорид кальция, 1н. р-р;
- гексацианоферрат (II) калия, 1н. р-р;
- ацетат натрия, кристаллич;
- хлорид аммония, кристаллич;
- метилоранж, 0,1% водн. р-р;
- фенолфталеин, 0,1% спирт. р-р.
- штатив с маленькими пробирками.

Опыт 1. Сравнение степени диссоциации кислот

В две пробирки налейте по 6-8 капель растворов соляной и уксусной кислот одинаковой концентрации. В каждую из пробирок поместите по 1 кусочку цинка. Через несколько минут после начала опыта сравните интенсивность выделения водорода в каждой пробирке.

Задание:

- 1) Объясните наблюдаемое различие в интенсивности выделения водорода.
- 2) Напишите уравнение реакции цинка с раствором соляной кислоты в молекулярном и ионном виде.

Опыт 2. Сравнение степени диссоциации растворимых оснований

В две пробирки налейте по 6-8 капель раствора хлорида магния. В одну добавьте 1 каплю гидроксида натрия, а в другую – 1 каплю гидроксида аммония.

Задание:

- 1) Объясните причину неодинакового количества осадка в первой и во второй пробирках.
- 2) Напишите уравнение реакции растворов хлорида магния с гидроксидом натрия в молекулярном и ионном виде.

Опыт 3. Влияние одноименного иона на степень диссоциации слабых электролитов

а) влияние одноименного иона на степень диссоциации уксусной кислоты

В пробирку налейте 15 капель 0,1 М раствора уксусной кислоты и добавьте 1 каплю метилоранжа. Разделите содержимое на две пробирки. Одну оставьте для сравнения, а во вторую добавьте 1 шпатель кристаллического ацетата натрия и размешайте до полного растворения. Сравните окраску индикатора с контрольной пробиркой.

Задание:

- 1) Запишите ионно-молекулярные уравнения процессов диссоциации уксусной кислоты и ацетата натрия.
- 2) Как и почему изменяется степень диссоциации уксусной кислоты в присутствии ацетата натрия?

б) влияние одноименного иона на степень диссоциации гидроксида аммония

В пробирку налейте 15 капель 0,1 М раствора гидроксида аммония и добавьте 1 каплю фенолфталеина. Разделите содержимое на две пробирки. Одну оставьте для сравнения, а во вторую добавьте 1 шпатель кристаллического хлорида аммония и размешайте до полного растворения. Сравните окраску индикатора с контрольной пробиркой.

Задание:

- 1) Запишите ионно-молекулярные уравнения процессов диссоциации гидроксида аммония и хлорида аммония.
- 2) Как и почему изменяется степень диссоциации гидроксида аммония в присутствии хлорида аммония?

Опыт 4. Влияние среды раствора на диссоциацию амфолита

К 10 каплям раствора сульфата алюминия добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до появления осадка гидроксида алюминия. Разделите содержимое на две пробирки. В одну добавьте избыток серной кислоты, а в другую – избыток гидроксида натрия до полного растворения осадка.

Задание: Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде:

- 1) сульфата алюминия с гидроксидом натрия;
- 2) гидроксида алюминия с серной кислотой;
- 3) гидроксида алюминия с гидроксидом натрия.

Опыт 5. Ионные реакции

а) получение труднорастворимых оснований

Приготовьте две пробирки: в первую поместите 6-8 капель раствора сульфата меди (II); во вторую – 6-8 капель раствора хлорида железа (III). В обе пробирки добавьте по 5 капель раствора гидроксида натрия до образования осадков.

Задание: Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде:

- 1) сульфата меди (II) с гидроксидом натрия;
- 2) хлорида железа (III) с гидроксидом натрия.

б) получение труднорастворимых кислот

В одну пробирку налейте 6-8 капель раствора вольфрамата натрия (Na_2WO_4) и добавьте 5 капель раствора соляной кислоты до образования осадка.

Задание: Напишите уравнения реакций вольфрамата натрия с соляной кислотой в молекулярной и ионной форме.

в) получение газообразных веществ

В пробирку налейте 6-8 капель раствора карбоната калия и добавьте по 5 капель раствора соляной кислоты.

Задание: Напишите уравнение реакции карбоната калия с соляной кислотой в молекулярной и ионной форме.

г) получение труднорастворимых солей

Используя имеющиеся в штативе реактивы, получите следующие труднорастворимые соли: сульфат свинца (II); хромат бария; дихромат серебра (I); карбонат кальция; гексацианоферрат (II) железа (III).

Задание: Напишите данные уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Укажите цвет полученных осадков.

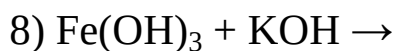
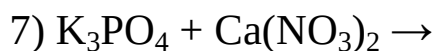
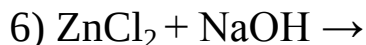
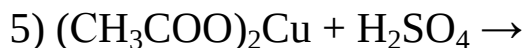
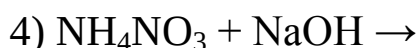
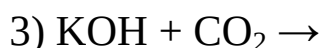
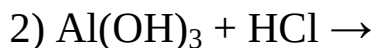
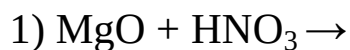
УПРАЖНЕНИЯ

1. Напишите уравнения электролитической диссоциации угольной кислоты по двум ступеням и выражения для констант диссоциации по каждой ступени.

2. Вычислите степень диссоциации (в %) азотистой кислоты в 0,01 М растворе.

3. Вычислите константу диссоциации муравьиной кислоты в 0,2 М растворе, если ее степень диссоциации равна 3,2%.

4. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций:



Глава 5. КИСЛОТНО-ОСНОВНЫЕ РАВНОВЕСИЯ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ

5.1. Водородный показатель

Вода является очень слабым электролитом. Процесс диссоциации воды описывается следующим уравнением:



Тогда константа диссоциации K_d воды будет равна:

$$K_d(\text{H}_2\text{O}) = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Преобразование этого выражения даёт:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_d(\text{H}_2\text{O}) \cdot [\text{H}_2\text{O}]$$

Экспериментально установлено, что $K_d(\text{H}_2\text{O}) = 1,86 \cdot 10^{-16}$ при 22°C. Так как степень диссоциации воды крайне низка, то можно считать, что концентрация её молекул – величина постоянная.

Один литр воды имеет массу 1000 г, тогда равновесная молярная концентрация воды в воде будет равна:

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{1000\text{г}}{18\text{г/моль} \cdot 1\text{л}} = 55,56\text{моль/л}$$

Подставив числовые значения в уравнение, получим:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} (\text{моль/л})^2$$

Произведение равновесных концентраций ионов H^+ и OH^- в воде и водных растворах при определённой температуре есть величина постоянная и называется **ионным произведением воды (K_w)**.

Так как ионное произведение воды есть величина постоянная, то увеличение содержания в растворе одного из составляющих его ионов (H^+ или OH^-) ведёт к соответствующему снижению содержания концентрации другого. При равенстве концентраций $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ реакция среды нейтральная, если $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, то среда будет кислой, а при $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ – щелочной.

Так как концентрации ионов водорода и гидроксила выражены отрицательной степенью числа 10, это создаёт неудобства при расчёте концентрации.

Датский физико-химик и биохимик Сёренсен в 1920г ввёл понятие «**водородный показатель (pH)**»:

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

Величина pH раствора – это отрицательный десятичный логарифм, взятый от равновесной концентрации катионов водорода в этом растворе.

Аналогичным образом выражается **гидроксильный показатель (pOH)**:

$$pOH = -\lg [OH^-]$$

Логарифмирование уравнения для ионного произведения воды и перемена знака дают:

$$-\lg [H^+] + (-\lg [OH^-]) = 14$$

$$pH + pOH = 14$$

На практике для определения реакции среды величиной pOH не пользуются, так как она зависит от pH , значения, которого достаточно, чтобы охарактеризовать кислотность или щёлочность раствора. На величину ионного произведения воды значительное влияние оказывает температура. С повышением температуры увеличивается степень диссоциации воды, а, следовательно, и значение K_w .

В таблице 1 показаны зависимости от температуры K_w и pH , характеризующие нейтральную среду.

Таблица 1

Зависимости K_w и pH от температуры

Т, К	K_w	pH
273	$1,139 \cdot 10^{-16}$	7,97
291	$5,702 \cdot 10^{-15}$	7,11
298	$1,008 \cdot 10^{-14}$	6,99
323	$5,474 \cdot 10^{-14}$	6,63
373	$5,900 \cdot 10^{-13}$	6,12

В зависимости от степени отклонения величины pH от нейтральной среды условно принято выделять слабокислые, сильнокислые, слабощелочные и сильнощелочные водные растворы:



Шкала pH не ограничивается пределами от 0 до 14. Например, концентрированные растворы минеральных кислот могут иметь значения pH меньше 0, а щелочей – больше 14.

Таблица 2

Примеры значений pH растворов некоторых веществ

pH	Раствор
0,5	Аккумуляторная кислота (серная)
1,5-2,0	Желудочный сок
2,4	Лимонный сок
2,5	Кока-кола
2,9	Уксус
3,5	Апельсиновый сок
4,5	Пиво
менее 5,6	Кислотный дождь
5,0	Кофе
5,5	Поверхностный слой кожи, моча
6,5	Молоко
7,0	Чистая вода
6,5-7,4	Слюна
7,34-7,45	Кровь, слезы
7,5	Лимфа
8,0	Морская вода
9,0-10,0	Пищевая сода
11,5	Мыло
12,5	Отбеливатель
13,5	Средство для прочистки сточных труб

Существующие приборы для измерения pH (**иономеры**), позволяют измерять pH растворов в пределах от -1 до $+19$.

Расчёт pH для растворов электролитов разной силы осуществляется по следующим формулам:

1) Для раствора сильной кислоты:

$$pH = -\lg(n \cdot C_{к-тыл}) ,$$

где n – основность кислоты, $C_{к-тыл}$ – молярная концентрация раствора.

2) Для раствора щелочи:

$$pH = 14 + \lg(m \cdot C_{осн}) ,$$

где m – кислотность основания, $C_{осн}$ – молярная концентрация раствора.

3) Для раствора слабой кислоты:

$$pH = \frac{1}{2} pK_{к-ты} - \frac{1}{2} \lg C_{к-ты} ,$$

где $pK_{к-ты}$ – силовой показатель $pK_{к-ты} = -\lg K_{\partial(к-ты)}$; $C_{к-ты}$ – молярная концентрация раствора.

4) Для раствора слабого основания:

$$pH = 14 - \frac{1}{2} pK_{осн} + \frac{1}{2} \lg C_{осн} ,$$

где $pK_{осн}$ – силовой показатель $pK_{осн} = -\lg K_{\partial(осн)}$; $C_{осн}$ – молярная концентрация раствора.

Примеры расчета pH

1. Рассчитать pH 0,1 М раствора азотной кислоты HNO_3 :

$$pH = -\lg(0,1) = -\lg 10^{-1} = 1$$

2. Рассчитать pH 0,005 М раствора серной кислоты H_2SO_4 :

$$pH = -\lg(2 \cdot 0,005) = -\lg(0,01) - \lg 10^{-2} = 2$$

3. Рассчитать pH 1 М раствора синильной кислоты HCN :

$$pH = \frac{1}{2} \cdot 9,21 - \frac{1}{2} \cdot \lg 1 = 4,605$$

4. Рассчитать pH 0,01 М раствора гидроксида калия KOH :

$$pH = 14 + \lg(0,01) = 14 + \lg 10^{-2} = 14 - 2 = 12$$

5. Рассчитать pH 0,05 М раствора гидроксида бария $Ba(OH)_2$:

$$pH = 14 + \lg(2 \cdot 0,05) = 14 + \lg 10^{-1} = 14 - 1 = 13$$

6. Рассчитать pH 0,001 М раствора гидроксида аммония NH_4OH :

$$\begin{aligned} pH &= 14 - \frac{1}{2} \cdot 4,75 + \frac{1}{2} \cdot \lg 0,001 = 14 - \frac{1}{2} \cdot 4,75 + \frac{1}{2} \cdot \lg 10^{-3} = \\ &= 14 - 2,375 - 1,5 = 10,125 \end{aligned}$$

5.2. Буферные растворы

Буферным действием называется свойство растворов сохранять определённое значение pH при введении в них определённого количества сильной кислоты или щёлочи, а также при разбавлении (или концентрировании). Растворы, обладающие буферным действием, называются **буферными смесями**.

Буферные растворы содержат компоненты, диссоциирующие с образованием одноимённых ионов, но отличающиеся по степени диссоциации.

По химическому составу буферные смеси бывают нескольких видов.

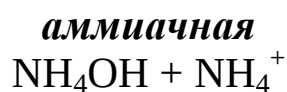
1. Смесь слабой кислоты и её соли, например,
ацетатная ($\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$).
2. Смесь слабого основания и его соли, например,
аммиачная ($\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$).
3. Смесь двух кислых солей, например,
фосфатная ($\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$).
4. Смесь кислой и средней солей, например,
карбонатная ($\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$).

По характеру среды буферные смеси делят на *кислые* и *основные*:

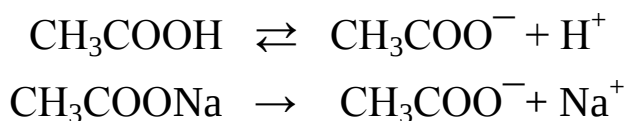
Кислая буферная смесь:
Смесь слабой кислоты и её соли, например:



Основная буферная смесь:
Смесь слабого основания и его соли, например:



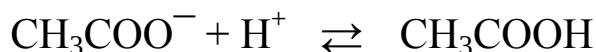
Механизм буферного действия заключается в том, что при добавлении в буферный раствор кислоты или щёлочи его компоненты связывают ионы H^+ или OH^- в малодиссоциированные соединения. Рассмотрим это на примере ацетатной буферной смеси. Компоненты буферной смеси диссоциируют согласно уравнениям:



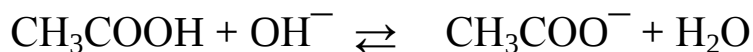
Ацетат натрия как соль является сильным электролитом и диссоциирует полностью. Действие одноимённого ацетат-иона

подавляет диссоциацию слабого электролита – уксусной кислоты. Таким образом, концентрация ацетат-ионов в растворе определяется только диссоциацией соли, а уксусная кислота находится практически в недиссоциированном виде.

Если к данной смеси добавить раствор сильной кислоты, то образующиеся ионы H^+ , взаимодействуя с ацетат-ионами, связываются в малодиссоциированное соединение – уксусную кислоту:



Если к раствору добавить раствор щёлочи, то ионы OH^- взаимодействуют с тем небольшим количеством ионов H^+ , которые образуются при диссоциации уксусной кислоты, с образованием некоторого количества ацетат-ионов и воды:



Как уксусная кислота, образующаяся при добавлении в раствор H^+ -ионов, так и вода, образующаяся при добавлении OH^- -ионов, являются слабыми электролитами. Связывание ионов H^+ и OH^- компонентами буферной смеси предотвращает резкие изменения pH системы.

Несмотря на подавление диссоциации уксусной кислоты ацетат-ионами соли, величина pH раствора всё же определяется степенью диссоциации кислоты в буферной смеси. Запишем уравнение для константы диссоциации кислоты:

$$K_D = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Так как уксусная кислота практически недиссоциирована, то можно принять, что концентрация её молекул практически равна общей концентрации кислоты:

$$[CH_3COOH] = c_{к-ты},$$

в этом случае концентрация ацетат-ионов равна концентрации соли:

$$[CH_3COO^-] = c_{соли}.$$

После подстановки этих данных в уравнение и математических преобразований получим:

$$pH = pK_{к-ты} - \lg \frac{c_{к-ты}}{c_{соли}},$$

где величина $pK_{к-ты} = -\lg K_D$, называется **силовым показателем**.

Аналогичным образом можно показать, что для смеси, содержащей слабое основание и его соль, расчёт рН может быть проведён по уравнению:

$$pH = 14 - pK_{осн} + \lg \frac{C_{осн}}{C_{соли}} .$$

Таким образом, значение рН, создаваемое буферными смесями, зависит от силового показателя слабого электролита, входящего в состав смеси и от соотношения концентраций компонентов. Так как при разбавлении смеси концентрации компонентов изменяются одинаково, то разбавление практически не влияет на величину рН.

Буферное действие может проявляться в определённых пределах. Характеристикой буферных растворов является буферная ёмкость.

Буферная ёмкость выражается количеством моль-эквивалентов сильной кислоты или основания, которое необходимо добавить к 1л буферного раствора, чтобы изменить его рН на 1.

Буферная ёмкость тем больше, чем выше концентрация компонентов, образующих буферную смесь. Если сместить рН буферной смеси более чем на единицу, то буферное действие прекращается.

Каждая буферная смесь характеризуется пределом, в котором может быть использована. Так, пределы действия ацетатной буферной смеси находятся при рН=4–6; формиатной – рН=3–5; аммонийной – рН=8–10; фосфатной – рН=6–8.

Лабораторная работа №4

Водородный показатель. Буферные растворы

Реактивы и принадлежности:

- соляная кислота, 0,1М р-р;
- уксусная кислота, 0,1М р-р;
- гидроксид натрия, 0,1М р-р;
- гидроксид аммония, 0,1М р-р;
- ацетат натрия, 0,1М р-р;
- хлорид аммония, 0,1М р-р;
- дистиллированная вода;
- универсальная индикаторная бумага;
- штатив с маленькими пробирками;
- мерные цилиндры 2 шт.;
- конические колбы 2 шт.;
- стеклянная палочка.

Опыт 1. Определение pH при помощи универсального индикатора

Определите pH растворов, указанных в таблице 1, для этого нанесите каплю раствора на индикаторную бумажку и сразу сравните с цветной шкалой. Запишите полученные значения в таблицу 1:

Таблица 1

Электролит	Концентрация, моль/л	pH (измеренное)	pH (рассчитанное)
HCl	0,1		
NaOH	0,1		
CH ₃ COOH	0,1		
NH ₄ OH	0,1		
H ₂ O	—		

Задание: Рассчитайте значения pH для указанных растворов по соответствующим формулам и сравните с измеренными значениями pH .

Опыт 2. Приготовление буферных растворов

а) приготовление ацетатного буферного раствора

С помощью мерного цилиндра отмерьте 20мл 0,1М раствора уксусной кислоты и 20мл 0,1М раствора ацетата натрия. Смешайте эти растворы в конической колбе.

б) приготовление аммиачного буферного раствора

С помощью мерного цилиндра отмерьте 20мл 0,1М раствора гидроксида аммония и 20мл 0,1М раствора хлорида аммония. Смешайте эти растворы в конической колбе.

Задание: Определите и рассчитайте значение pH данных буферных растворов.

Опыт 3. Буферное действие

Таблица 2

Буферный раствор	pH
Ацетатный буферный р-р	
Ацетатный буферный р-р + 1 капля HCl	
Ацетатный буферный р-р + 1 капля NaOH	
Ацетатный буферный р-р, разбавленный в 10 раз	

а) влияние добавления небольших количеств кислоты или щелочи на значение pH буферных растворов

В две пробирки налейте по 1мл ацетатного буферного раствора. В одну пробирку добавьте 1 каплю 0,1М раствора соляной кислоты, а в другую пробирку – 1 каплю 0,1М раствора гидроксида натрия. Каждый раствор перемешайте с помощью стеклянной палочки.

Задание: Определите значение pH в каждой пробирке, сравнив его с исходным. Запишите полученные значения в таблицу 2.

б) влияние разбавления на pH буферных растворов

В большую пробирку поместите 1мл ацетатного буферного раствора и разбавьте содержимое пробирки в 10 раз. Разбавленный раствор перемешайте с помощью стеклянной палочки.

Задание: Определите значение pH разбавленного буферного раствора, сравнив его с исходным. Запишите полученное значение в таблицу 2.

Опыт 4. Потеря буферного действия

Налейте в пробирку 1мл аммиачного буферного раствора. Добавляйте по каплям 0,1М раствор соляной кислоты, определяя pH после каждой добавленной капли, предварительно перемешивая раствор.

Задание:

1) Полученные значения запишите в таблицу 3:

Таблица 3

Число капель HCl	$V(HCl)$, мл	pH
1	0,05	
2	0,10	
3	0,15	
4	0,20	
5	0,25	
6	0,30	
7	0,35	
8	0,40	
9	0,45	
10	0,50	

2) По полученным результатам постройте график зависимости pH аммиачного буферного раствора от объема добавленной соляной кислоты $V(HCl)$. При построении графика следует помнить, что зависимость должна быть выражена плавной кривой, а не ломаной линией.

УПРАЖНЕНИЯ

1. Вычислите pH растворов: 1) 0,001 М HBr ; 2) 0,5М H_2CrO_4 , 3) 0,01 М HCN ; 4) 0,001 М HSO_3H , 5) 0,1 М KOH ; 6) 0,005М $Ba(OH)_2$, 7) 0,01 М раствора NH_4OH .

2. Вычислите pH ацетатного буферного раствора, содержащего: 1) 0,1 М раствор уксусной кислоты и 0,01 М раствор ацетата натрия; 2) 0,01 М раствор гидроксида аммония и 0,1 М раствор хлорида аммония.

3. Вычислите pOH , концентрацию катионов водорода и концентрацию гидроксил-анионов в растворе, pH которого равен 4.

4. Вычислите pH крови крупного рогатого скота, концентрация катионов водорода в которой составляет $4,27 \cdot 10^{-8}$ моль/л.

5. Вычислите pH воды в реке Дон, концентрация гидроксид-анионов в которой составляет $1,58 \cdot 10^{-6}$ моль/л.

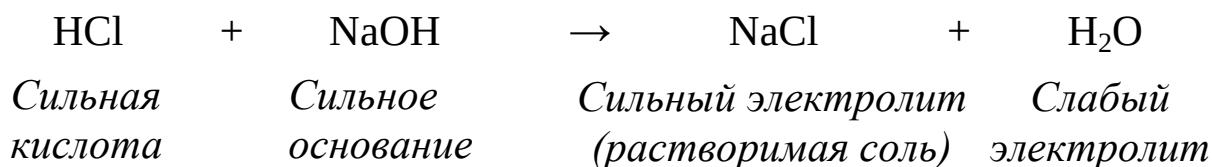
6. Вычислите pH апельсинового сока, в 250 мл которого содержится 0,25ммоль катионов водорода.

Глава 6. ГИДРОЛИЗ

6.1. Типы гидролиза солей

При растворении соли в воде в результате диссоциации происходит образование ионов основного и кислотного остатков. В зависимости от их природы образующиеся катионы и анионы могут либо вступать в реакцию с растворителем – водой, либо не вступать. Чтобы ответить на вопрос: «Какие ионы взаимодействуют с водой?» – разберем несколько примеров.

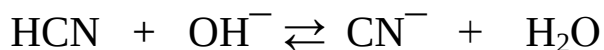
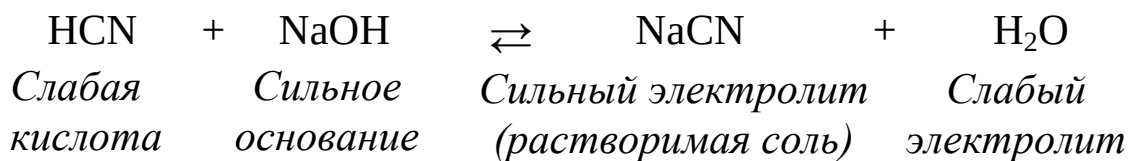
1. Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием:



Реакция нейтрализации между сильными электролитами протекает необратимо, так как в результате образуется очень слабый электролит – вода.

Поэтому **ионы солей, образованных сильными электролитами, с водой не взаимодействуют.**

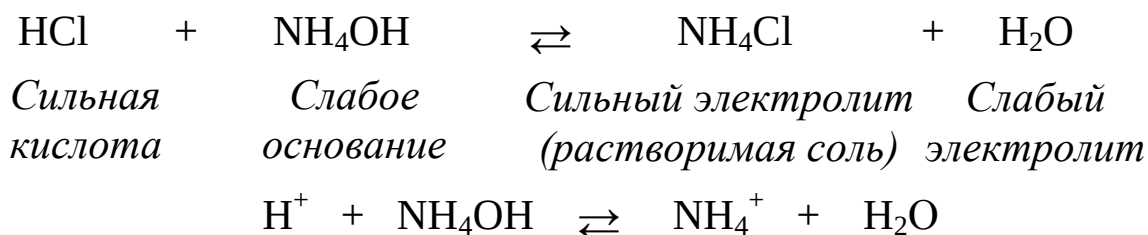
2. Соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием:



В данном случае возможно протекание обратного процесса – взаимодействия аниона соли с водой, сопровождающегося образованием гидроксид-анионов, обуславливающих щелочной характер среды.

Таким образом, **анионы кислотных остатков солей, образованных слабыми кислотами и сильными основаниями, взаимодействуют с водой.**

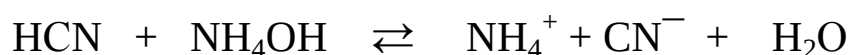
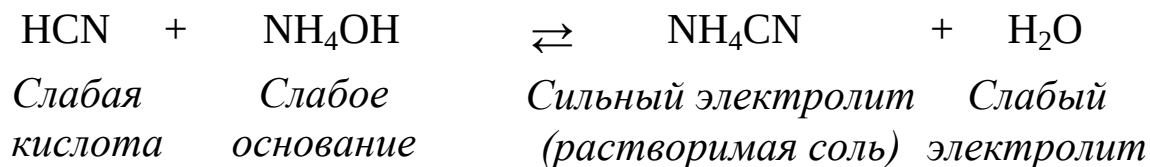
3. Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием:



Как и в предыдущем примере, реакция нейтрализации носит обратимый характер. Взаимодействие катиона соли с водой приводит к образованию катионов водорода, обуславливающих кислую среду раствора.

Таким образом, **катионы основных остатков солей, образованных сильными кислотами и слабыми основаниями, взаимодействуют с водой.**

4. Соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием:



Катионы и анионы, образующиеся при диссоциации солей слабых кислот и слабых оснований, вступают в реакцию с водой. Определить реакцию среды можно сравнением констант диссоциации образующихся кислоты и основания.

В данном случае $K_{\text{Досн.}} > K_{\text{Дкисл.}}$, поэтому реакция среды раствора должна быть слабощелочной ($\text{pH} > 7$).

Гидролизом называется взаимодействие ионов соли с водой, ведущее к образованию слабых электролитов.

В таблице 3 представлены типы гидролиза различных солей и реакция среды в их водных растворах.

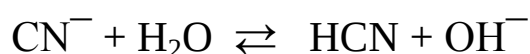
Таблица 3

Типы гидролиза солей

Соль	Сильная кислота	Слабая кислота
Сильное основание	гидролиз не идет среда – нейтральная $pH = 7$	гидролиз по аниону среда – щелочная $pH > 7$
Слабое основание	гидролиз по катиону среда – кислая $pH < 7$	гидролиз по катиону и по аниону среда – кислая, если: $K_{Д(к-ты)} > K_{Д(осн)}$, $pH < 7$ среда – щелочная, если: $K_{Д(к-ты)} < K_{Д(осн)}$, $pH > 7$

Как и прочие обратимые реакции, гидролиз подчиняется закону действующих масс и характеризуется константой равновесия.

Для реакции:



$$K_p = \frac{[HCN] \cdot [OH^-]}{[CN^-] \cdot [H_2O]}$$

Произведение двух постоянных (константы равновесия гидролиза и концентрации воды) называется **константой гидролиза (K_r)**:

$$K_r = K_p \cdot [H_2O] = \frac{[HCN] \cdot [OH^-]}{[CN^-]}$$

Умножим числитель и знаменатель данного выражения на $[H^+]$ и получим:

$$K_r = \frac{[HCN] \cdot [OH^-]}{[CN^-]} \cdot \frac{[H^+]}{[H^+]} = \frac{K_w}{K_d(HCN)}$$

Аналогично выводятся формулы для расчета соответствующих констант для всех типов гидролиза.

Другой количественной характеристикой является **степень гидролиза (h)** – отношение числа молекул, подвергшихся гидролизу (n), к общему числу растворенных молекул (N). Данное вы-

ражение равноценно отношению концентрации соли, подвергшейся гидролизу ($c_{гидр}$) к общей концентрации соли в растворе ($c_{общ}$):

$$h = \frac{n}{N} = \frac{C_{гидр}}{C_{общ}}.$$

Общие закономерности протекания гидролиза солей:

1. Степень гидролиза (для случаев гидролиза только по катиону или только по аниону) уменьшается при увеличении концентрации раствора соли. Для гидролиза, протекающего одновременно по катиону и аниону, отсутствует зависимость степени гидролиза от концентрации.

2. Степень гидролиза зависит от силы кислоты или основания образующих данную соль: чем меньше константа диссоциации кислоты или основания, тем в большей степени гидролизуется соль.

3. С увеличением температуры степень гидролиза возрастает, главным образом из-за сильной зависимости K_w от температуры.

4. Так как гидролиз – процесс обратимый, то для смещения равновесия в нужном направлении используют принцип Ле Шателье:

а) усилить гидролиз, т.е. сместить равновесие его реакции вправо, можно связыванием образующихся OH^- или H^+ -ионов при добавлении в щелочной раствор соли – кислот, а в кислый – щелочей; удалением продуктов реакции, а также разбавлением раствора для большинства солей;

б) для ослабления гидролиза равновесие смещают влево, в зависимости от типа соли, добавлением избытка продуктов реакции, например, сильной кислоты или основания; увеличением концентрации соли. Такое действие называют ***подавлением гидролиза***.

5. Гидролиз солей многоосновных кислот и многокислотных оснований протекает ступенчато. Многозарядные ионы последовательно вступают в реакцию с молекулами воды вплоть до образования слабой кислоты или слабого основания. Каждая ступень гидролиза характеризуется величиной константы гидролиза. Каждая последующая ступень гидролиза многозарядного иона протекает труднее предыдущей.

6.2. Составление уравнений гидролиза солей

Соли являются сильными электролитами, практически полностью распадающимися на ионы в водной среде. Поэтому их диссоциацию можно считать необратимым процессом. Однако ионы солей вступают в реакцию гидролиза обратимо. При составлении уравнений гидролиза солей следует придерживаться следующего порядка действий для каждой ступени гидролиза:

1. Записать уравнение диссоциации соли и охарактеризовать электролитическую силу кислоты и основания, образующих соль. Определить ион соли, соответствующий слабому электролиту, который будет взаимодействовать с молекулами воды.

2. Определить тип и количество ступеней гидролиза, а также характер среды раствора.

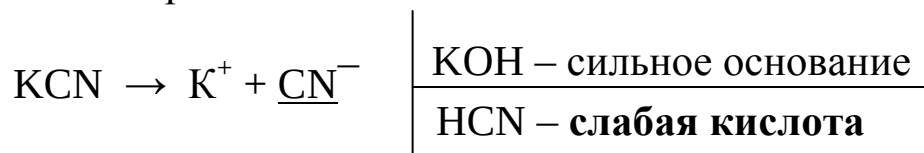
3. Записать сокращённое ионное уравнение гидролиза.

4. Составить полное ионное уравнение. Для этого в левую и правую части сокращённого ионного уравнения добавить ионы, не участвующие в реакции гидролиза.

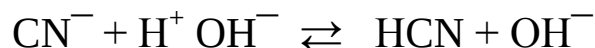
5. Составить молекулярное уравнение гидролиза, соединив разноименно заряженные ионы полного ионного уравнения в молекулы.

Приведем примеры составления уравнений гидролиза для разных типов солей:

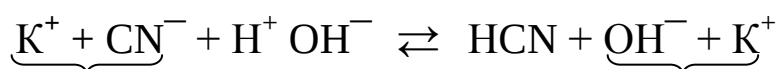
1. Соль образована **сильным основанием и слабой кислотой**:



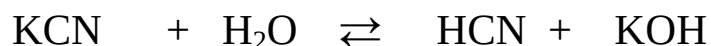
Составляем сокращённое ионное уравнение. Цианид-анион при взаимодействии с молекулой воды присоединяет катион водорода, образуются молекула слабой циановодородной кислоты и гидроксид-анион, придающий раствору щелочную реакцию:



Составляем полное ионное уравнение. Для этого в левую и правую части сокращённого ионного уравнения добавляем по одному катиону калия, который образуется при диссоциации цианида калия и в реакции гидролиза не претерпевает никаких изменений:

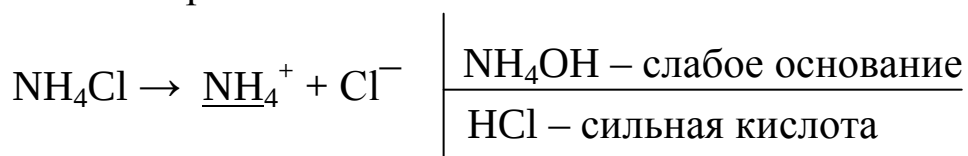


Составляем молекулярное уравнение гидролиза. В полном ионном уравнении соединяем разноименно заряженные ионы в молекулы:

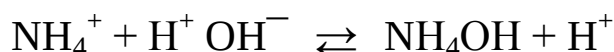


Соль KCN – сильный электролит и диссоциирует полностью. Катион этой соли (K^+) не может сдвинуть равновесие диссоциации воды, так как гидроксид калия тоже сильный электролит. Цианид-ионы (CN^-), наоборот, связывают ион водорода с образованием слабой циановодородной кислоты. В результате среда образовавшегося раствора определяется наличием свободных гидроксид-ионов, и его pH находится в щелочной области.

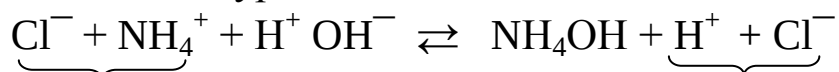
2. Соль образована *слабым основанием и сильной кислотой*:



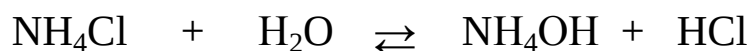
Сокращенное ионное уравнение:



Полное ионное уравнение:

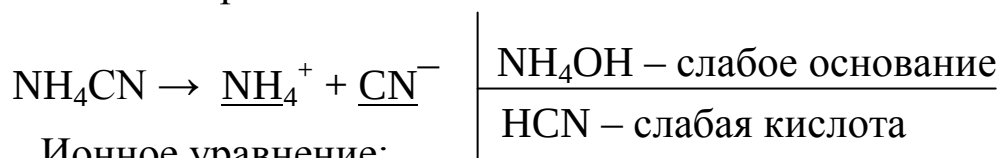


Молекулярное уравнение:



В данном случае сдвиг равновесия диссоциации воды происходит из-за связывания гидроксид-анионов ионами NH_4^+ с образованием слабого электролита NH_4OH . Ионы водорода хлорид-ионами не связываются, так как соляная кислота является сильной. В результате гидролиза pH раствора находится в кислой области.

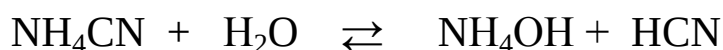
3. Соль образована *слабым основанием и слабой кислотой*:



Ионное уравнение:



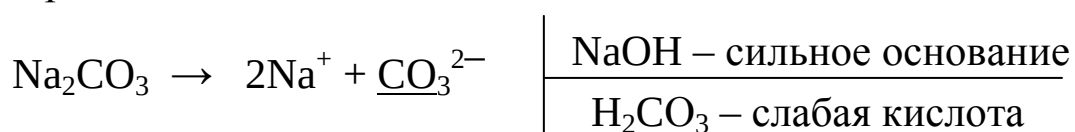
Молекулярное уравнение:



Реакция среды зависит от соотношения величин констант диссоциации образующихся слабых электролитов. Если более слабой является образующаяся кислота, то рН раствора выше 7, а если более слабым является основание, то рН раствора ниже 7. Раствор цианида аммония имеет щелочную реакцию, так как рК циановодородной кислоты 9,21, а гидроксида аммония 4,73.

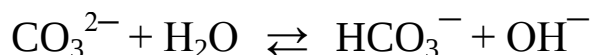
4. Соли, образованные многоосновными слабыми кислотами и сильными основаниями, а также многокислотными слабыми основаниями и сильными кислотами, *гидролизуются ступенчато*.

Например, гидролиз карбоната натрия протекает следующим образом:

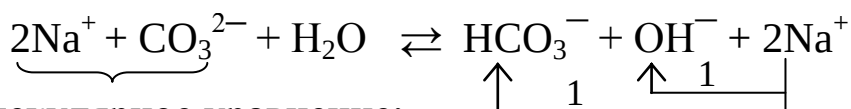


I ступень:

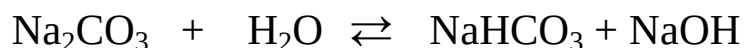
Сокращенное ионное уравнение:



Полное ионное уравнение:

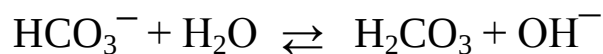


Молекулярное уравнение:



II ступень:

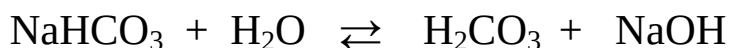
Сокращенное ионное уравнение:



Полное ионное уравнение:

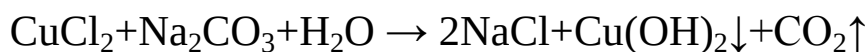
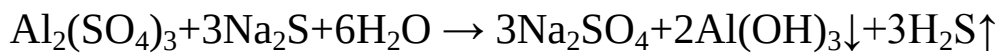


Молекулярное уравнение:



Гидролиз таких солей протекает преимущественно по первой ступени, на которой реакция практически заканчивается.

Необратимо гидролизуются те соли, продукты гидролиза которых уходят из раствора в виде нерастворимых или газообразных соединений, т.е. не существует водных растворов этих солей. Например:



В таблице 4 приведены формулы для расчета константы и степени гидролиза.

Таблица 4

Константы и степени гидролиза

Тип гидролиза	Константа гидролиза K_Γ	Степень гидролиза h
Гидролиз по аниону (KCN)	$K_\Gamma = \frac{K_w}{K_d(\kappa - \text{мы})}$	$h = \sqrt{\frac{K_w}{K_d(\kappa - \text{мы}) \cdot C(\text{соли})}}$
Гидролиз по катиону (NH ₄ Cl)	$K_\Gamma = \frac{K_w}{K_d(\text{осн})}$	$h = \sqrt{\frac{K_w}{K_d(\text{осн}) \cdot C(\text{соли})}}$
Гидролиз по аниону и катиону (NH ₄ CN)	$K_\Gamma = \frac{K_w}{K_d(\kappa - \text{мы}) \cdot K_d(\text{осн})}$	$h = \sqrt{\frac{K_w}{K_d(\kappa - \text{мы}) \cdot K_d(\text{осн})}}$

В таблице 5 показаны примеры расчёта pH растворов гидролизующихся солей.

Таблица 5

Формулы расчёта pH растворов гидролизующихся солей

Тип гидролиза	Формула для расчёта
Гидролиз по аниону (KCN)	$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{p}K(\kappa - \text{мы}) + \frac{1}{2} \lg C(\text{соли})$
Гидролиз по катиону (NH ₄ Cl)	$\text{pH} = 7 - \frac{1}{2} \text{p}K(\text{осн}) - \frac{1}{2} \lg C(\text{соли})$
Гидролиз по катиону и аниону (NH ₄ CN)	$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{p}K(\kappa - \text{мы}) - \frac{1}{2} \text{p}K(\text{осн})$

Примеры расчета pH растворов гидролизующихся солей:

1. Рассчитать pH 0,1 М раствора цианида калия ($pK(\text{HCN}) = 9,21$):

$$pH = 7 + \frac{1}{2} \cdot 9,21 + \frac{1}{2} \lg 10^{-1} = 11,1$$

2. Рассчитать pH 0,01 М раствора хлорида аммония ($pK(\text{NH}_4\text{OH}) = 4,75$):

$$pH = 7 - \frac{1}{2} \cdot 4,75 - \frac{1}{2} \lg 10^{-2} = 5,6$$

3. Рассчитать pH раствора цианида аммония (любой концентрации):

$$pH = 7 + \frac{1}{2} \cdot 9,21 - \frac{1}{2} \cdot 4,75 = 9,2$$

Лабораторная работа №5

Гидролиз солей

Реактивы и принадлежности:

- ацетат натрия, 1н. р-р;
- карбонат калия, 1н. р-р;
- ортофосфат натрия, 1н. р-р;
- хлорид аммония, 1н. р-р;
- нитрат свинца (II), 1н. р-р;
- хлорид сурьмы (III), 1н. р-р;
- ацетат аммония, 1н. р-р;
- карбонат аммония, 1н. р-р;
- нитрат висмута (III), 1н. р-р;
- азотная кислота, 1н. р-р;
- сульфат алюминия, 1н. р-р;
- фенолфталеин, 0,1% спирт. р-р;
- ацетат натрия, кристаллич.;
- дистиллированная вода.
- универсальная индикаторная бумага;
- штатив с маленькими пробирками;
- спиртовка;
- держатель для пробирок.

Опыт 1. Определение характера гидролиза солей

С помощью универсального индикатора определите pH растворов солей, указанных в таблице. Результаты определений запишите в таблицу:

Формула соли	pH раствора	Характер среды
K_2CO_3		
Na_3PO_4		
NH_4Cl		
$Pb(NO_3)_2$		
$SbCl_3$		
CH_3COONH_4		
$(NH_4)_2CO_3$		

Задание: Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза данных солей. Объясните причину кислого или щелочного характера среды растворов этих солей.

Опыт 2. Влияние температуры на гидролиз солей

В пробирке с 1мл дистиллированной воды растворите 1 микрошпатель кристаллического ацетата натрия и добавьте 1-2 капли фенолфталеина. Нагрейте раствор, обратив внимание на изменение окраски индикатора.

Задание: Сделайте вывод о влиянии температуры на гидролиз солей.

Опыт 3. Влияние разбавления на гидролиз солей

Налейте в пробирку 3-5 капель раствора нитрата висмута (III) и по каплям добавляйте воду до образования белого осадка основной соли – нитрата дигидроксовисмута (III).

Задание: Сделайте вывод о влиянии разбавления на процесс гидролиза.

Опыт 4. Обратимость гидролиза

К раствору с осадком основной соли, полученной в предыдущем опыте, прилейте раствор азотной кислоты до растворения осадка. Добавьте воду. Что наблюдаете?

Задание: Напишите уравнение реакции взаимодействия нитрата дигидроксовисмута (III) с азотной кислотой.

Опыт 5. Необратимый (полный) гидролиз

К 3-4 каплям раствора сульфата алюминия прилейте 4-5 капель раствора карбоната калия. Наблюдайте выпадение белого осадка гидроксида алюминия и выделение пузырьков углекислого газа.

Задание: Напишите уравнение реакции взаимодействия раствора сульфата алюминия с раствором карбоната калия.

УПРАЖНЕНИЯ

1. Укажите, какие из приведенных солей гидролизуются:



Для данных солей составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза, укажите реакцию среды.

2. В каких случаях при гидролизе образуются кислые и основные соли? Приведите примеры каждого случая с написанием уравнений реакций гидролиза.

3. Какая из солей меди (II) подвергается необратимому гидролизу: хлорид, нитрат, ацетат, сульфит? Запишите уравнение данной реакции в молекулярной форме.

Глава 7. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

7.1. Степень окисления

Окислительно-восстановительные реакции – это реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов, входящих в состав молекул или ионов.

Химизм окислительно-восстановительных процессов сводится к передаче электронов от одного атома к другому при разрыве и образовании химических связей. Поэтому эквивалентом в окислительно-восстановительной реакции является условная или реальная частица, отдающая или принимающая один электрон.

Молярная масса эквивалента рассчитывается по формуле:

$$M_{\text{Э}} = M \cdot f_{\text{экв}} = \frac{M}{n_{\text{e}}},$$

где n_{e} – число электронов.

Степень окисления – условный заряд атома элемента в соединении, вычисленный из предположения, что все химические связи носят ионный характер.

При вычислении степеней окисления используют следующие правила:

1. В простых веществах степень окисления атома элемента равна нулю.

2. Постоянную степень окисления в соединениях проявляют следующие элементы:

а) **водород** (в соединениях с неметаллами) и **щелочные металлы** имеют степень окисления +1;

б) **металлы второй группы** периодической системы (кроме ртути) – степень окисления +2;

в) **бор, алюминий, скандий, иттрий, лантан** (и некоторые лантаноиды) – степень окисления +3;

г) **фтор** (во всех соединениях) и остальные галогены (в бескислородных соединениях) – степень окисления –1;

д) **кислород** (во всех соединениях, за исключением OF_2 и пероксосоединений) – степень окисления –2.

3. В сложных веществах большинство химических элементов могут иметь переменную степень окисления.

4. Сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы равна нулю. Вычислим степень окисления азота в молекуле азотной кислоты:

$$\begin{array}{c} +1 \times -2 \\ \text{HNO}_3 \\ 1+x+(-2) \cdot 3=0 \\ x=+5 \end{array}$$

5. Сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав многоатомного или комплексного иона равна заряду этого иона. Вычислим степень окисления хрома в дихромат-анионе:

$$\begin{array}{c} 2x \quad -2 \\ \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \\ 2x+(-2) \cdot 7=-2 \\ x=+6 \end{array}$$

Для большинства элементов А-подгрупп высшая степень окисления (С.О._{max}) равна номеру группы, а низшая (С.О._{min}) – равна разности С.О._{max} – 8.

Набор возможных степеней окисления для элементов главных подгрупп приведены в таблице 6:

Таблица 6

Возможные степени окисления элементов главных подгрупп

Группа	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Степени окисления	0, +1	0, +2	0, +1, +3	-4, 0, +2, +4	-3, 0, +3, +5	-2, 0, +2, +4, +6	-1, 0, +1, +3, +5, +7

7.2. Теория окислительно-восстановительных реакций

1. Окисление – процесс отдачи электронов. Степень окисления при этом возрастает. Вещества, отдающие электроны, называются **восстановителями**.

2. Восстановление – процесс присоединения электронов. Степень окисления при этом уменьшается. Вещества, принимающие электроны, называются **окислителями**.

3. Процессы окисления и восстановления протекают параллельно друг другу, т.е. являются сопряженными.

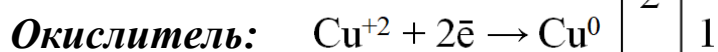
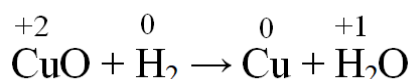
К **важнейшим восстановителям** (донорам электронов) относят:

- 1) металлы;
- 2) бескислородные кислоты и их соли;
- 3) водород и углерод.

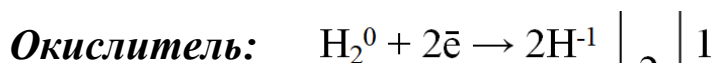
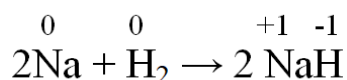
К **важнейшим окислителям** (акцепторам электронов) относят:

- 1) неметаллы (O_2 , S, Cl_2);
- 2) кислородсодержащие кислоты и их соли (K_2CrO_4 , $K_2Cr_2O_7$, $KMnO_4$);
- 3) ионы переходных металлов;
- 4) озон O_3 ;
- 5) оксиды металлов (MnO_2 , CuO и др.).

Резкой границы между восстановителями и окислителями не существует, например, водород в реакции с оксидом меди (II) является восстановителем:



а в реакции с щелочными и щелочноземельными металлами – окислителем:



Сила окислителя или восстановителя – величина относительная, она зависит от природы реагирующих веществ. Кроме

того, окислительно-восстановительные реакции в действительности являются обратимыми. Поэтому на смещение равновесия влияют температура и концентрация участников процесса (в том числе рН среды).

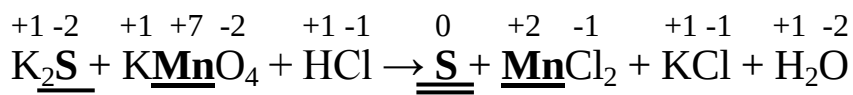
В основе составления уравнений окислительно-восстановительных реакций лежит правило:

Число отданных восстановителем и принятых окислителем электронов должно совпадать, так как в целом химическая система – электронейтральна.

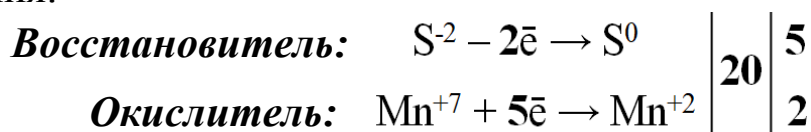
Для нахождения стехиометрических коэффициентов окислительно-восстановительной реакции существует два основных метода – это метод электронного баланса и метод электронно-ионного баланса (полуреакций).

Рассмотрим **метод электронного баланса**, который заключается в нахождении баланса отданных и принятых электронов, с учетом изменения степеней окисления участников реакции:

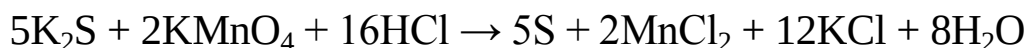
1. Вычисляем и расставляем степени окисления атомов в молекулах исходных веществ и продуктов реакции. Находим атомы, меняющие степени окисления:



2. Для каждого такого атома составляем полуреакции восстановления и окисления, определяем число отданных и принятых электронов, а также добавочные множители для уравнивания:



3. Расставляем полученные коэффициенты-множители в уравнении реакции с учетом индексов в молекулах веществ. Уравниваем количество атомов, не принимающих участие в процессах окисления и восстановления:



4. Проверяем правильность расстановки коэффициентов по числу атомов кислорода в левой и правой части уравнения:

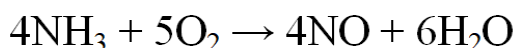
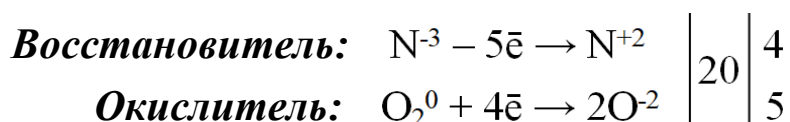
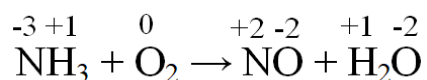
$$8 = 8$$

Коэффициенты найдены и расставлены правильно.

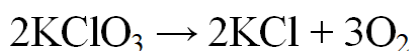
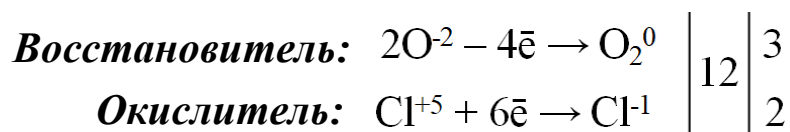
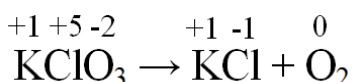
7.3. Классификация окислительно-восстановительных реакций

(Метод электронного баланса)

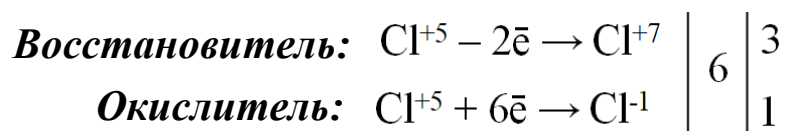
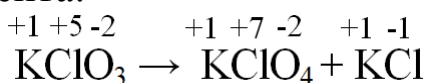
1. **Межмолекулярные** реакции протекают между разными веществами в состав которых входят атомы окислителя и восстановителя:



2. **Внутримолекулярные** реакции происходят с изменением степени окисления атомов разных элементов, входящих в состав в одного и того же соединения:



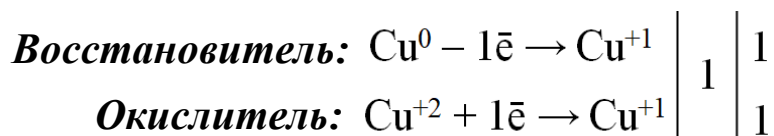
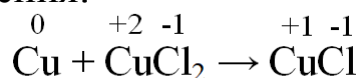
3. **Реакции диспропорционирования** протекают с одновременным уменьшением и увеличением степени окисления атомов одного и то же элемента:



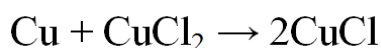
Так как Cl^{+5} одновременно является окислителем и восстановителем являются добавочные множители складываются: $3 + 1 = 4$. В уравнении реакции перед формулой реагента должен стоять коэффициент 4:



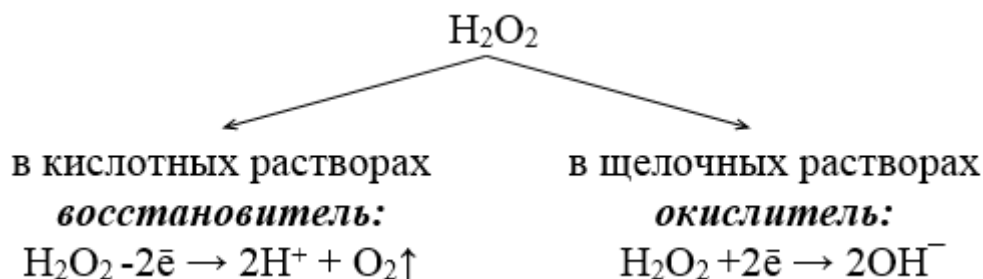
Реакции компрпорционирования осуществляются при участии веществ, содержащих атомы одного и того же элемента в разных степенях окисления:



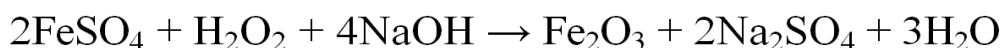
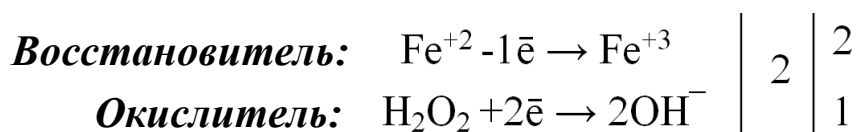
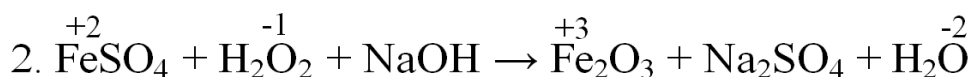
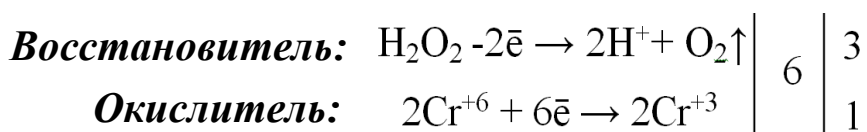
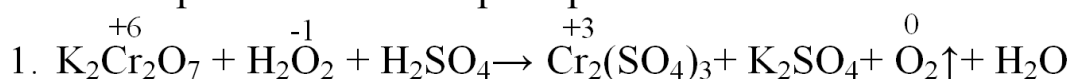
Так как атомы реагентов Cu^0 и Cu^{2+} после протекания реакции оказываются в составе одного продукта, то добавочные множители складываются: $1 + 1 = 2$. В уравнении перед формулой продукта реакции должен стоять коэффициент 2:



Для окислительно-восстановительных реакций с участием **пероксида водорода** при составлении схем электронного баланса удобно пользоваться следующими полуреакциями:



Рассмотрим несколько примеров:



Лабораторная работа №6

Окислительно-восстановительные реакции

Реактивы и принадлежности:

- железный стержень;
- сульфат меди, 1н. р-р;
- иодид калия, 1н. р-р;
- бромная вода;
- крахмал, 5% водн. р-р;
- перманганат калия, 1н. р-р;
- серная кислота, разб. р-р (1:4);
- сульфит натрия, 1н. р-р;
- гидроксид калия, 1н. р-р;
- дихромат калия, 1н. р-р;
- нитрит натрия, 1н. р-р;
- хлорид хрома (III), 1н. р-р;
- гидроксид натрия, 1н. р-р;
- пероксид водорода, 1н. р-р;
- штатив с маленькими пробирками;
- спиртовка;
- держатель для пробирок.

Опыт 1. Восстановление ионов Cu^{2+} металлическим железом

В пробирку с 10-15 каплями раствора сульфата меди (II) поместите железный стержень. Через 5-10 минут опишите наблюдаемые изменения поверхности стержня и цвета раствора.

Задание: Напишите уравнение протекающей реакции. Составьте схему электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 2. Окисление иодид-ионов бромом

К 5-6 каплям раствора иодида калия добавьте 1 каплю свежеприготовленного раствора крахмала и 1 каплю бромной воды (раствор Br_2 в воде). О чем свидетельствует изменение окраски раствора?

Задание: Напишите уравнение реакции взаимодействия иодида калия с бромом. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

Опыт 3. Окислительные свойства перманганат-ионов

а) окисление нитрит-ионов перманганат-ионами в кислой среде

К 3-4 каплям раствора перманганата калия добавьте 3-4 капли разбавленного раствора серной кислоты и несколько капель раствора нитрита натрия до исчезновения окраски перманганата.

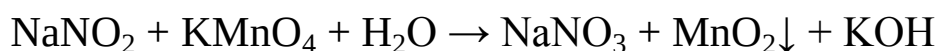
Реакция протекает по схеме:



Задание: К данной схеме реакции подберите коэффициенты методом электронного баланса.

*б) окисление нитрит-ионов перманганат-ионами
в нейтральной среде*

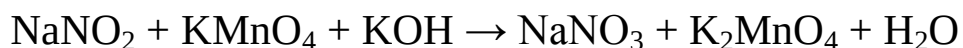
К 3-4 каплям раствора перманганата калия добавьте несколько капель раствора нитрита натрия до образования осадка оксида марганца (IV):



Задание: Подберите коэффициенты к данной схеме реакции методом электронного баланса.

*в) окисление нитрит-ионов перманганат-ионами
в щелочной среде*

К 3-4 каплям раствора перманганата калия добавьте 6-8 капель раствора гидроксида калия и несколько капель раствора нитрита натрия до перехода фиолетовой окраски перманганат-ионов в зеленую окраску манганат-ионов:



Манганат-ионы в водном растворе неустойчивы и спустя некоторое время зеленый раствор манганата калия буреет. Протекает реакция диспропорционирования:

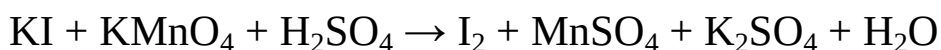


Задание: К данным схемам реакций подберите коэффициенты методом электронного баланса.

Опыт 4. Окисление иодид-ионов перманганат-ионами в кислой среде

К 5-6 каплям раствора иодида калия добавьте 5-6 капель разбавленного раствора серной кислоты и 2-3 капли раствора перманганата калия до исчезновения фиолетовой окраски перманганата и появления желтой окраски иода.

Реакция протекает по схеме:



Задание: К данной схеме реакции подберите коэффициенты методом электронного баланса.

Опыт 5. Окислительные свойства дихромат-ионов

а) окисление нитрит-ионов дихромат-ионами в кислой среде

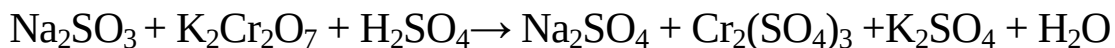
К 2-3 каплям раствора дихромата калия добавьте 3-4 капли разбавленного раствора серной кислоты и 4-5 капель раствора нитрита натрия. Смесь осторожно нагрейте до перехода оранжевой окраски дихромат-ионов в изумрудно-зеленую окраску ионов Cr^{3+} :



Задание: Подберите коэффициенты к данной схеме реакции методом электронного баланса.

б) окисление сульфит-ионов дихромат-ионами в кислой среде

К 2-3 каплям раствора дихромата калия добавьте 3-4 капли разбавленного раствора серной кислоты и несколько капель раствора сульфита натрия до перехода оранжевой окраски дихромат-ионов в изумрудно-зеленую окраску ионов Cr^{3+} :

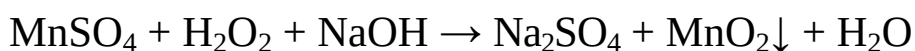


Задание: Подберите коэффициенты к данной схеме реакции методом электронного баланса.

Опыт 6. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода

а) окисление ионов Mn^{2+} пероксидом водорода

К 3-4 каплям раствора сульфата марганца (II) добавьте 3-4 капли раствора гидроксида натрия и 3-4 капли раствора пероксида водорода. В результате взаимодействия выделяется осадок оксида марганца (IV):



Задание: Подберите коэффициенты к данной схеме реакции методом электронного баланса.

б) восстановление перманганат-ионов пероксидом водорода

К 3-4 каплям раствора перманганата калия добавьте 3-4 капли разбавленного раствора серной кислоты и несколько капель раствора пероксида водорода до исчезновения окраски перманганата. Реакция протекает по схеме:



Задание: К данной схеме реакции подберите коэффициенты методом электронного баланса.

УПРАЖНЕНИЯ

Подберите коэффициенты *методом полуреакций*, добавляя, где необходимо, воду в правую или левую часть уравнения.

Вычислите молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя:

1. $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$
2. $\text{Al} + \text{NaNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + \text{NH}_3$
3. $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3$
4. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4$
5. $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{PbSO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
6. $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3$
7. $\text{ZnS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
8. $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
9. $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$
10. $\text{SnCl}_2 + \text{H}[\text{AuCl}_4] \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{Au} + \text{HCl}$

Глава 8. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

8.1. Строение комплексных соединений

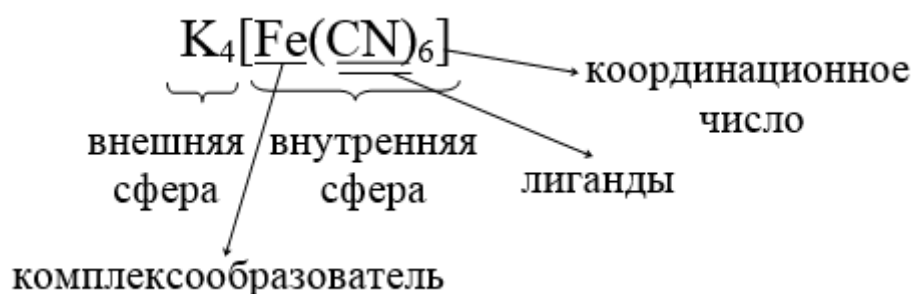
Комплексными называют соединения, в которых присутствует хотя бы одна связь, образованная по донорно-акцепторному механизму.

Строение комплексных соединений объясняет **координационная теория строения**:

1. Большинство элементов проявляет два типа валентности – главную и побочную. Главные валентности (химические связи) атом формирует за счет обменного, а побочные – донорно-акцепторного механизма образования химической связи.

2. Побочные валентности строго фиксированы в пространстве и определяют геометрию комплекса и его свойства. Комплексные соединения характеризуются строго определенной геометрической формой.

3. В строении комплексных соединений выделяют внутреннюю и внешнюю сферы. Внутреннюю сферу комплекса образуют **комплексообразователь** и **лиганды**. Число связей комплексообразователя с лигандами называют его **координационным числом (к.ч.)**. Число связей, образуемых данным лигандом с центральным атомом, называется **дентатностью** (по данному признаку различают монодентатные, бидентатные и т.д. лиганды).



4. Заряд внешней сферы совпадает с зарядом внутренней сферы, равным сумме зарядов комплексообразователя и лигандов.

5. Если заряд внутренней сферы равен нулю, то внешняя сфера отсутствует, например: $[PtCl_4]$.

8.2. Номенклатура комплексных соединений

Название комплексного соединения состоит из двух слов, обозначающих название аниона и название катиона. Сначала называют анион, затем катион.

В названии внутренней сферы перечисляют все ее составные части справа налево: координационное число, лиганды, комплексообразователь с указанием в скобках римскими цифрами его степени окисления. Для обозначения координационного числа используют греческие приставки: 1 – моно; 2 – ди; 3 – три; 4 – тетра; 5 – пента; 6 – гекса. В таблице 7 приведены названия наиболее распространенных лигандов:

Таблица 7

Названия лигандов

Монодентатные:	Полидентатные:
Отрицательные: F^- – фторо; Cl^- – хлоро; Br^- – бромов; I^- – иодо; OH^- – гидроксо; CN^- – циано; SCN^- – тиоцианато; NO_2^- – нитро;	$C_2O_4^{2-}$ – оксалато; $H_2N-CH_2-CH_2-NH_2$ – этилендиамин; $\begin{array}{c} ^-OOC-CH_2 \\ ^-OOC-CH_2 \end{array} \begin{array}{c} \diagup \\ \diagdown \end{array} \ddot{N}-CH_2-CH_2-\ddot{N} \begin{array}{c} \diagdown \\ \diagup \end{array} \begin{array}{c} CH_2-COO^- \\ CH_2-COO^- \end{array}$ этилендиаминтетраацетато
Нейтральные: H_2O – аква; NH_3 – аммин; CO – карбонил;	

Названия наиболее распространенных комплексообразователей (табл. 8) произносят, называя элемент по-латыни с добавлением суффикса *-ат*.

Таблица 8

Названия комплексообразователей

Al	алюминат	Bi	висмутат	Fe	феррат	Pb	плюмбат
As	арсенат	Co	кобальтат	Hg	<i>меркурат</i>	Pt	платинат
Ag	аргентат	Cr	хромат	Mo	молибдат	Sb	<i>антимонат</i>
Au	аурат	Cu	купрат	Ni	никелат	Zn	цинкат

Примеры названий комплексных соединений:

1) **Соединения с незаряженной комплексной сферой:**

Сначала называют координационное число, затем лиганды, далее комплексообразователь по-русски в именительном падеже:

$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ – пентакарбонилжелезо;

$[\text{PtCl}_4]$ – тетрахлороплатина.

2) **Соединения с комплексным катионом:**

Сначала называют кислотный остаток, затем координационное число, лиганды, комплексообразователь по-русски в родительном падеже с указанием степени окисления:

$[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$ – сульфат тетрааквацинк(II);

$[\text{Al}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ – хлорид гексаамминалюминия(III).

3) **Соединения с комплексным анионом:**

Сначала называют координационное число, лиганды, комплексообразователь по-латыни: окончание «ум» заменяют на «ат» с указанием степени окисления, затем ионы внешней сферы по-русски в родительном падеже:

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{SCN})_6]$ – гексатиоцианатоферрат(II) калия;

$\text{H}_2[\text{CuCl}_4]$ – тетрахлорокупрат(II) водорода;

8.3. Классификация комплексных соединений

1. По знаку заряда комплексного иона:

а) **нейтральные:**

$\text{Ni} + 4\text{CO} \rightarrow [\text{Ni}(\text{CO})_4]$ тетракарбонилникель;

б) **катионные:**

$\text{CuCl}_2 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}_2$ хлорид тетрааквамеди(II);

в) **анионные:**

$\text{Fe}(\text{CN})_3 + 3\text{KCN} \rightarrow \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ гексацианоферрат(III) калия;

2. По принадлежности к классу соединений:

а) **кислоты:**

$\text{CoCl}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2[\text{CoCl}_4]$ тетрахлорокобальтат(II) водорода;

б) **основания:**

$\text{AgOH} + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} + 2\text{H}_2\text{O}$

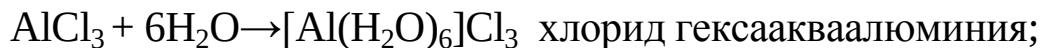
гидроксид диамминсеребра(I)

В) соли:

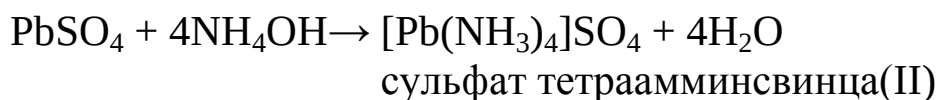


3. По типу лигандов:

а) аквакомплексы:



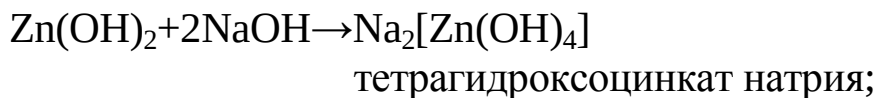
б) аммиакаты:



В) *ацидокомплексы:*



Г) *гидроксокомплексы:*



4. По пространственному строению:

а) *простые*: все перечисленные выше;

б) **циклические (хелаты)** от лат. *chela* - клешня):

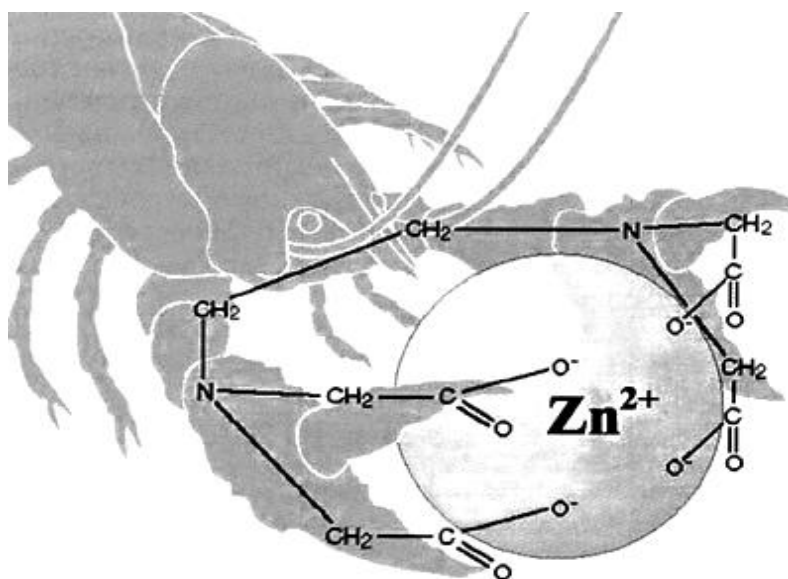
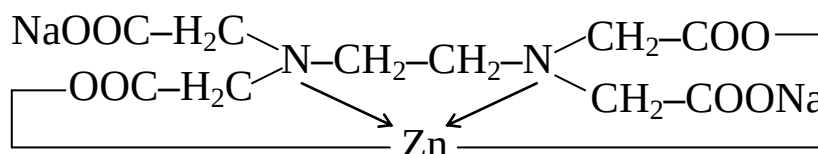


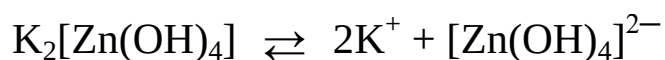
Рис. 6. Хелат катиона цинка и этилендиаминтетрауксусной кислоты

8.4. Диссоциация комплексных соединений

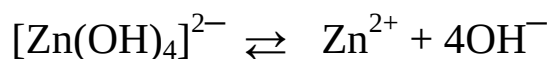
Устойчивость комплексных соединений зависит от ионного и молекулярного состава раствора, в том числе и pH, а также температуры. При обычных условиях большинство комплексных соединений существуют в твердом (кристаллическом) состоянии.

Нейтральные молекулярные комплексы к диссоциации неспособны. Большинство из них вообще нерастворимы в воде, но могут растворяться в неполярных растворителях, например, бензоле.

В водных растворах комплексные соединения диссоциируют с отщеплением ионов внешней сферы:



Образующийся комплексный ион $[Zn(OH)_4]^{2-}$ не обладает абсолютной устойчивостью и способен к дальнейшей диссоциации:



Диссоциация внутренней сферы фактически представляет собой распад комплексного иона. Лиганды координационной сферы последовательно диссоциируют, замещаясь на молекулы воды.

Данный равновесный процесс характеризуется **константой нестойкости** и **константой устойчивости**. Это взаимнообратные величины:

$$K_{уст} = \frac{1}{K_{нест}} = \frac{[Zn(OH)_4]^{2-}}{[Zn^{2+}] \cdot [OH^-]^4}$$

8.5. Комплексы с макроциклическими соединениями

Наиболее распространены в живой природе тетрадентатные макроциклы – порфирины. К ним относятся макроциклические лиганды, образующие гемоглобин и хлорофилл, которые являются природными красящими веществами.

В основе данных макроциклов лежит ядро порфина, состоящее из четырех пирольных колец, соединенных метиновыми группами.

Гемоглобин – сложное белковое вещество группы хромопротеидов, состоящее из растворимого в воде простого белка глобина и красящего вещества – гема.

Гем крови содержит ион железа (Fe^{2+}), связанный с порфином в виде комплекса (рис. 7).

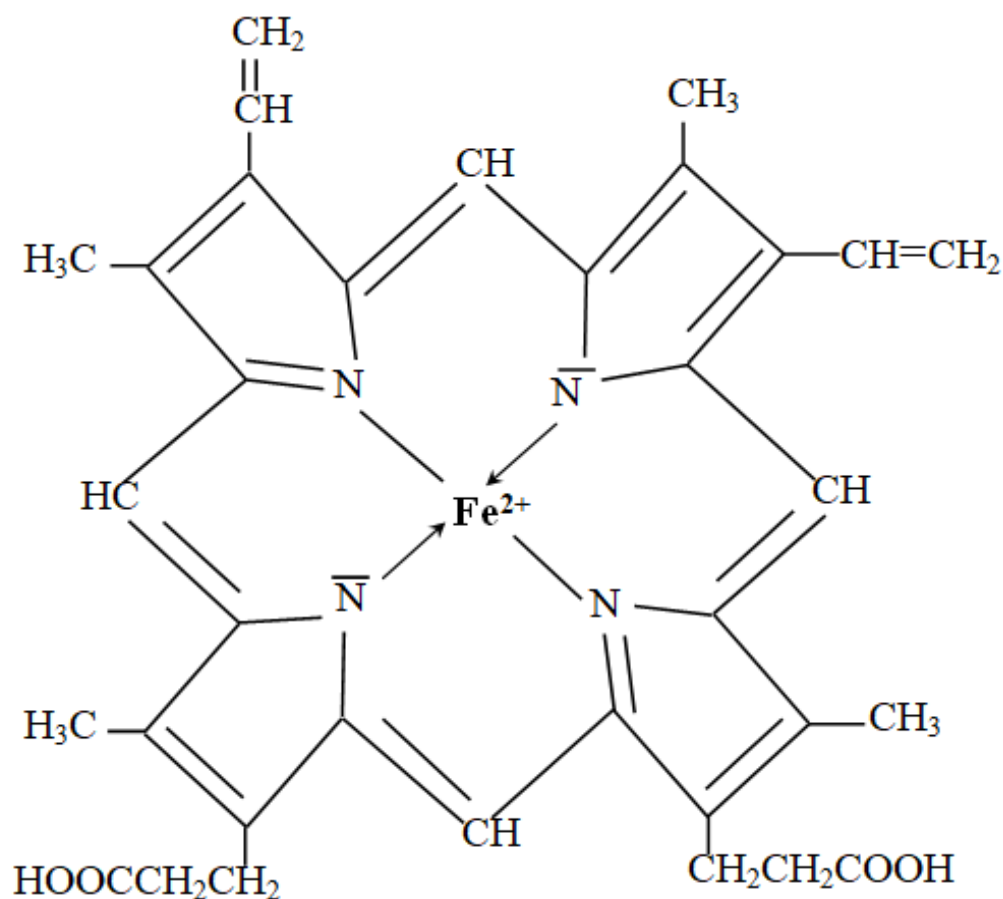


Рис. 7. Строение гема крови

В *хлорофилле* порфин связан с магнием и содержит сложную спиртовую группировку фитола и метанола (рис. 8).

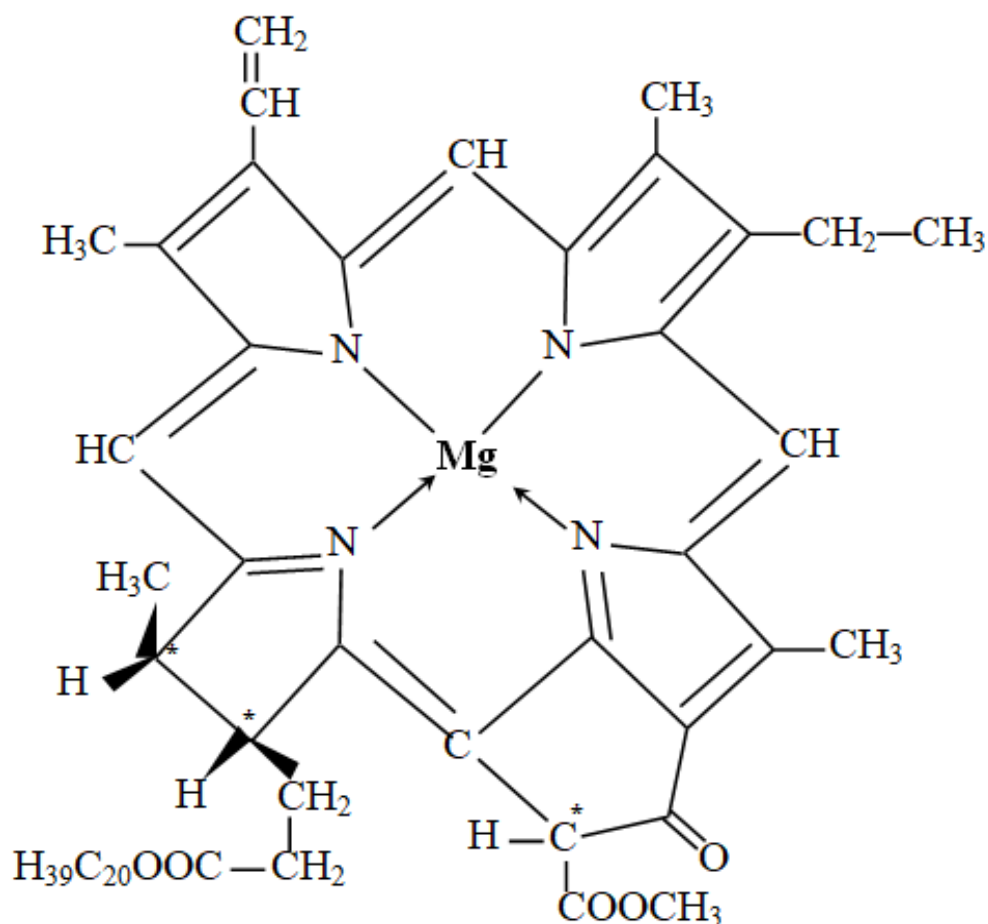


Рис. 8. Структура хлорофилла

В геме крови ион Fe^{2+} и в хлорофилле ион Mg^{2+} координационно ненасыщены, так как образуют 4 связи, тогда как могут образовать 6. В живых организмах за счет образования еще 2 связей молекулы гема и хлорофилла прикрепляются к молекулам белка.

Лабораторная работа №7

Комплексные соединения

Реактивы и принадлежности:

- соляная кислота, 1н. р-р;
 - нитрат серебра (I), 1н. р-р;
 - сульфат меди (II), 1н. р-р;
 - хлорид железа (III), 1н. р-р;
 - тиоцианат калия, 1н. р-р;
 - нитрат висмута (III), 1н. р-р;
 - иодид калия, 1н. р-р;
 - хлорид кобальта (II), 1н. р-р;
 - хлорид меди (II), 1н. р-р;
 - сульфат никеля (II), 1н. р-р;
 - гексацианоферрат (II) калия, 1н. р-р;
 - соляная кислота, конц. р-р;
 - гидроксид аммония, конц. р-р;
 - тиоцианат калия, кристаллич;
 - дистиллированная вода.
- штатив с маленькими пробирками.

Опыт 1. Соединения с комплексным катионом

а) образование комплексного катиона серебра (I)

В пробирку поместите 3-4 капли раствора нитрата серебра (I) AgNO_3 и 3-4 капли раствора соляной кислоты. К выпавшему белому осадку хлорида серебра (I) по каплям добавьте концентрированный раствор гидроксида аммония NH_4OH , содержимое пробирки перемешайте. Образуется растворимая комплексная соль – хлорид диамминсеребра (I).

Задание: Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций образования:

- 1) хлорида серебра (I);
- 2) комплексной соли серебра (I).

б) образование комплексного катиона меди (II)

В пробирку поместите 3-4 капли раствора сульфата меди (II) CuSO_4 и по каплям добавьте концентрированный раствор гидроксида аммония. Ярко-синий цвет полученного раствора указывает на образования комплексного катиона меди (II) – $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

Задание: Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакции образования сульфата тетраамминмеди (II).

Опыт 2. Соединения с комплексным анионом

а) образование комплексного аниона железа (III)

К 2-3 каплям раствора хлорида железа (III) FeCl_3 добавьте 2-3 капли раствора тиоцианата калия KSCN . Интенсивное кроваво-красное окрашивание принадлежит тиоцианатным комплексам железа (III) – $[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$.

Задание: Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакции образования гексатиоцианатоферрата (III) калия.

б) образование комплексного аниона висмута (III)

К 3-4 каплям раствора нитрата висмута (III) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ добавьте 2-3 капли раствора иодида калия KI до выпадения черного осадка иодида висмута (III). Затем в эту пробирку добавьте избыток раствора иодида калия до полного растворения осадка. Обратите внимание на цвет полученного комплексного аниона висмута (III) – $[\text{BiI}_4]^-$.

Задание: Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций:

- 1) образования иодида висмута (III).
- 2) образования тетраиодовисмутата (III) калия

в) образование комплексных анионов кобальта (II) и меди (II)

В одну пробирку поместите 3-4 капли раствора хлорида кобальта (II), а в другую – 3-4 капли раствора хлорида меди (II). В каждую пробирку прилейте по каплям концентрированную соляную кислоту до изменения окраски. В первой пробирке наблюдается сине-фиолетовое окрашивание комплексного аниона кобальта (II) – $[\text{CoCl}_4]^{2-}$, во второй пробирке – зеленое окрашивание комплексного аниона меди (II) – $[\text{CuCl}_4]^{2-}$.

Задание: Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций:

- 1) образования тетрахлорокобальтата (II) водорода;
- 2) образования тетрахлорокупрата (II) водорода.

Опыт 3. Соединение с комплексными катионом и анионом

В пробирку с 2 каплями раствора сульфата никеля (II) NiSO_4 добавьте 8 капель концентрированного раствора гидроксида аммония. Образуется комплексный катион никеля (II) – $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$.

Разбавьте полученный раствор равным объемом дистиллированной воды и добавьте 2 капли раствора гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$. Содержимое пробирки перемешайте. Из раствора постепенно выделяются бледно-лиловые игольчатые кристаллы гексацианоферрата (II) гексаамминникеля (II).

Задание: Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций:

3) образования сульфата гексаамминникеля (II).

4) взаимодействия раствора сульфата гексаамминникеля (II) с раствором гексацианоферрата (II) калия.

Опыт 4. Устойчивость комплексных ионов

а) константа устойчивости комплексных ионов

В пробирку поместите 3-4 капли раствора хлорида кобальта (II) и добавьте немного кристаллического тиоцианата калия до образования, окрашенного в синий цвет комплексного аниона кобальта (II) – $[Co(SCN)_4]^{2-}$.

К полученному раствору по каплям прилейте концентрированный раствор гидроксида аммония до появления грязно-желтой окраски комплексного катиона кобальта (II) – $[Co(NH_3)_6]^{2+}$.

Задание:

1. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций образования и разрушения тетратиоцианатокобальтата (II) калия;

2. Объясните результат опыта, сравнив значения констант устойчивости:

$$K_{уст}([Co(SCN)_4]^{2-}) = 1,0 \cdot 10^3; K_{уст}([Co(NH_3)_6]^{2+}) = 7,7 \cdot 10^4.$$

б) влияние концентрации на комплексообразование

К 3-4 каплям раствора хлорида кобальта (II) добавьте немного кристаллического тиоцианата калия до образования, окрашенного в синий цвет комплексного аниона кобальта (II) – $[Co(SCN)_4]^{2-}$. Полученный раствор разбавьте водой до появления розовой окраски, характерной для аквакомплекса кобальта (II) – $[Co(H_2O)_6]^{2+}$.

Задание: Напишите в молекулярном и ионном виде уравнение реакции образования аквакомплекса тиоцианата гексааквакобальтата (II).

УПРАЖНЕНИЯ

1. Укажите комплексообразователь и его степень окисления, лиганды, координационное число, внутреннюю и внешнюю сферы комплекса, напишите схему диссоциации следующих комплексных солей:

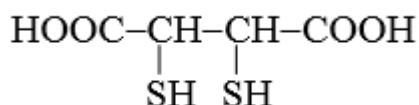
- а) гексахлороплатинат(IV) калия; в) хлорид тетраамминцинка;
б) тетраиодомеркурат(II) кальция; г) сульфат тетрааквамеди(II).

2. Дайте название комплексному соединению и составьте выражения для констант устойчивости:

- а) $K_4[Fe(CN)_6]$; в) $K[AuCl_4]$;
б) $[Fe(H_2O)_6]SO_4$; г) $[Ni(NH_3)_6](NO_3)_2$.

3. Координационное число Pt^{4+} равно 6. Напишите формулы возможных комплексов, образованных этим ионом в качестве комплексообразователя, с молекулами NH_3 и ионами Cl^- в качестве лигандов. Назовите эти соединения.

4. Для удаления токсичных элементов из организма человека используют препарат *сукцимер*:



Определите число донорных атомов в молекуле этого вещества.

5. Укажите тип гибридизации орбиталей комплексообразователя и геометрическую конфигурацию внутренней координационной сферы:

- а) дицианоаргентата(I) калия;
б) тетрабромоплюмбата(II) натрия;
в) гексабромовисмутата(III) цезия;
г) фторид диамминмеди(I);
д) сульфата тетрааквацинка.

6. К 200 мл 1М раствора иодида калия прибавили 200 мл 0,01М раствора иодида кадмия. Вычислите концентрацию комплексного аниона $[CdI_4]^{2-}$ в полученном растворе.

Часть 2. АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Глава 9. ОСНОВЫ АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ

9.1. Классификация методов анализа

Аналитическая химия – это наука о принципах и методах определения химического состава веществ. Основная задача аналитической химии – определить какие компоненты содержит исследуемый образец и каком количественном соотношении.

Анализ - процедура получения опытным путем данных о химическом составе вещества.

Различают следующие виды анализа:

1. **Качественный анализ** заключается в обнаружении и идентификации компонентов анализируемого образца.

2. **Количественный анализ** – определение количественного содержания компонентов в образце.

3. **Структурный анализ** – установление порядка расположения атомов в молекуле вещества.

4. **Системный анализ** – определение характера взаимосвязи между молекулами или ионами.

Методы анализа подразделяют на три группы:

- **физические** основаны на измерении физических характеристик с помощью специальных приборов;

- **физико-химические** основаны на изменении физических свойств при протекании определённых химических реакций;

- **химические методы** основаны на химических превращениях исследуемого вещества с видимым внешним эффектом.

Аналитический сигнал - свойство анализируемого объекта, за изменением которого можно наблюдать визуально или с помощью приборов. Наличие аналитического сигнала дает качественную оценку, а измерение интенсивности сигнала - количественную.

Анализ включает в себя следующие стадии:

1. Отбор пробы для анализа.
2. Подготовка пробы к анализу.
3. Измерение интенсивности аналитического сигнала.
4. Обработка результатов.

В таблице 9 представлены виды методов анализа по количеству анализируемой пробы.

Таблица 9

Классификация методов анализа по количеству анализируемой пробы

<i>Масса пробы, г</i>	<i>Объем пробы, мл</i>	<i>Метод</i>
>1	>10	Макроанализ (грамм-метод)
0,01....1	0,1....10	Полумикроанализ (сантиграмм-метод)
10^{-6}0,01	10^{-4}0,1	Микроанализ (миллиграмм-метод)
10^{-9} 10^{-6}	10^{-6} 10^{-4}	Ультрамикроанализ (микрограмм-метод)
10^{-12} 10^{-9}	10^{-10} 10^{-6}	Субмикроанализ (наннограмм-метод)

9.2. Качественный анализ

Качественный анализ заключается в установлении определяемого компонента в исследуемом образце по аналитическому сигналу.

Задачи качественного анализа:

1. Обнаружение всех химических элементов, входящих в состав вещества (элементный анализ).
2. Идентификация молекул в образце (молекулярный анализ).
3. Определение простых и сложных веществ в составе смеси (вещественный анализ).

Аналитические реакции - это химические процессы, используемые в целях анализа.

Вещества, которые вызывают химические превращения анализируемого вещества, называются **реагентами (реактивами)**. Основным требованием к реагентам является их чистота. По степени чистоты химические реагенты делят:

1. «**Технический**» (тех.) более 2% примесей (коричневая полоса).

2. «**Чистый**» (ч.) до 2% примесей (зеленая полоса).
3. «**Чистый для анализа**» (ч.д.а) 1% примесей (синяя полоса).
4. «**Химически чистый**» (х.ч.) 0,1% примесей (красная полоса).
5. «**Особо чистый**» (ос.ч.) 0,00001% примесей (желтая полоса).

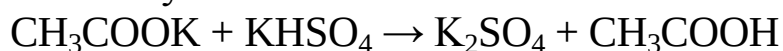
Аналитические реакции выполняют двумя способами:

1. **Сухим способом**, который заключается во взаимодействии сухих реактивов с образцом без добавления воды. К данному способу относят:

а) *пробы на окрашивание пламени*: катионы K^+ окрашивают пламя в фиолетовый цвет, Na^+ – в желтый, Ba^{2+} – в желто-зеленый, Ca^{2+} – в коричнево-красный;

б) *получение цветных стекол* при нагревании вещества с тетраборатом натрия ($Na_2B_4O_7$): присутствие катионов Cu^{2+} способствует появлению зеленого цвета, Cr^{3+} – желто-зеленого, Mn^{2+} – фиолетового, Co^{2+} – синего;

в) *растирание с сухим реактивом*, например, ацетат-анион обнаруживается по запаху:



Реакции сухим способом проводят в полевых условиях для исследования минералов.

2. **Мокрым способом** – аналитическая реакция проводится в растворе. Различают следующие виды аналитических реакций в растворе:

а) *пробирочный*: в пробирку вносят несколько капель анализируемого раствора, создают необходимые условия (температура, pH) добавляют несколько капель реагента и наблюдают за внешним эффектом;

б) *капельный*: реакции проводят на стеклянных, фарфоровых пластинках, часовом стекле, используя для реакций 1–2 капли реагентов.

в) *микрокристаллический*: реакция проводится на предметном стекле, продуктами реакции являются кристаллы, обладающие характерной формой, цветом и размерами. Для рассматривания кристаллов используется микроскоп.

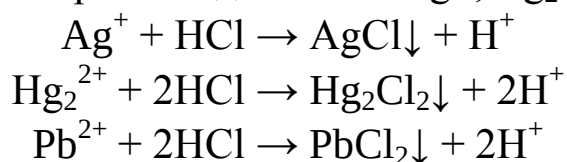
Таким образом, при исследовании «мокрым способом» образец сначала растворяют. В этом случае качественный анализ неорганических объектов сводится к обнаружению катионов и анионов, присутствующих в данном растворе.

Аналитические реакции в качественном анализе должны:

1. Сопровождаться заметным внешним эффектом (растворением или выпадением осадка, выделением газа, изменением цвета и т.д.).
2. Протекать быстро и полно.
3. Быть устойчивыми к внешнему воздействию (температура, pH).
4. Быть высокоселективными.

Селективной называют такую аналитическую реакцию, которая в условиях опыта позволяет обнаружить данное вещество (данный ион) в присутствии других компонентов раствора, не мешающих проведению этой реакции.

Селективность аналитической реакции – это число различных компонентов, дающих схожий результат. Например: 2М раствор HCl – групповой реагент для ионов Ag^+ , Hg_2^{2+} и Pb^{2+} :



Во всех реакциях образуются белые творожистые осадки.

5. Быть чувствительными.

Чувствительность аналитической реакции (обнаруживаемый минимум) – это возможность получения достоверного аналитического сигнала при низком содержании анализируемого компонента. Для аналитических реакций обнаруживаемый минимум должен быть менее 50 мкг, а минимальная концентрация ниже, чем 1:1000.

Специфическая реакция – это высокоселективная реакция, позволяющая определить конкретный компонент в присутствии многих других.

Например, ионы аммония можно обнаружить в смеси ионов, действуя на анализируемые образцы избытком раствора щелочи:



Выделяющийся аммиак легко обнаружить по изменению цвета индикаторной бумаги или органолептически.

Качественный анализ проводят двумя методами:

1. **Дробным**: при помощи специфических реакций определяют соответствующие ионы непосредственно в отдельных пор-

циях исследуемого раствора, при этом последовательность обнаружения не имеет значения.

2. **Систематическим:** аналитические реакции выполняются в определенной последовательности, причем каждый ион обнаруживают после того, как будут обнаружены и удалены мешающие ионы (табл. 10).

Таблица 10

Аналитические группы катионов

1. Растворимая K^+, Na^+, NH_4^+, Li^+ Хлориды, сульфаты, гидроксиды растворимы. <i>Группового реагента нет;</i>	2. Хлоридная Ag^+, Pb^{2+}, Hg_2^{2+} Хлориды нерастворимы. <i>Групповой реагент – 2М раствор HCl;</i>
3. Сульфатная $Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}$ Сульфаты не растворимы. <i>Групповой реагент – 2М H₂SO₄;</i>	4. Амфолитная $Zn^{2+}, Al^{3+}, Sn^{2+}, Cr^{2+}, Sn^{4+}$ Гидроксиды не растворимые в воде, растворяются в избытке щелочи. <i>Групповой реагент – изб. 2М NaOH;</i>
5. Гидроксидная $Mg^{2+}, Mn^{2+}, Fe^{2+}, Sb^{3+}, Bi^{3+}$ Их гидроксиды, не растворимы в воде и в избытке щелочи. <i>Групповой реагент – изб. 2М NaOH;</i>	6. Аммиакатная $Cu^{2+}, Cd^{2+}, Ni^{2+}, Co^{2+}, Hg^{2+}$ Гидроксиды, не растворимые в воде и щелочах, хорошо растворимы в изб. конц. NH₄OH. <i>Групповой реагент – NH₄OH(конц).</i>

Глава 10. КОЛИЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ

10.1. Классификация методов количественного анализа

Количественный анализ заключается в установлении численного значения содержания анализируемого вещества (аналита) в исследуемом образце по аналитическому сигналу.

К химическим методам количественного анализа относят:

1. **Гравиметрический** (весовой) анализ. Это самый старый и наиболее точный классический метод. Выполняется в следующей последовательности:

- точное взвешивание анализируемой пробы (навески);
- растворение навески;
- количественное выделение аналита в виде малорастворимого соединения;
- очистка осадка от примесей (фильтрование, промывание, высушивание, прокаливание);
- точное взвешивание конечного продукта;
- вычисление массы аналита и его массовой доли в исходном образце.

2. **Титриметрический** (объемный) анализ – основан на точном измерении объема реагирующих веществ. Это второй классический метод количественного анализа, более простой и требующий меньших затрат времени, чем гравиметрический.

3. **Газовольюмометрический** анализ – основан на определении объема компонентов газовой смеси, поглощаемых при пропускании через специальные реактивы. Данный метод используют в основном для контроля технологических процессов.

10.2. Титриметрический анализ

Титрование – это постепенное прибавление контролируемого количества реактива к аналиту. Постепенно прибавляемый раствор реагента, по количеству которого устанавливают содержание аналита, называют **рабочим раствором**, или **титрантом**.

Момент титрования, когда количество добавленного реактива точно эквивалентно количеству аналита, называется **точкой эквивалентности** (ТЭ).

Титриметрический метод основан на законе эквивалентов. В точке эквивалентности количества вещества эквивалентов титранта и аналита равны между собой.

Основная расчётная формула:

$$C_{H1} \cdot V_1 = C_{H2} \cdot V_2$$

Произведение нормальности на объем аналита, взятого для титрования равно произведению нормальности на объем титранта, пошедшего на титрование.

В титриметрическом анализе различают два типа растворов:

1. **Стандартные** – это растворы с точно известной концентрацией, их готовят из точной навески вещества с доведением объема до точного значения в специальной мерной посуде. Например, к стандартным растворам относится раствор щавелевой кислоты $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$, раствор карбоната натрия Na_2CO_3 , раствор тетрабората натрия $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$.

Вещества, используемые для приготовления стандартных растворов должны удовлетворять специальным условиям:

- а) устойчивость при хранении;
- б) строгое соответствие состава химической формуле;
- в) достаточная растворимость;
- г) по возможности высокая молярная масса (для снижения погрешностей при взвешивании).

Для приготовления стандартных растворов часто используют так называемые **фиксаналы** (или **стандарт-титры**). Они представляют собой запаянные стеклянные ампулы, содержащие точное количество реактива для приготовления 1 л 0,1н. или 0,01н. раствора.

2. **Стандартизированные** – это рабочие растворы, точная концентрация которых устанавливается по стандартным растворам. Например, к стандартизированным растворам относятся раствор соляной кислоты HCl , раствор серной кислоты H_2SO_4 , раствор гидроксида натрия $NaOH$, раствор гидроксида калия KOH .

Процедура титрования с целью установления концентрации рабочего раствора называется **стандартизацией**.

Для установления ТЭ используют:

1. **Индикаторный способ** – основан на способности индикаторов изменять свою окраску в присутствии избытка определяемого вещества или титранта.

2. **Инструментальный способ** – основан на прямом измерении какого-либо свойства раствора, связанного с содержанием аналита или титранта.

К основным способам (приемам) титрования относят:

1. **Прямое титрование** – аналит непосредственно реагирует с титрантом. В прямом титровании используют один стандартный раствор, который обычно приливают по каплям к анализируемому раствору.

2. **Обратное титрование** – титруется не сам аналит, а остаток прореагировавшего с ним реактива. В обратном титровании требуются два стандартных раствора – основной и вспомогательный.

3. **Титрование заместителя** – вместо аналита титруется продукт его реакции со вспомогательным реагентом. В этом случае требуется лишь один титрованный рабочий раствор, концентрация специального реагента особого значения не имеет.

В зависимости от типа используемых аналитических реакций выделяют следующие группы титриметрических методов:

1. **Кисотно-основное титрование** (метод **нейтрализации**) – основано на реакциях образования воды, слабых кислот или слабых оснований.

2. **Осадительное титрование** (метод **осаждения**) – основано на реакциях образования малорастворимых соединений.

3. **Комплексометрическое титрование** (комплексометрия) – основано на реакциях комплексообразования.

4. **Окислительно-восстановительное титрование** (редоксиметрия) – основано на реакциях окисления-восстановления.

Достоинствами титриметрического анализа являются:

- высокая точность (относительная погрешность титрования находится в пределах 0,1...0,5 %);
- простота выполнения процедуры титрования;
- простота выполнения процедуры титрования;
- возможность автоматизации процесса титрования.

10.3. Лабораторная посуда и оборудование в титриметрическом анализе

В титриметрическом анализе используется лабораторная посуда из химически стойких и термостойких сортов стекла.

Набор принадлежностей для титрования (рис. 9) включает:

- металлический штатив с держателями;
- бюретку;
- колбы для титрования.

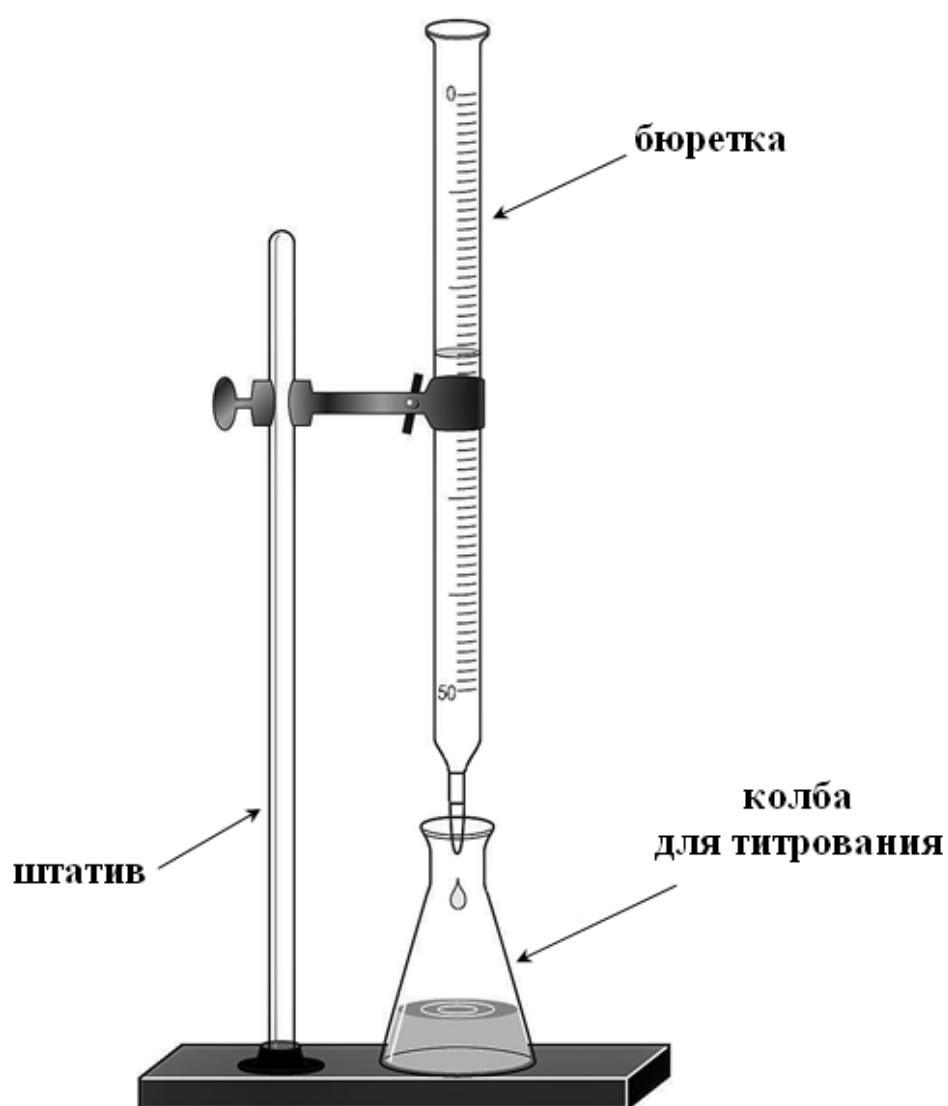


Рис. 9. Установка для титрования

К точной мерной лабораторной посуде, используемой в титриметрическом анализе, относятся мерные колбы, бюретки, пипетки.

Мерные колбы (рис.10) – предназначены для приготовления стандартных растворов и для точного разбавления исследуемых растворов. Внешне отличаются от обычных колб длинным узким горлом, на которое нанесена кольцевая метка, соответствующая строго определенному объему.

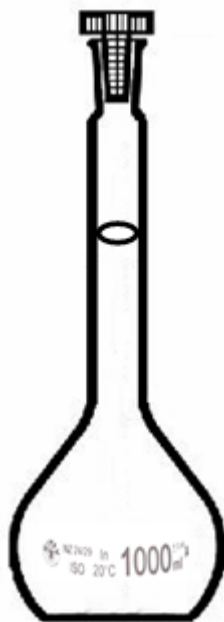


Рис. 10. Мерная колба

Правила пользования мерными колбами:

- держать мерную колбу следует только за горлышко и выше кольцевой метки (рис. 10);
- располагать колбу перед собой при измерении необходимо так, чтобы **кольцевая метка находилась на уровне глаз**, сливаясь в одну линию;
- окончательно уровень жидкости до кольцевой метки доводить с помощью капельной пипетки (рис. 11), отсчитывая его по **нижней части вогнутого мениска** (рис. 12);
- после доведения уровня жидкости до метки мерную колбу закрывают пробкой и, придерживая ее, многократно перемешивают приготовленный раствор, переворачивая колбу вверх-вниз.

- в мерных колбах нельзя хранить растворы, а также не разрешается эти колбы нагревать.

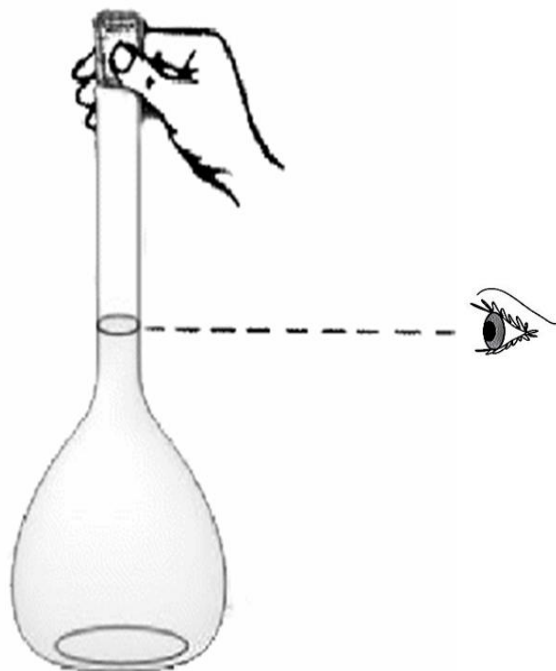


Рис. 11. Кольцевая метка мерной колбы

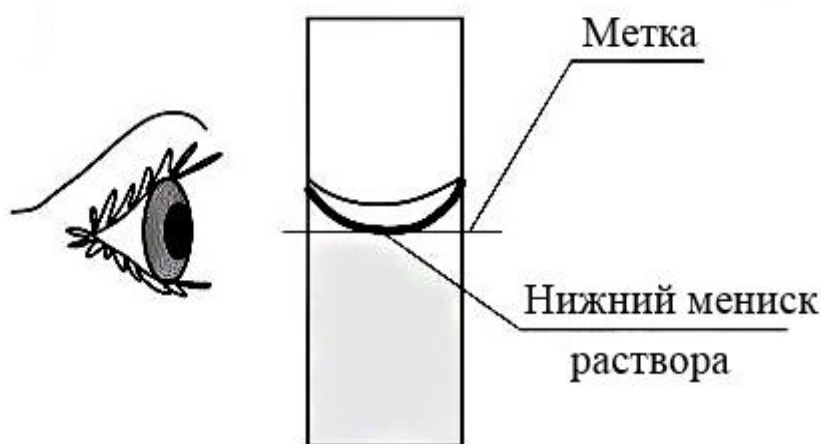


Рис. 12. Доведение нижнего мениска раствора до кольцевой метки мерной колбы

Бюретки (рис. 13) – предназначены для точного измерения объема раствора (титранта), израсходованного на титрование. Они представляют собой узкие стеклянные трубки, градуированные на выливание жидкости, и снабжены затворным устройством в виде шлифованного крана, или резиновой трубки с зажимом или со стеклянным шариком («слезкой»).

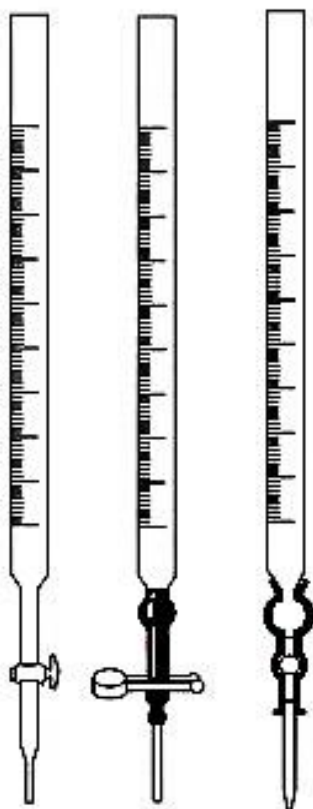


Рис. 13. Виды бюреток

Правила пользования бюретками:

- укрепить бюретку в штативе строго вертикально;
- промыть бюретку дистиллированной водой, ополоснуть 2-3 раза рабочим раствором (раствором титранта). Наполнять бюретку необходимо через воронку!
- заполнить бюретку раствором титранта выше нулевого деления, ***после чего воронку сразу же убрать***;
- удалить воздух из нижнего конца бюретки – «носика» – и полностью заправить его раствором (для этого поднять вверх стеклянный наконечник и, слегка оттянув «слезку», вытеснить из него воздушные пузырьки выливаемым раствором);
- установить уровень жидкости в бюретке на нулевое деление по ***нижней части вогнутого мениска***;
- при титровании опустить стеклянный наконечник в титровальную колбу так, чтобы он был направлен в центр колбы для титрования;

- проводить титрование следует нажатием большого и указательного пальца одной руки на резиновую трубку сбоку от «слезки», а колбу для титрования держать другой (ведущей) рукой, постоянно перемешивая ее содержимое вращательными движениями. **При титровании раствор из бюретки выливать медленно (по каплям), особенно в конце титрования!**
- титрование прекратить при резком изменении окраски раствора в титровальной колбе (**окраска должна измениться от прибавления одной капли титранта!**);
- при определении объема бесцветных или слабоокрашенных растворов титрантов, пошедших на титрование, необходимо располагать глаза строго на уровне нижней части вогнутого мениска (рис. 8), а для темноокрашенных – на верхней части;
- **измерение объемов с помощью бюретки проводить с точностью 0,01 мл**, оценивая сотые доли миллилитра на глаз. Для повышения точности отсчета данные действия проводят на фоне белого экрана из бумаги (рис. 14);
- первое титрование всегда пробное, затем анализируемый раствор титруют еще несколько раз до получения сходящихся результатов.
- по окончании работы вылить рабочий раствор из бюретки, промыть ее водопроводной водой, ополоснуть и заполнить дистиллированной водой. **В нерабочем состоянии бюретка должна быть заполнена дистиллированной водой!**

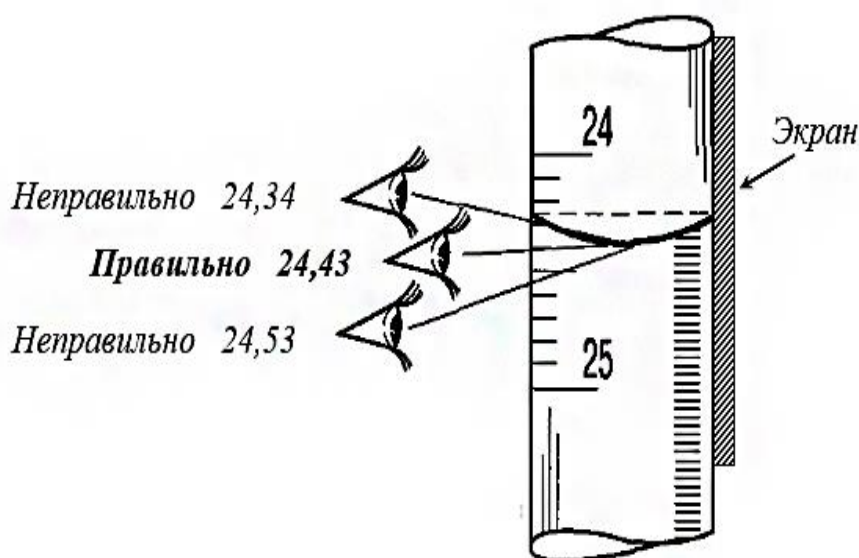


Рис. 14. Измерение объема титранта с помощью бюретки

Пипетки – предназначены для взятия порции исследуемого раствора определенного объема (аликвоты). Они бывают двух видов: **градуированные** – с измерительной шкалой на выливание или наполнение (рис. 15а); **пипетки Мора** – калиброванные на строго определенный объем (рис. 15б).

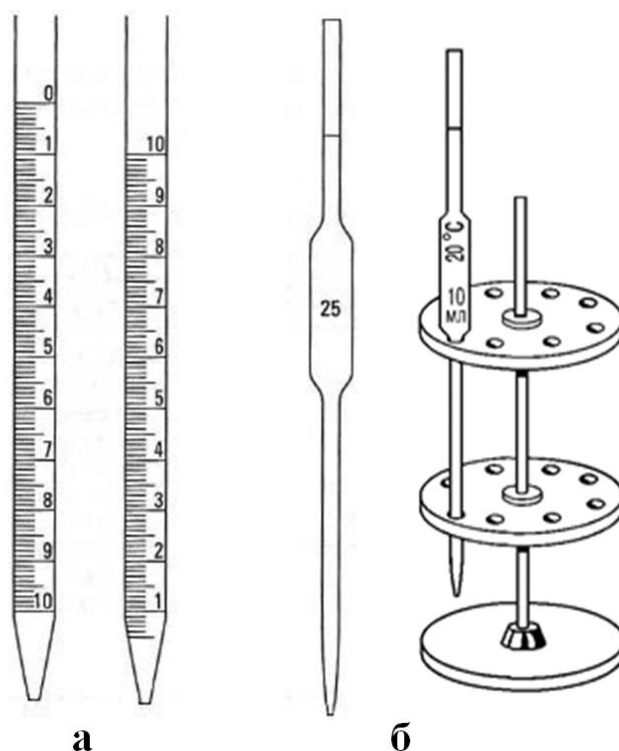


Рис. 15. Виды пипеток:
а – градуированные; б – пипетки Мора

Правила пользования пипетками:

- предварительно дважды ополоснуть пипетку исследуемым раствором для удаления капель воды. Для этого поместить нижний конец пипетки в-раствор и втянуть его резиновой грушей или ртом до расширенной части пипетки. **Концентрированные растворы кислот и щелочей, а также растворы летучих едких или ядовитых веществ следует набирать в пипетку только с помощью резиновой груши** (рис. 16а).
- Далее закрыть верхний конец пипетки **указательным пальцем** (рис. 16б) и, держа над раковиной (стаканом), придать пипетке горизонтальное положение. Вращая пипетку, смочить ее внутреннюю поверхность, и слить раствор через нижний конец в раковину (стакан).

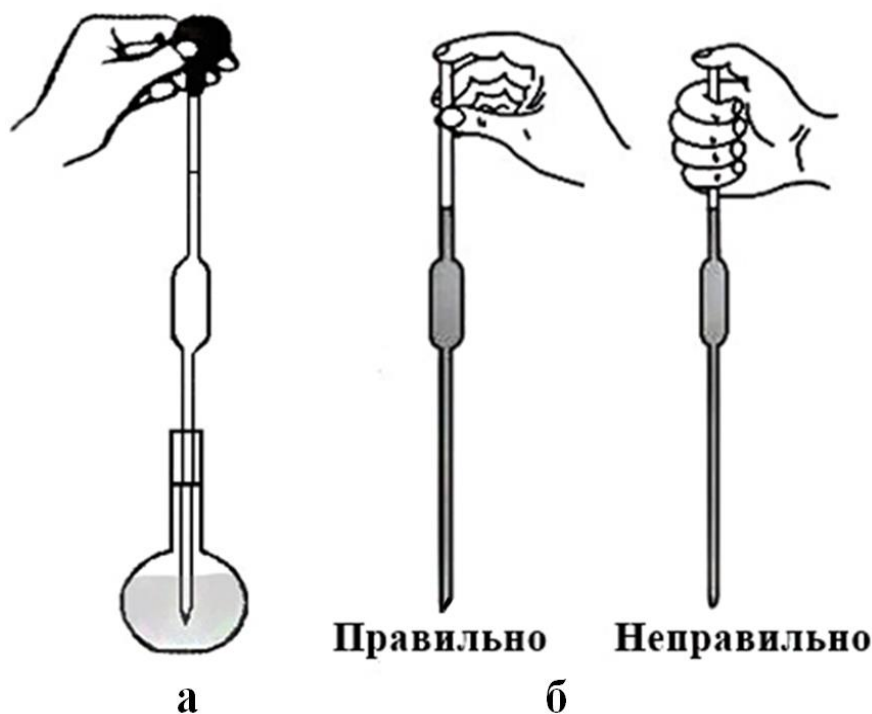


Рис. 16. Правила заполнения пипеток

- для отбора аликвоты – глубоко погрузить нижний конец пипетки в анализируемый раствор и использовать указанный выше прием, но втянуть раствор немного выше кольцевой метки (примерно на 2-3 см). Быстро закрыть верхнее отверстие пипетки слегка влажным **указательным** пальцем, вынуть пипетку из раствора.
- немного ослабив нажим пальца, дать раствору медленно стекать, пока **нижняя часть мениска не коснется кольцевой метки (глаза, при этом, следует располагать строго на уровне метки)**, а затем палец снова прижать (рис. 17а). Пипетка должна находиться в строго вертикальном положении.
- раствор из пипетки выпустить в заранее подготовленную колбу для титрования. Для этого держа колбу в наклонном положении, прислонить нижний конец пипетки к внутренней стенке колбы и открыть верхнее отверстие пипетки, убрав палец (рис. 17б). Когда раствор полностью вытечет из пипетки, необходимо совершить несколько вращательных движений пипеткой о внутреннюю стенку колбы. **Оставшуюся в пипетке часть раствора выдувать или стряхивать в титровальную колбу нельзя!**

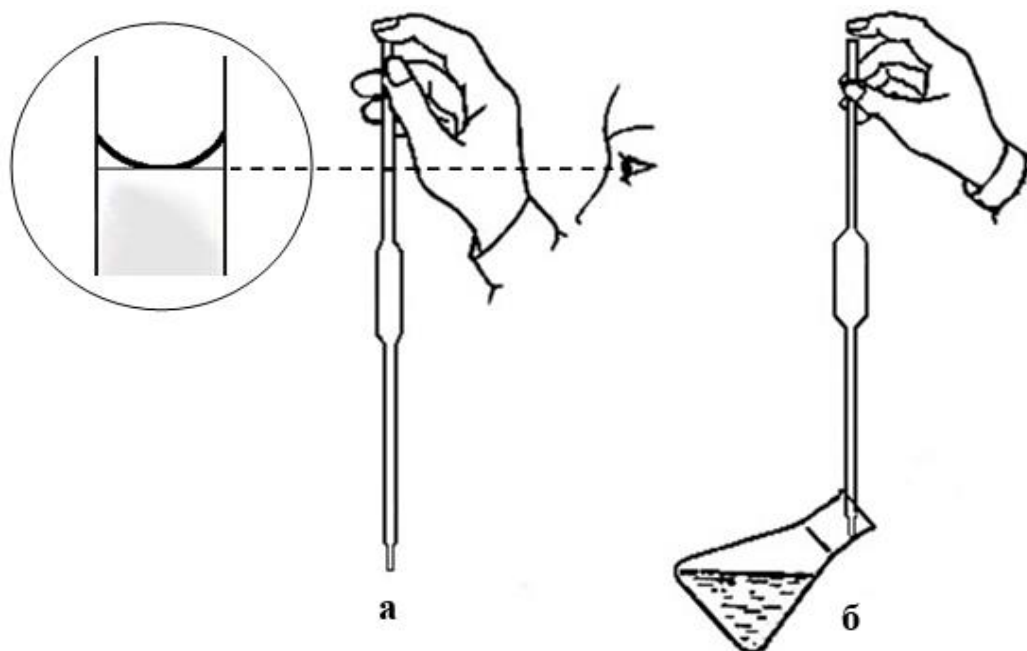


Рис. 17. Правила пользования пипетками

- По окончании работы пипетку следует промыть водопроводной и дистиллированной водой и поместить в специальный штатив для хранения (рис. 15б).

К вспомогательной посуде общего назначения относят мерные цилиндры, мерные стаканы, мензурки, колбы для титрования, колбы круглые плоскодонные, воронки, капельные пипетки, промывалки, склянки.

Мерные цилиндры, мензурки и мерные стаканы (рис.18) предназначены для приблизительного измерения объема растворов и воды.

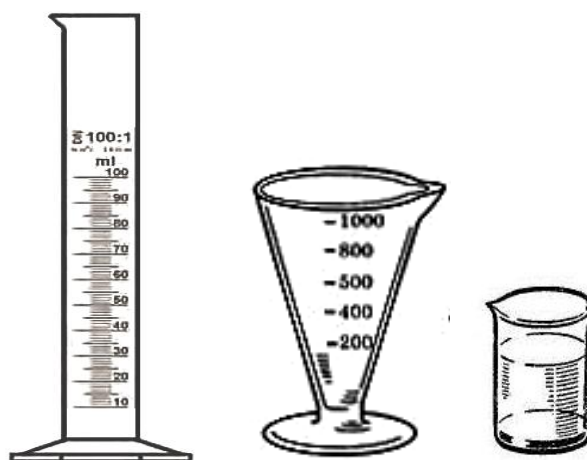


Рис. 18. Мерный цилиндр, мензурка, мерный стакан

В качестве *колб для титрования* обычно используют конические плоскодонные колбы небольшого объема (100-300 мл), так как они удобны для перемешивания жидкостей (рис.19).

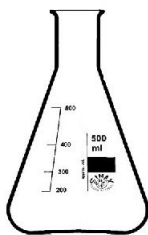


Рис. 19. Колба для титрования

Колбы круглые плоскодонные (рис. 20) используются для приготовления, хранения растворов.



Рис. 20. Колба круглая плоскодонная

Воронки (рис. 21) предназначены для переливания жидкостей в узкие сосуды, например, в бюретки, мерные колбы, склянки для хранения).



Рис. 21. Воронка

Капельные пипетки (рис. 22) – для отмеривания растворов по каплям, например, для добавления индикаторов в анализируемую пробу.



Рис. 22. Капельная пипетка

Часовые стекла (рис. 23) применяют для взвешивания веществ, устранения потерь от разбрызгивания при кипячении или выпаривании, а также для защиты химической посуды от загрязнений.



Рис. 23. Часовое стекло

Бюксы (рис. 24) предназначены для хранения и взвешивания летучих или гигроскопичных веществ.



Рис. 24. Бюкс

Промывалки (рис. 25) применяют для ополаскивания посуды и количественного перенесения веществ с часовых стекол или из бюксов.

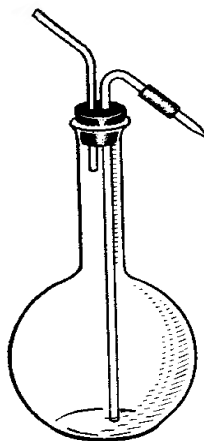


Рис. 25. Промывалка

Склянки (рис. 26) представляют собой толстостенные стеклянные сосуды с горлом и предназначены для хранения жидких и твердых реактивов.

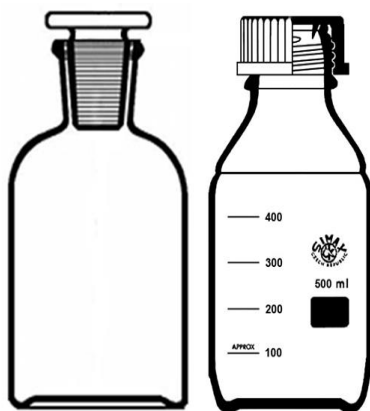


Рис. 26. Склянки

Для приблизительного взвешивания используют **технические** весы (рис. 27), а для точного – **аналитические** весы (рис. 28).



Рис. 27. Технические весы



Рис. 28. Аналитические весы

Глава 11. КИСЛОТНО-ОСНОВНОЕ ТИТРОВАНИЕ

Этим методом определяют концентрацию щелочей, титруя их кислотами, концентрацию кислот, титруя их щелочами, а также концентрацию гидролизующихся солей. В основе метода лежит реакция нейтрализации: $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$.

Различают два вида кислотно-основного титрования:

1. **Ацидиметрия** – определение содержания аналита путем титрования раствором кислоты (порядок титрования: “от щелочи к кислоте”). Титр растворов щелочей устанавливают по стандартным растворам щавелевой ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), бензойной ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) кислот, а также гидрофталата калия ($\text{HOOC-C}_6\text{H}_4\text{COOK}$).

2. **Алкалиметрия** – определение содержания аналита путем титрования раствором щелочи (порядок титрования: “от кислоты к щелочи”). Стандартизацию растворов кислот проводят по стандартным растворам карбоната натрия или тетрабората натрия ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$).

Фиксацию точки эквивалентности в кислотно-основном титровании устанавливают индикаторным способом с использованием, например, **метилового оранжевого** и **фенолфталеина**.

Оценить точность и правильность выбора индикатора для определения точки эквивалентности позволяют кривые титрования.

Кривая титрования – это графическая зависимость свойства анализируемого раствора от количества, добавленного титранта.

Скачок титрования – это резкое изменение свойства анализируемого раствора вблизи точки эквивалентности.

Показатель титрования индикатора (pT) – это значение pH, при котором наблюдается наиболее заметное изменение окраски данного индикатора (табл. 11):

Таблица 11

Показатель титрования (pT) индикаторов

Индикатор	pT
Метиловый оранжевый (м-о)	4,0
Фенолфталеин (ф-ф)	9,0

Индикатор пригоден для данного титрования, если его показатель титрования лежит в пределах скачка титрования.

Рассмотрим основные виды кислотно-основного титрования:

1. Титрование сильной кислоты сильным основанием.

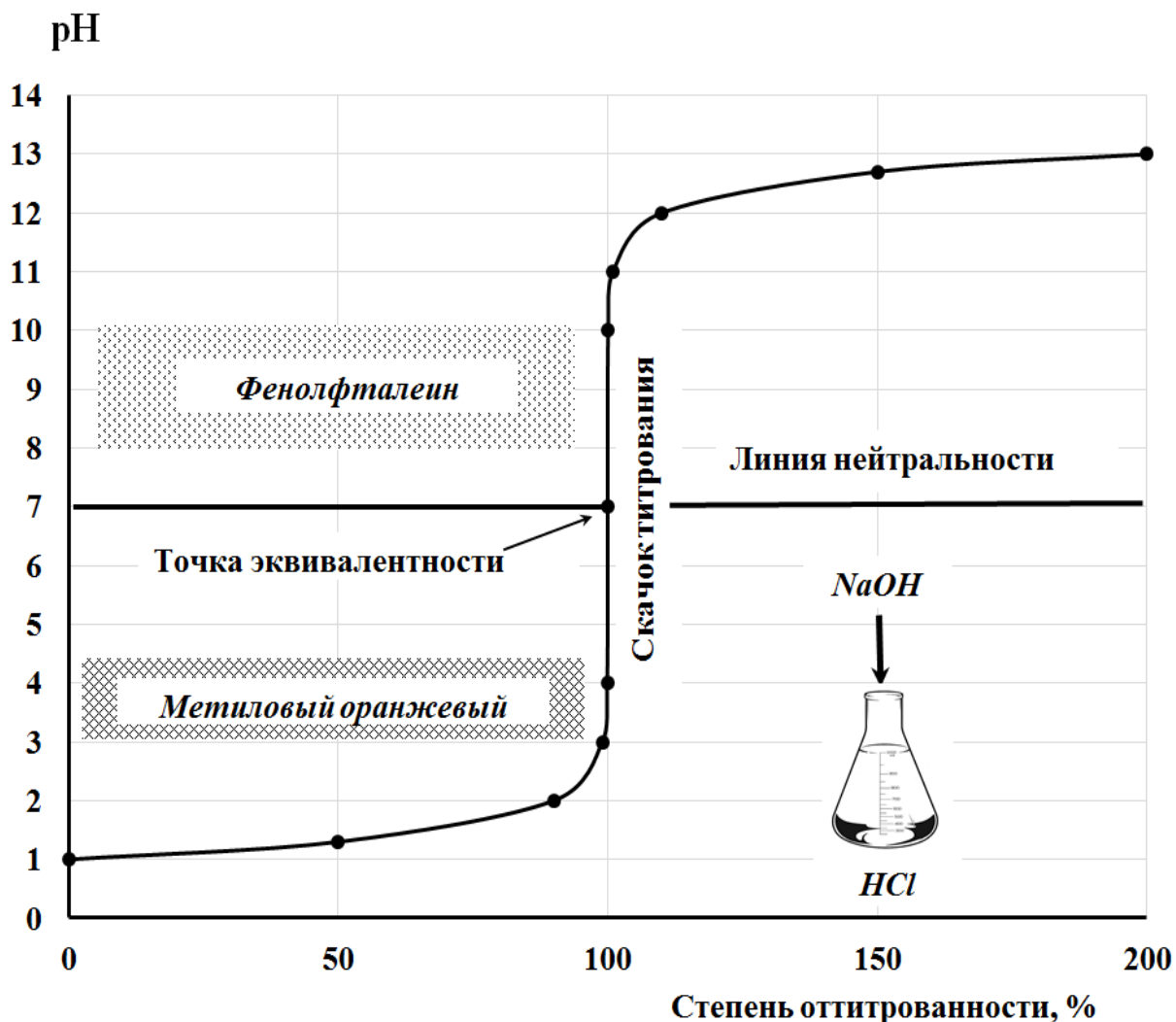
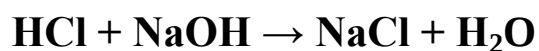


Рис. 29. Кривая титрования сильной кислоты сильным основанием

Для титрования сильной кислоты сильным основанием (рис. 29) в качестве индикатора подходит и **метиловый оранжевый** (порядок титрования «от щелочи к кислоте»), и **фенолфталеин** (порядок титрования «от кислоты к щелочи»), т.к. их показатели титрования ($pT_{\text{м-о}} = 4$, $pT_{\text{ф-ф}} = 9$) лежат в пределах скачка титрования сильной кислоты сильным основанием ($\text{pH} = 3 - 11$).

2. Титрование слабой кислоты сильным основанием.

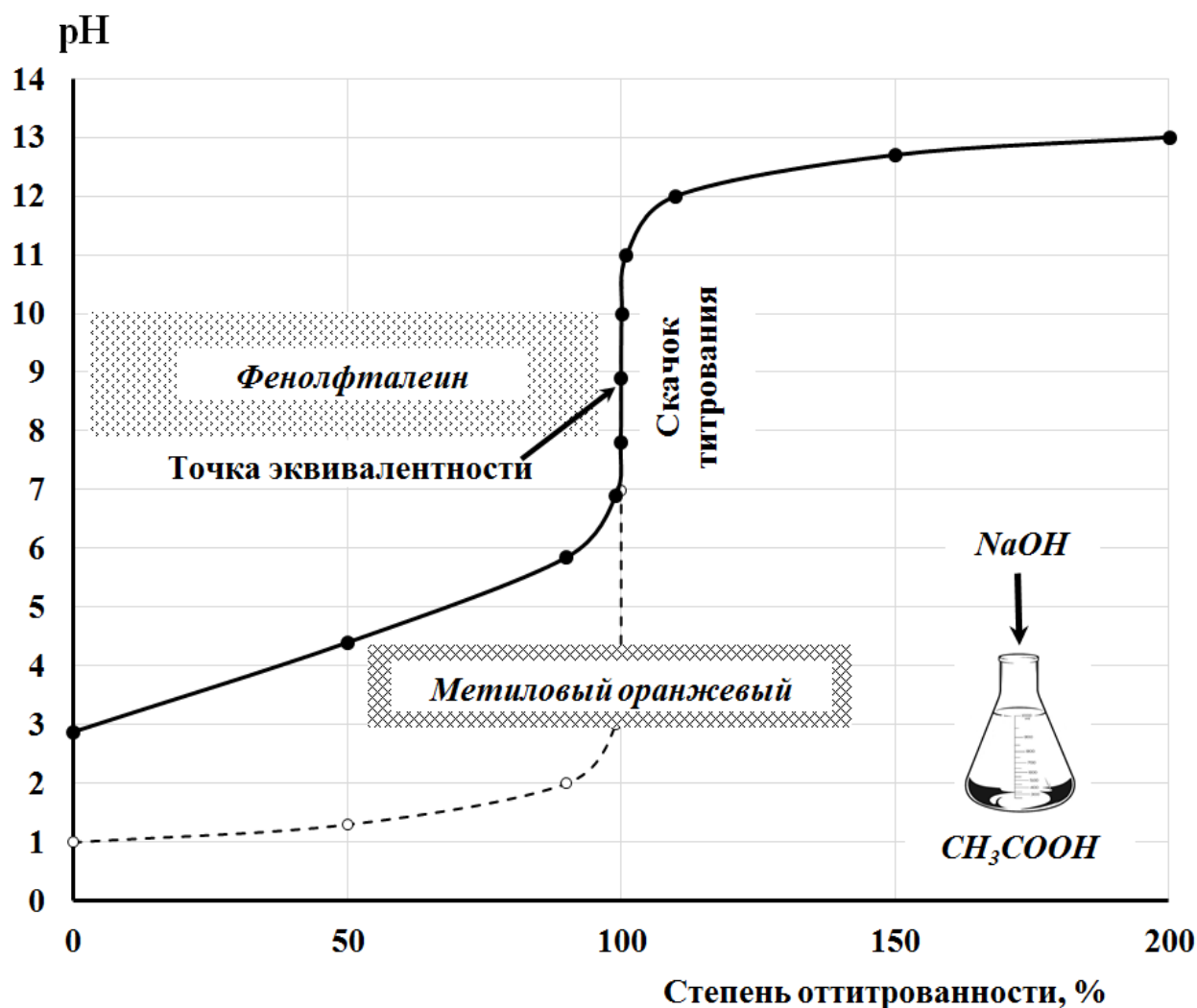
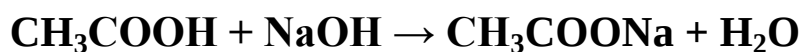


Рис. 30. Кривая титрования слабой кислоты сильным основанием

Для титрования слабой кислоты сильным основанием (рис. 30) в качестве индикатора подходит только **фенолфталеин** (порядок титрования «от кислоты к щелочи»), т.к. его показатель титрования ($pT_{\text{ф-ф}} = 9$) входит в пределы скачка титрования слабой кислоты сильным основанием ($\text{pH} = 7 - 11$).

3. Титрование слабого основания сильной кислотой.

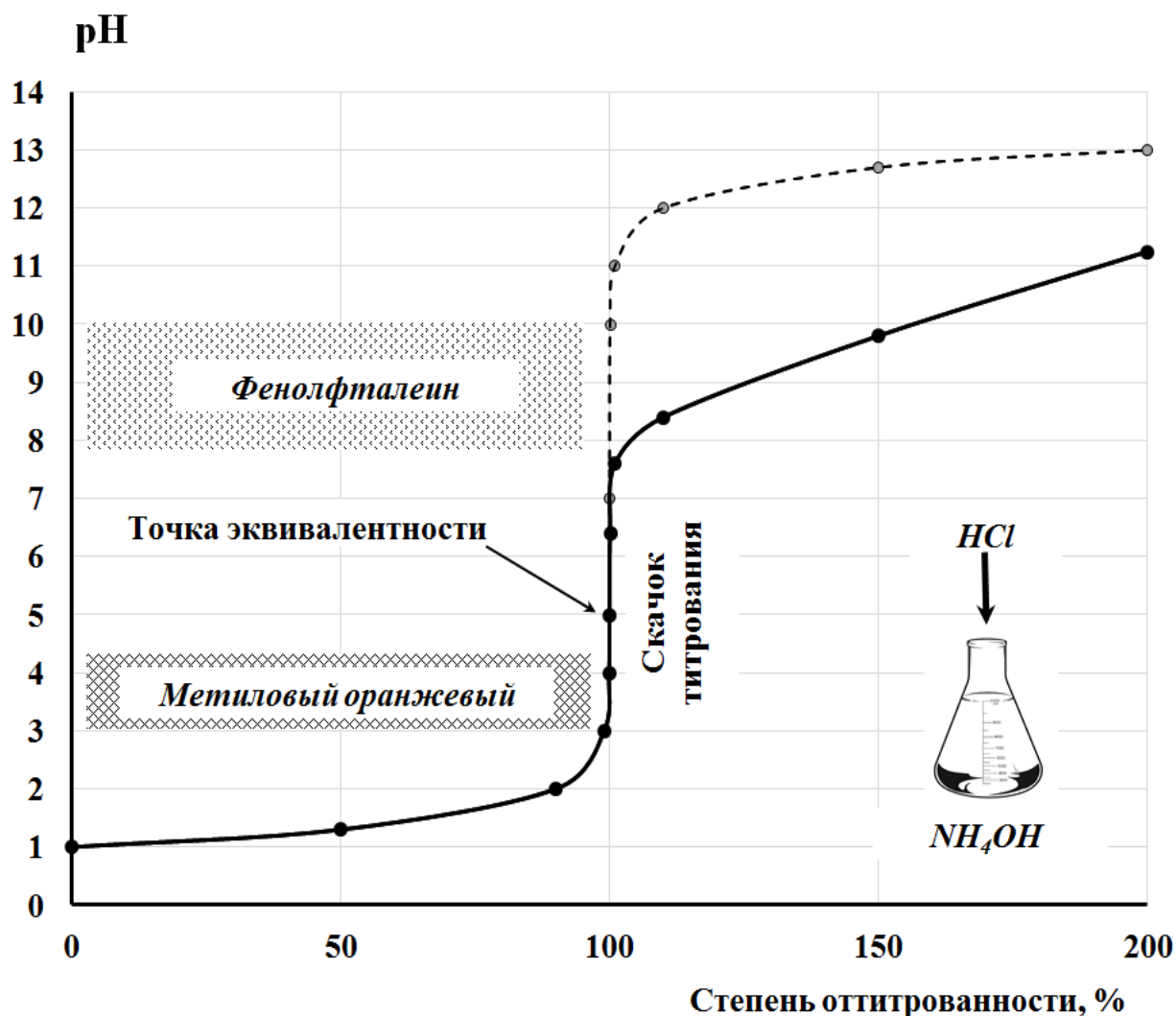
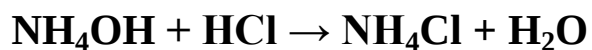


Рис. 31. Кривая титрования слабого основания сильной кислотой

Для титрования слабого основания сильной кислотой (рис. 31) в качестве индикатора подходит только **метиловый оранжевый** (порядок титрования «от щелочи к кислоте»), т. к. его показатель титрования ($pT_{\text{м-о}} = 4$) входит в пределы скачка титрования слабого основания сильной кислотой ($\text{pH} = 3 - 7$).

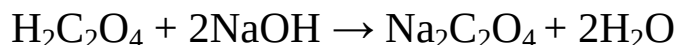
Лабораторная работа № 8

Стандартизация раствора гидроксида натрия по щавелевой кислоте

Реактивы и посуда:

- стандартный раствор щавелевой кислоты, 0,1н. раствор;
 - стандартизируемый раствор гидроксида натрия;
 - фенолфталеин, 0,1% спиртовой раствор.
- бюретка (25 мл);
 - пипетка (10 мл);
 - колба коническая (100 мл).

Стандартизация раствора гидроксида натрия основана на титровании точного объема стандартного раствора щавелевой кислоты раствором гидроксида натрия в присутствии фенолфталеина по уравнению:



Выполнение работы.

1. Титрование:

- Заполнить бюретку раствором гидроксида натрия. Установить «нулевую точку».
- Отобрать пипеткой аликвоту (10 мл) стандартного раствора щавелевой кислоты и перенести ее в коническую колбу для титрования.
- Добавить в колбу 1-2 капли индикатора – фенолфталеина.
- Провести титрование до изменения окраски с бесцветной до бледно-розовой не исчезающей в течение 15-20 секунд при постоянном перемешивании.
- По бюретке произвести отсчет объема титранта, пошедшего на титрование, с точностью до 0,01 мл.

Титрование повторять до получения не менее трех сходящихся результатов измерения объема титранта (разница между наибольшим и наименьшим значениями не должна превышать 0,1 мл).

- Полученные результаты титрования запишите в таблицу:

№ опыта	Объем аликвоты $V(H_2C_2O_4)$, мл	Объем титранта $V(NaOH)$, мл
1.	10,00	
2.	10,00	
3.	10,00	

2. Вычисления:

- Рассчитать величину среднего объема титранта как среднее арифметическое из трех сходящихся результатов титрования:

$$V_{cp}(NaOH) = \frac{V_1(NaOH) + V_2(NaOH) + V_3(NaOH)}{3}, \text{ мл}$$

- Рассчитать молярную концентрацию эквивалента (нормальность) раствора гидроксида натрия:

$$c_H(NaOH) = \frac{V(H_2C_2O_4) \cdot c_H(H_2C_2O_4)}{V_{cp}(NaOH)}, \text{ моль / л}$$

- Рассчитать титр раствора гидроксида натрия:

$$T(NaOH) = \frac{M_{\text{Э}}(NaOH) \cdot c_H(NaOH)}{1000}, \text{ г / мл}$$

где $M_{\text{Э}}(NaOH) = M(NaOH)$.

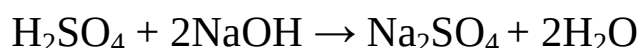
Молярная концентрация эквивалента (нормальность) и титр раствора гидроксида натрия должны содержать **четыре значащие** цифры.

Лабораторная работа № 9
Определение массы серной кислоты в растворе
(Контрольная задача)

Реактивы и посуда:

- стандартизированный раствор гидроксида натрия;
 - серная кислота, ~ 0,1н. раствор;
 - фенолфталеин, 0,1% спиртовой раствор.
- бюретка (25 мл);
 - пипетка (10 мл);
 - колба коническая (100 мл).

Определение массы серной кислоты проводят с помощью титрования стандартизированным раствором гидроксида натрия в присутствии фенолфталеина по уравнению:



Выполнение работы.

1. Титрование:

- Заполнить бюретку раствором гидроксида натрия. Установить «нулевую точку».
- Получить у преподавателя аликвоту раствора серной кислоты и перенести ее в коническую колбу для титрования.
- Добавить в колбу 1-2 капли индикатора – фенолфталеина.
- Провести титрование до изменения окраски с бесцветной до бледно-розовой не исчезающей в течение 15-20 секунд при постоянном перемешивании.
- По бюретке произвести отсчет объема титранта, пошедшего на титрование, с точностью до 0,01 мл.

Титрование повторять до получения не менее трех сходящихся результатов измерения объема титранта (разница между наибольшим и наименьшим значениями не должна превышать 0,1 мл).

- Полученные результаты титрования запишите в таблицу:

№ опыта	Объем аликвоты $V(H_2SO_4)$, мл	Объем титранта $V(NaOH)$, мл
1.		
2.		
3.		

2. Вычисления:

- Рассчитать величину среднего объема титранта как среднее арифметическое из трех сходящихся результатов титрования:

$$V_{cp}(NaOH) = \frac{V_1(NaOH) + V_2(NaOH) + V_3(NaOH)}{3}, \text{ мл}$$

- Рассчитать массу серной кислоты по формуле:

$$m(H_2SO_4) = \frac{V_{cp}(NaOH) \cdot T(NaOH) \cdot M_{\frac{1}{2}}(H_2SO_4)}{M_{\frac{1}{2}}(NaOH)}, \text{ г}$$

где $M_{\frac{1}{2}}(H_2SO_4) = M(H_2SO_4)/2$,

$T(NaOH)$ определен в лабораторной работе №8

Масса серной кислоты должна содержать **четыре значащие** цифры.

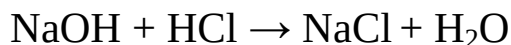
Лабораторная работа № 10

Стандартизация раствора хлороводородной (соляной) кислоты

Реактивы и посуда:

- стандартизированный раствор гидроксида натрия;
 - стандартизируемый раствор соляной кислоты;
 - метиловый оранжевый, 0,1% водный раствор.
- бюретка (25 мл);
 - пипетка (10 мл);
 - колба коническая (100 мл).

Стандартизация раствора соляной кислоты проводится титрованием точного объема раствора гидроксида натрия раствором соляной кислоты в присутствии метилового оранжевого по уравнению:



Выполнение работы.

1. Титрование:

- Заполнить бюретку раствором соляной кислоты. Установить «нулевую точку».
- Отобрать пипеткой аликвоту (10 мл) раствора гидроксида натрия и перенести ее в коническую колбу для титрования.
- Добавить в колбу 1 каплю индикатора – метилового оранжевого.
- Провести титрование до перехода желтой окраски раствора в оранжевую. Для повышения точности применить титрование со «свидетелем».
- По бюретке произвести отсчет объема титранта, пошедшего на титрование, с точностью до 0,01 мл.

Титрование повторять до получения не менее трех сходящихся результатов измерения объема титранта (разница между наибольшим и наименьшим значениями не должна превышать 0,1 мл).

- Полученные результаты титрования запишите в таблицу:

№ опыта	Объем аликвоты $V(\text{NaOH})$, мл	Объем титранта $V(\text{HCl})$, мл
1.	10,00	
2.	10,00	
3.	10,00	

3. Вычисления:

- Рассчитать величину среднего объема титранта как среднее арифметическое из трех сходящихся результатов титрования:

$$V_{cp}(\text{HCl}) = \frac{V_1(\text{HCl}) + V_2(\text{HCl}) + V_3(\text{HCl})}{3}, \text{ мл}$$

- Рассчитать молярную концентрацию эквивалента (нормальность) раствора соляной кислоты:

$$c_H(\text{HCl}) = \frac{V(\text{NaOH}) \cdot c_H(\text{NaOH})}{V_{cp}(\text{HCl})}, \text{ моль / л}$$

- Рассчитать титр раствора соляной кислоты:

$$T(\text{HCl}) = \frac{M_{\text{Э}}(\text{HCl}) \cdot c_H(\text{HCl})}{1000}, \text{ г / мл}$$

где $M_{\text{Э}}(\text{HCl}) = M(\text{HCl})$.

Молярная концентрация эквивалента (нормальность) и титр раствора соляной кислоты должны содержать **четыре значащие** цифры.

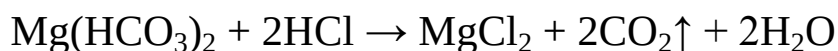
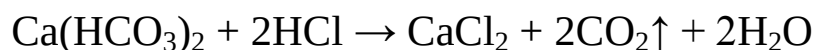
Лабораторная работа № 11

Определение карбонатной жесткости воды

Реактивы и посуда:

- стандартизированный раствор соляной кислоты;
- водопроводная вода;
- метиловый оранжевый, 0,1% водный раствор.
- бюретка (25 мл);
- мерный цилиндр (100 мл);
- колба коническая (250 мл).

Карбонатная жесткость воды обусловлена присутствием гидрокарбонатов кальция и магния. Определение основано на реакциях:



Выполнение работы.

1. Титрование:

- Заполнить бюретку раствором соляной кислоты. Установить «нулевую точку».
- Отмерить мерным цилиндром 100 мл водопроводной воды и перенести ее в коническую колбу для титрования объемом 250 мл.
- Добавить в колбу 3 капли индикатора – метилового оранжевого.
- Провести титрование до перехода желтой окраски раствора в оранжевую. Для повышения точности применить титрование со «свидетелем».
- По бюретки произвести отсчет объема титранта, пошедшего на титрование, с точностью до 0,01 мл.

Титрование повторить три раза.

- Полученные результаты титрования запишите в таблицу:

№ опыта	Объем воды $V(H_2O)$, мл	Объем титранта $V(HCl)$, мл
1.	100	
2.	100	
3.	100	

2. Вычисления:

- Рассчитать величину среднего объема титранта как среднее арифметическое из трех сходящихся результатов титрования:

$$V_{cp}(HCl) = \frac{V_1(HCl) + V_2(HCl) + V_3(HCl)}{3}, \text{ мл}$$

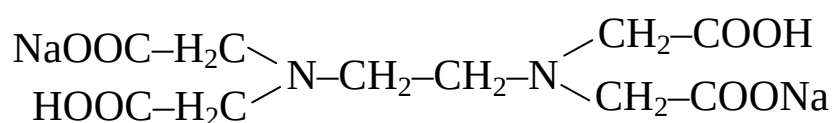
- Рассчитать карбонатную жесткость воды по формуле (полученное значение округлить до сотых):

$$J_{карб}(H_2O) = \frac{V_{cp}(HCl) \cdot c_H(HCl)}{V(H_2O)} \cdot 1000, \text{ ммоль/л}$$

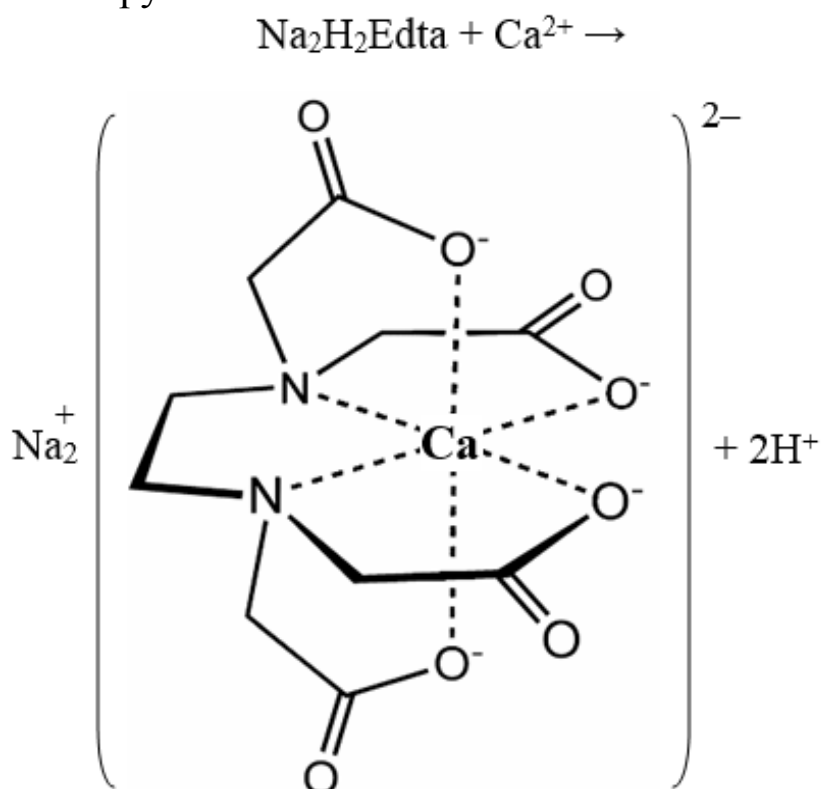
Глава 12. КОМПЛЕКСОНОМЕТРИЧЕСКОЕ ТИТРОВАНИЕ

Сущность метода заключается в реакции образования комплекса между реагентом и определяемым компонентом. Объектами определения служат катионы металлов или анионы, способные к комплексообразованию с металлами.

В аналитической практике обычно применяют так называемый *трилон Б* (комплексон III), который представляет собой динатриевую соль этилендиаминтетрауксусной кислоты (Na-ЭДТА, $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Edta}$, или $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$):



Образование хелатного комплекса, например, катиона кальция с трилоном Б происходит за счет образования координационных связей с атомами азота аминогрупп и атомами кислорода карбоксильных групп:

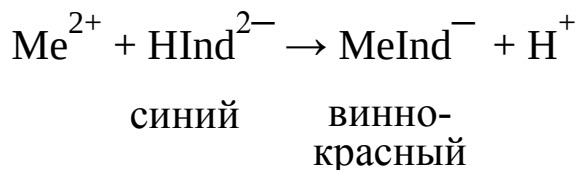


Фиксация конечной точки титрования чаще всего осуществляется индикаторным способом с использованием металлоинди-

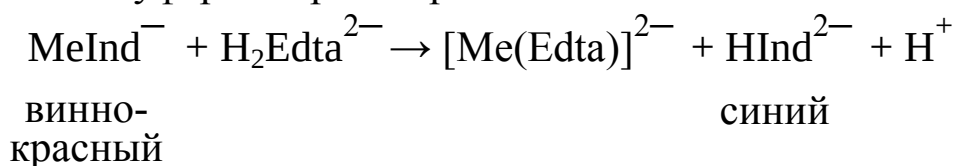
каторов, которые образуют с ионами металлов интенсивно окрашенные соединения. К данным металлоиндикаторам относятся хромоген черный и мурексид.

1. Хромоген черный специальный ЕТ-00 (или эриохром черный Т)

Хромоген черный в анионной форме в щелочной среде имеет синий цвет. С катионами металлов данный индикатор образует комплекс винно-красного цвета.

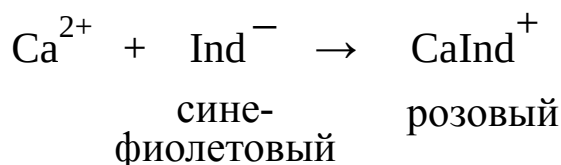


При титровании трилоном Б комплексы индикатора с катионами металлов разрушаются и высвобождается окрашенная в синий цвет анионная форма индикатора. Наиболее четкий переход окраски наблюдается при pH=8-10, поэтому титрование проводят с аммиачным буферным раствором

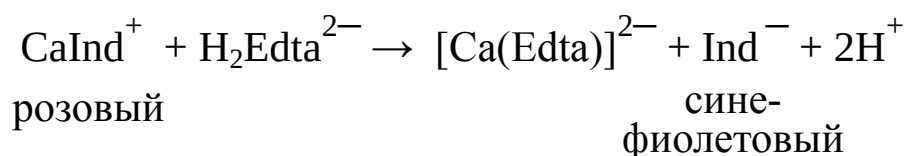


2. Мурексид

Мурексид в щелочной среде образует с Ca^{2+} комплекс розового цвета, а с Co^{2+} , Ni^{2+} и Cu^{2+} – комплексы желтого цвета. В анионной форме мурексид имеет фиолетовую окраску.



При титровании трилоном Б комплексы мурексида с катионами кальция разрушаются и высвобождается окрашенная в сине-фиолетовый цвет анионная форма индикатора. Наиболее четкий переход окраски наблюдается в сильно щелочной среде.



Лабораторная работа № 12

Определение общей жесткости воды

Реактивы и посуда:

- трилон Б, 0,05 н. раствор;
- водопроводная вода;
- аммиачный буферный раствор;
- хромоген черный.
- бюретка (25 мл);
- мерные цилиндры (10 и 100 мл);
- колба коническая (250 мл).

Общая жесткость воды обусловлена наличием в ней солей кальция и магния: гидрокарбонатов ($\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$), сульфатов (CaSO_4 , MgSO_4), хлоридов (CaCl_2 , MgCl_2), нитратов ($\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$).

Выполнение работы.

1. Титрование:

- Бюретку заполнить раствором трилона Б. Установить «нулевую точку».
- Отмерить мерным цилиндром 100 мл водопроводной воды и перенести ее в коническую колбу для титрования объемом 250 мл.
- Добавить в колбу для титрования приблизительно 6 мл аммиачного буферного раствора, отмеренного с помощью мерного цилиндра на 10 мл, и один шпатель хромогена черного. Содержимое колбы тщательно перемешать до полного растворения частиц индикатора.
- Титровать воду трилоном Б до изменения окраски из винно-красной в фиолетовую, а далее медленно по каплям (тщательно перемешивая) до перехода фиолетовой окраски в синюю. Для повышения точности применить титрование со «свидетелем».
- По бюретке произвести отсчет объема титранта, пошедшего на титрование, с точностью до 0,01 мл.

Титрование повторить три раза.

- Полученные результаты титрования запишите в таблицу:

№ опыта	Объем воды $V(H_2O)$, мл	Объем титранта $V(\text{трилона Б})$, мл
1.	100	
2.	100	
3.	100	

2. Вычисления:

- Рассчитать величину среднего объема титранта как среднее арифметическое из трех сходящихся результатов титрования:

$$V_{cp}(mp.B) = \frac{V_1(mp.B) + V_2(mp.B) + V_3(mp.B)}{3}, \text{ мл}$$

- Рассчитать общую жесткость воды по формуле (полученное значение округлить до сотых):

$$Ж_{общ}(H_2O) = \frac{V_{cp}(mp.B) \cdot c_H(mp.B)}{V(H_2O)} \cdot 1000, \text{ ммоль/л}$$

- Рассчитать постоянную жесткость воды как разность между общей и найденной ранее карбонатной жесткостью (см. работу №11):

$$Ж_{пост}(H_2O) = Ж_{общ}(H_2O) - Ж_{карб}(H_2O), \text{ ммоль/л}$$

Лабораторная работа № 13

Определение кальция в воде

Реактивы и посуда:

- трилон Б, 0,05 н. раствор;
- водопроводная вода;
- гидроксид натрия, 2 н. раствор;
- мурексид.
- бюретка (25 мл);
- мерные цилиндры (10 и 100 мл);
- колба коническая (250 мл).

Выполнение работы.

1. Титрование:

- Бюретку заполнить раствором трилона Б. Установить «нулевую точку».
- Отмерить мерным цилиндром 100 мл водопроводной воды и перенести ее в коническую колбу для титрования объемом 250 мл.
- Добавить в колбу для титрования приблизительно 5 мл 2 н. раствора гидроксида натрия, отмеренного с помощью мерного цилиндра на 10 мл, и один шпатель мурексида. Содержимое колбы тщательно перемешать до полного растворения частиц индикатора.
- Титровать воду трилоном Б до изменения окраски из розовой в сине-фиолетовую. Вблизи конечной точки титрования трилон Б следует добавлять медленно по каплям, тщательно перемешивая. Для повышения точности применить титрование со «свидетелем».
- По бюретке произвести отсчет объема титранта, пошедшего на титрование, с точностью до 0,01 мл.
Титрование повторить три раза.
- Полученные результаты титрования запишите в таблицу:

№ опыта	Объем воды $V(\text{H}_2\text{O})$, мл	Объем титранта $V(\text{трилона Б})$, мл
1.	100	
2.	100	
3.	100	

2. Вычисления:

- Рассчитать величину среднего объема титранта как среднее арифметическое из трех сходящихся результатов титрования:

$$V_{cp}(mp.B) = \frac{V_1(mp.B) + V_2(mp.B) + V_3(mp.B)}{3}, \text{ мл}$$

- Рассчитать содержание кальция в воде по формуле (полученное значение округлить до сотых):

$$Ж(Ca) = \frac{V_{cp}(mp.B) \cdot c_H(mp.B)}{V(H_2O)} \cdot 1000, \text{ ммоль / л}$$

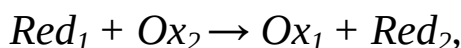
- Рассчитать содержание магния в воде как разность между общей жесткостью (см. работу №12) и содержанием кальция:

$$Ж(Mg) = Ж_{общ}(H_2O) - Ж(Ca), \text{ ммоль / л}$$

Глава 13. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНОЕ ТИТРОВАНИЕ

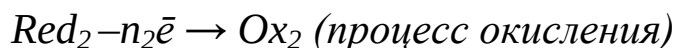
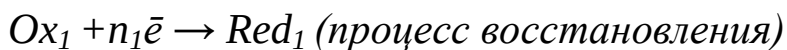
Сущность окислительно-восстановительного титрования заключается в окислении или восстановлении определяемого вещества под действием реагента. Оно основано на окислительно-восстановительных реакциях, сопровождающихся переходом электронов от восстановителя к окислителю.

Простейшую окислительно-восстановительную реакцию можно представить следующей схемой:



где Red_1 , Ox_2 , Ox_1 , Red_2 – соответственно окисленные и восстановленные формы первого и второго вещества.

Данная схема окислительно-восстановительной реакции состоит из двух полуреакций:



Молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя зависят от числа принятых и отданных электронов:

$$M_{\text{э}}(Ox_1) = \frac{M(Ox_1)}{n_1};$$

$$M_{\text{э}}(Red_2) = \frac{M(Red_2)}{n_2};$$

В любой окислительно-восстановительной реакции участвуют две окислительно-восстановительные пары (редокс-пары): Ox_1/Red_1 и Ox_2/Red_2 . Количественной характеристикой химической активности редокс-пар является величина окислительно-восстановительного потенциала.

Потенциал редокс-пары в стандартном состоянии ($p=101,3$ кПа, $T=298$ К, $c=1$ моль/л), измеренный по отношению к стандартному водородному электроду, называют **стандартным окислительно-восстановительным потенциалом** (E^0).

Окислители с большим значением окислительно-восстановительного потенциала способны окислять любой восстановитель с меньшим потенциалом. Точно также восстановители с меньшим значением окислительно-восстановительного потенциала способны восстанавливать окислители с большим потенциалом.

Таким образом, окислительно-восстановительные реакции протекают в направлении образования менее активных окислителей и восстановителей по сравнению с исходными.

Для обнаружения конечной точки титрования в окислительно-восстановительном титровании используют:

1. **Безындикаторное титрование** – визуально по исчезновению или появлению собственной окраски титранта или аналита;

2. **Окислительно-восстановительные** или специфические индикаторы;

3. **Инструментальные методы.**

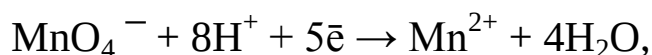
В зависимости от применяемого окислителя различают следующие виды окислительно-восстановительного титрования:

- перманганатометрия (KMnO_4);
- йодометрия (I_2);
- хроматометрия ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$);
- ванадатометрия (Na_3VO_4).

Наиболее часто на практике используется перманганатометрическое и йодометрическое титрование.

13.1. Перманганатометрия

В качестве титранта используют раствор сильного окислителя перманганата калия KMnO_4 . В кислой среде перманганат-анион восстанавливается до катиона марганца (+2) :



поэтому в кислой среде молярная масса эквивалента перманганата калия рассчитывается, как:

$$M_{\text{э}}(\text{KMnO}_4) = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{5}$$

Концентрация рабочего раствора перманганата калия непостоянна и постепенно снижается из-за взаимодействия с органическими примесями, содержащимися в обычной дистиллированной воде и на внутренних стенках склянок для хранения раствора.

Поэтому в *качестве титранта используют только стандартизированный раствор перманганата калия* (стандартизацию проводят по раствору щавелевой кислоты).

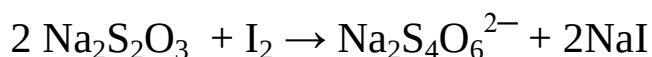
Фиксация точки эквивалентности осуществляется безындикаторным способом, так как раствор перманганата калия имеет интенсивный фиолетовый цвет, то анализируемый раствор титруют до появления слабо-розовой окраски.

13.2. Йодометрия

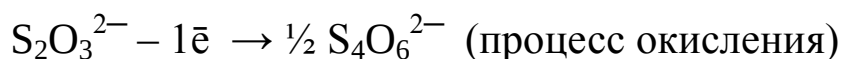
В основе йодометрии лежит реакция:



Йод, выделяющийся при окислении йодид-ионов, обычно титруют раствором тиосульфата натрия по уравнению:



В соответствии с протекающими полуреакциями:



молярные массы эквивалентов тиосульфата натрия и йода рассчитываются следующим образом:

$$M_{\text{э}}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = \frac{M(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)}{1}$$

$$M_{\text{э}}(\text{I}_2) = \frac{M(\text{I}_2)}{2}$$

Фиксацию конечной точки титрования чаще всего проводят индикаторным способом, для чего используют ***свежеприготовленный раствор крахмала***, который окрашивается свободным йодом в интенсивный синий цвет.

Лабораторная работа № 14

Определение железа в растворе соли Мора (Контрольная задача)

Реактивы и посуда:

- перманганат калия, стандартизированный 0,01 н. раствор;
- соль Мора, ~0,01 н. раствор;
- серная кислота, 2 М раствор.
- бюретка (25 мл);
- мерный цилиндр (10 мл);
- колба коническая (100 мл).

Соль Мора – двойная соль следующего состава: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Определение железа в этом растворе основано на реакции окисления ионов Fe^{2+} перманганат-ионами в кислой среде. Реакция протекает по схеме:



Задание: подобрать стехиометрические коэффициенты к данной реакции и рассчитать молярные массы эквивалента перманганата калия $M_{\text{э}}(\text{KMnO}_4)$ и железа $M_{\text{э}}(\text{Fe})$.

Выполнение работы.

1. Титрование:

- Бюретку заполнить стандартизированным раствором перманганата калия. Установить «нулевую точку».
- Получить у преподавателя аликвоту раствора соли Мора, добавить с помощью мерного цилиндра приблизительно 4 мл раствора 2 М серной кислоты.
- Титровать соль Мора раствором перманганата калия до появления бледно-розовой окраски.
- По бюретки произвести отсчет объема титранта, пошедшего на титрование, с точностью до 0,01 мл.

Титрование повторить три раза.

- Полученные результаты титрования запишите в таблицу:

№ опыта	Объем соли Мора $V(\text{соли Мора}), \text{мл}$	Объем титранта $V(\text{KMnO}_4), \text{мл}$
1.		
2.		
3.		

2. Вычисления:

- Рассчитать величину среднего объема титранта как среднее арифметическое из трех сходящихся результатов титрования:

$$V_{cp}(\text{KMnO}_4) = \frac{V_1(\text{KMnO}_4) + V_2(\text{KMnO}_4) + V_3(\text{KMnO}_4)}{3}, \text{мл}$$

- Массу железа в растворе соли Мора рассчитать по формуле:

$$m(\text{Fe}) = \frac{V_{cp}(\text{KMnO}_4) \cdot T(\text{KMnO}_4) \cdot M_{\text{э}}(\text{Fe})}{M_{\text{э}}(\text{KMnO}_4)}, \text{г}$$

где $T(\text{KMnO}_4)$ – титр раствора перманганата калия, он равен:

$$T(\text{KMnO}_4) = \frac{C_H(\text{KMnO}_4) \cdot M_{\text{э}}(\text{KMnO}_4)}{1000}, \text{г / мл}$$

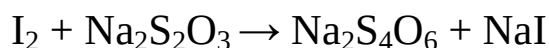
Масса железа и титр перманганата калия должны содержать четыре значащие цифры.

Лабораторная работа № 15
Определение свободного йода I_2 в растворе
(Контрольная задача)

Реактивы и посуда:

- тиосульфат натрия, стандартизированный 0,01 н. раствор;
- йод, ~0,01 н. раствор;
- крахмал, 5% водный раствор, свежеприготовленный.
- бюретка (25 мл);
- мерный цилиндр (50 мл);
- колба коническая (100 мл).

Титрование свободного йода в растворе, основано на реакции с тиосульфатом натрия:



Задание: подобрать стехиометрические коэффициенты к данной реакции и рассчитать молярные массы эквивалента йода $M_3(I_2)$ и тиосульфата натрия $M_3(Na_2S_2O_3)$.

Обратите внимание! Тиосульфат натрия используется в виде кристаллогидрата $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$, поэтому при расчете молярной массы необходимо учитывать кристаллизационную воду:

$$M(Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O) = (22,98977 \cdot 2 + 32,06 \cdot 2 + 15,9994 \cdot 3) + \\ + 5 \cdot (1,00794 \cdot 2 + 15,9994) = 248,17414 \text{ г/моль.}$$

Выполнение работы.

1. Титрование:

- Бюретку заполнить стандартизированным раствором тиосульфата натрия. Установить «нулевую точку».
- Получить у преподавателя аликвоту раствора йода, добавить с помощью мерного цилиндра 25 мл дистиллированной воды и содержимое колбы перемешать.
- Титровать раствор йода раствором тиосульфата натрия до бледно-желтой окраски, затем добавить 10 капель раствора

крахмала и продолжить титрование до исчезновения синей окраски.

- По бюретки произвести отсчет объема титранта, пошедшего на титрование, с точностью до 0,01 мл.
Титрование повторить три раза.

- Полученные результаты титрования запишите в таблицу:

№ опыта	Объем соли Мора $V(\text{йода})$, мл	Объем титранта $V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$, мл
1.		
2.		
3.		

2. Вычисления:

- Рассчитать величину среднего объема титранта как среднее арифметическое из трех сходящихся результатов титрования:

$$V_{cp}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = \frac{V_1(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) + V_2(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) + V_3(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)}{3}, \text{ мл}$$

- Массу свободного йода в растворе рассчитать по формуле:

$$m(I_2) = \frac{V_{cp}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot T(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot M_{\text{э}}(I_2)}{M_{\text{э}}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)}, \text{ г}$$

где $T(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ – титр раствора тиосульфата натрия, он равен:

$$T(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = \frac{C_H(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot M_{\text{э}}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)}{1000}, \text{ г/мл}$$

Масса йода и тиосульфата натрия должны содержать четыре значащие цифры.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Князев Д.А. Неорганическая химия: учебник для бакалавров, для студентов вузов, обучающихся по агрономическим направлениям подготовки бакалавров и магистров и агрономическим направлениям подготовки дипломированных специалистов / Д.А. Князев, С.Н. Смарыгин. – 4-е изд. – М.: Юрайт, 2012. – 592 с.

2. Хомченко Г.П. Неорганическая химия: учебник для студентов сельскохозяйственных вузов / Г.П. Хомченко, И.К. Цитович. – СПб: Гранит, 2009. – 464 с.

3. Гельфман М.И. Неорганическая химия [электронный ресурс]: учебное пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. – М.: Лань, 2009. – 528 с.

http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=4032.

4. Иванов В.Г. Неорганическая химия. Краткий курс [электронный ресурс]: учеб. – М.: ООО «КУРС»: ООО "Научно-издательский центр ИНФРА-М", 2014. – 256с.

<http://znanium.com/go.php?id=458932>.

5. Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия [электронный ресурс]: учеб. / Н.Н. Павлов. – М.: Лань, 2011. – 496 с.

http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=4034.

6. Егоров В.В. Неорганическая химия (биогенные и абиогенные элементы) [электронный ресурс] / Егоров В.В. – М.: Лань, 2009.

http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=4025.

7. Цитович И.К. Курс аналитической химии: учебник / И.К. Цитович. – СПб; М.; Краснодар: Лань, 2009. – 496 с.

8. Жебентяев А.И. Аналитическая химия. Химические методы анализа [электронный ресурс]: Учебное пособие / Жебентяев, Жерносек, Талуть. – М.; Минск: ООО «Научно-издательский центр ИНФРА-М»: ООО "Новое знание", 2014. – 542 с.

<http://znanium.com/go.php?id=419626>.

9. Харитонов Ю.Я. Аналитическая химия (аналитика): в 2 книгах: учебник для студентов вузов / Ю.Я. Харитонов. – М.: Высшая школа, 2010.

10. Гуськова В. П. Аналитическая химия: расчеты в количественном анализе [электронный ресурс]: / Гуськова В.П., Сизова Л.С., Мельченко Г.Г., Юнникова Н.В. – М.: КемТИПП, 2010.

http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=4593.

ХИМИЧЕСКИЙ ДИКТАНТ

Вариант № 1

1. Гидроксид калия;
2. Оксид лития;
3. Сернистая кислота;
4. Карбонат алюминия;
5. Тетрагидросокупрат (II) натрия;
6. Нитрат бария;
7. Гидросульфат железа (III);
8. Бромид гидроксоцинка;
9. Оксид хлора (V);
10. Метафосфорная кислота;
11. Хлорид аммония;
12. Дихромат магния;
13. Уксусная кислота;
14. Гидроксид кобальта (II);
15. Оксид серы (VI);
16. Гидросульфид натрия;
17. Силикат гидроксоолова (II);
18. Хлорноватистая кислота;
19. Ортоборат натрия;
20. Йодид свинца (II);
21. Кремниевая кислота;
22. Хлорат цинка;
23. Марганцовая кислота;
24. Нитрит алюминия;
25. Фтороводородная кислота.

Вариант № 2

1. Азотная кислота;
2. Сульфит калия;
3. Оксид магния;
4. Гидроксид железа (II);
5. Гидроортофосфат алюминия;
6. Перхлорат кальция;
7. Гексагидроксоферрат (III) калия;
8. Фторид серебра(I);
9. Нитрат дигидроксохрома (III);
10. Оксид азота (IV);
11. Сероводородная кислота;
12. Гидроксид натрия;
13. Гипохлорит стронция;
14. Угольная кислота;
15. Оксид фосфора (V);
16. Ортофосфорная кислота;
17. Гидросульфат лития;
18. Сульфид гидрооксоцинка;
19. Метаборная кислота;
20. Цианид алюминия;
21. Метафосфат магния;
22. Хлорноватая кислота;
23. Ацетат аммония;
24. Нитрит олова (II);
25. Хромовая кислота.

Вариант № 3

1. Сульфид натрия;
2. Пирофосфорная кислота;
3. Гидроксид свинца;
4. Оксид бериллия;
5. Нитрат гидроксожелеза (III);
6. Карбонат рубидия;
7. Гидросиликат меди (II);
8. Хлорит алюминия;
9. Дигидроксоаргентат (I) калия;
10. Циановодородная (синильная) кислота;
11. Оксид мышьяка (III);
12. Хромат цезия;
13. Гидроксид железа (III);
14. Азотистая кислота;
15. Оксид селена (VI);
16. Серная кислота;
17. Хлорид дигидроксоалюминия;
18. Гидросульфит аммония;
19. Хлористая кислота;
20. Ацетат бария;
21. Бромид магния;
22. Нитрит натрия;
23. Марганцовистая кислота;
24. Сульфат кобальта (III);
25. Хлороводородная (соляная) кислота.

Вариант № 4

1. Оксид серы (IV);
2. Гидроксид алюминия;
3. Ортофосфат магния;
4. Бромоводородная кислота;
5. Сульфат аммония;
6. Гексагидроксокобальтат (III) лития;
7. Нитрат гидроксикальция;
8. Хлорид кальция;
9. Оксид стронция;
10. Гидроксид бария;
11. Сернистая кислота;
12. Перманганат алюминия;
13. Азотная кислота;
14. Гидросиликат аммония;
15. Оксид железа (III);
16. Хлорная кислота;
17. Сульфит гидроксицинка;
18. Гидросульфид магния;
19. Ортоборная кислота;
20. Гипохлорит кальция;
21. Нитрит цинка;
22. Хромовая кислота;
23. Цианид бария;
24. Карбонат калия;
25. Тиосерная кислота.

Вариант № 5

1. Гидроксид кальция;
2. Нитрат свинца;
3. Оксид фосфора (III);
4. Серная кислота;
5. Гидросульфат бария;
6. Метафосфат алюминия;
7. Карбонат гидроксомагния;
8. Фторид железа (III);
9. Тетрагидроксоаурат (III) натрия;
10. Угольная кислота;
11. Оксид цинка;
12. Хлорит рубидия;
13. Азотистая кислота;
14. Ацетат меди (II);
15. Оксид серы (IV);
16. Марганцовая кислота;
17. Хлорид гидроксожелеза (II);
18. Гидросульфит натрия;
19. Йодоводородная кислота;
20. Манганат кальция;
21. Метаборат цинка;
22. Нитрит магния;
23. Хлорноватистая кислота;
24. Дихромат калия;
25. Ортокремниевая кислота.

Вариант № 6

1. Уксусная кислота;
2. Оксид азота (V);
3. Нитрит железа (II);
4. Гидроксид алюминия;
5. Сульфат гидроксомагния;
6. Ацетат стронция;
7. Тетрагидроксоплюмбат (II) калия;
8. Перхлорат меди (II)
9. Гидрокарбонат хрома (III);
10. Азотная кислота;
11. Оксид цезия;
12. Хромат железа (III);
13. Сероводородная кислота;
14. Пирофосфат аммония;
15. Оксид хрома (II);
16. Йодид гидроксоцинка;
17. Метаборная кислота;
18. Гидросульфид кальция;
19. Циановодородная кислота;
20. Ортоборат кальция;
21. Нитрат магния;
22. Хлорид никеля (III);
23. Дихромовая кислота;
24. Гипохлорит натрия;
25. Хлористая кислота.

Вариант № 7

1. Карбонат бария;
2. Азотная кислота;
3. Оксид железа (II);
4. Гидроксид магния;
5. Гидросульфит цинка;
6. Перманганат кальция;
7. Гексагидроксоалюминат цезия;
8. Хлорид кобальта (II);
9. Оксид бора;
10. Серная кислота;
11. Силикат гидрокобальта (II);
12. Хлорат железа (III);
13. Хлорноватая кислота;
14. Нитрат стронция;
15. Оксид марганца (VI);
16. Метафосфорная кислота;
17. Нитрит бария;
18. Цианид гидроксомеди (II);
19. Ортоборная кислота;
20. Сульфид алюминия;
21. Дихромат кальция;
22. Метакремниевая кислота;
23. Дигидроортофосфат магния;
24. Пирофосфат натрия;
25. Бромоводородная кислота.

Вариант № 8

1. Гидроксид аммония;
2. Ацетат железа (III);
3. Хлорная кислота;
4. Оксид меди (II);
5. Тетрагидроксоцинкат калия;
6. Нитрат алюминия;
7. Гидрокарбонат цинка;
8. Цианид магния;
9. Сульфат гидроксожелеза (III);
10. Сернистая кислота;
11. Оксид кремния (IV);
12. Манганат кобальта (III);
13. Азотная кислота;
14. Сульфид аммония;
15. Оксид натрия;
16. Бромоводородная кислота;
17. Хлорит дигидроксоалюминия;
18. Гидросульфит цезия;
19. Метаборная кислота;
20. Пирофосфат бария;
21. Йодид цинка;
22. Хромовая кислота;
23. Хлорид натрия;
24. Метафосфат кальция;
25. Угольная кислота.

Вариант № 9

1. Оксид калия;
2. Пирофосфорная кислота;
3. Гидроксид натрия;
4. Сульфид кальция;
5. Гидросиликат кобальта (III);
6. Хлорид магния;
7. Тетрагидроксокупрат (II) лития;
8. Фторид свинца (II);
9. Нитрат гидроксобария;
10. Азотистая кислота;
11. Оксид серы (II);
12. Хромат железа (II);
13. Сероводородная кислота;
14. Карбонат аммония;
15. Оксид кобальта (III);
16. Уксусная кислота;
17. Сульфат гидроксомеди (II);
18. Гидроортофосфат калия;
19. Хлорноватистая кислота;
20. Ортоборат меди (II);
21. Хлорат кальция;
22. Метакремниевая кислота;
23. Пермагнанат натрия;
24. Сульфит алюминия;
25. Ортофосфорная кислота.

Вариант № 10

1. Нитрат серебра;
2. Гидроксид цинка;
3. Оксид мышьяка (V);
4. Серная кислота;
5. Карбонат гидроксоалюминия;
6. Сульфат натрия;
7. Гидросульфид кальция;
8. Цианид калия;
9. Оксид марганца (VII);
10. Метафосфорная кислота;
11. Силикат аммония;
12. Гексагидроксокобальтат (III) рубидия;
13. Гипохлорит железа (III);
14. Хлористая кислота;
15. Пирофосфат магния;
16. Оксид кремния (II);
17. Азотная кислота;
18. Гидросульфит калия;
19. Хлорид гидроксожелеза (III);
20. Хлороводородная кислота;
21. Бромид алюминия;
22. Ацетат натрия;
23. Марганцовая кислота;
24. Дихромат лития;
25. Уксусная кислота.

Вариант № 11

1. Ортокремниевая кислота;
2. Оксид бария;
3. Нитрат железа (II);
4. Гидроксид хрома (III);
5. Гидрокарбонат лития;
6. Сульфит натрия;
7. Сульфат дигидроксоалюминия;
8. Хлорид бериллия;
9. Тетрагидроксокадмат (II) кальция;
10. Оксид хлора (III);
11. Азотистая кислота;
12. Перманганат цезия;
13. Серная кислота;
14. Ортофосфат кальция;
15. Оксид хрома (VI);
16. Хлорноватая кислота;
17. Фторид гидроксомагния;
18. Гидросиликат алюминия;
19. Дихромовая кислота;
20. Ацетат цинка;
21. Нитрит кальция;
22. Йодоводородная кислота;
23. Ортоборат аммония;
24. Перхлорат магния;
25. Циановодородная кислота.

Вариант № 12

1. Хлорид цинка;
2. Оксид алюминия;
3. Гидроксид цезия;
4. Фтороводородная кислота;
5. Гексагидроксохромат (III) натрия;
6. Нитрат аммония;
7. Гидросульфат стронция;
8. Йодид калия;
9. Карбонат гидроксомеди (II);
10. Оксид кальция;
11. Уксусная кислота;
12. Хлорат магния;
13. Тиоциановодородная кислота;
14. Силикат алюминия;
15. Оксид рубидия;
16. Метаборная кислота;
17. Дигидроортофосфат калия;
18. Нитрит гидроксокальция;
19. Пирофосфорная кислота;
20. Сульфид железа (III);
21. Хромат аммония;
22. Цианид кальция;
23. Хлорная кислота;
24. Гипохлорит калия;
25. Марганцовистая кислота.

Вариант № 13

1. Гидроксид железа (III);
2. Серная кислота;
3. Силикат серебра (I);
4. Оксид азота (II);
5. Дигидроортофосфат кальция;
6. Нитрит меди (II);
7. Хлорат гидроксоцинка;
8. Бромид аммония;
9. Оксид радия;
10. Ортофосфорная кислота;
11. Хромат бария;
12. Гексагидроксоферрат (II) натрия;
13. Азотная кислота;
14. Сульфат алюминия;
15. Оксид углерода (IV);
16. Хлорноватистая кислота;
17. Нитрат гидроксокобальта (III);
18. Гидрокарбонат натрия;
19. Марганцовая кислота;
20. Фторид кальция;
21. Ацетат свинца (II);
22. Метаборат алюминия;
23. Угольная кислота;
24. Дихромат магния;
25. Иодоводородная кислота.

Вариант № 14

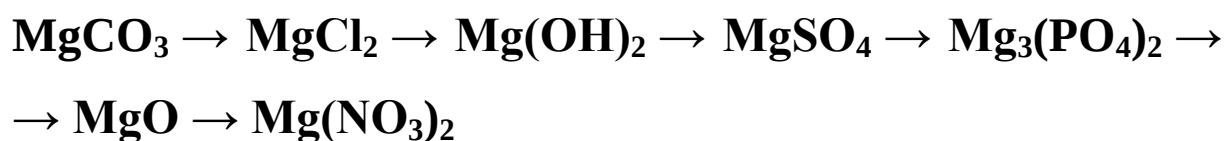
1. Хлороводородная (соляная) кислота;
2. Гидроксид меди (I);
3. Оксид углерода (II);
4. Ортофосфат бария;
5. Тетрагидроксостаннат (II) калия;
6. Хлорит кобальта (III);
7. Гидрокарбонат алюминия;
8. Хлорид бериллия;
9. Нитрат гидроксосвинца (II);
10. Ортоборная кислота;
11. Оксид азота (I);
12. Манганат калия;
13. Сероводородная кислота;
14. Сульфит аммония;
15. Оксид осмия (VIII);
16. Кремниевая кислота;
17. Гидросульфат калия;
18. Сульфид гидроксокальция;
19. Азотистая кислота;
20. Йодид магния;
21. Ацетат алюминия;
22. Хлористая кислота;
23. Перманганат бария;
24. Нитрит лития;
25. Хромовая кислота.

Вариант № 15

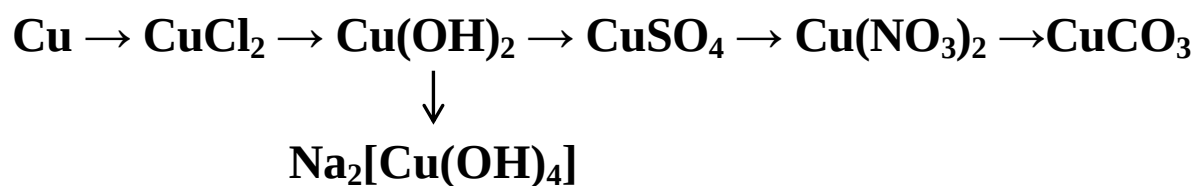
1. Сульфат цинка;
2. Оксид хлора (VII);
3. Азотная кислота;
4. Гидроксид никеля (II);
5. Хлорид дигидроксожелеза (III);
6. Силикат кобальта (III);
7. Гексагидроксохромат (II) калия;
8. Цианид цинка;
9. Оксид свинца (IV);
10. Метафосфорная кислота;
11. Дихромат лития;
12. Гидросульфит бария;
13. Иодоводородная кислота;
14. Нитрат меди (II);
15. Оксид никеля (II);
16. Пирофосфорная кислота;
17. Гидрокарбонат аммония;
18. Сульфид гидроксомагния;
19. Хлорноватая кислота;
20. Хромат натрия;
21. Нитрит железа (III);
22. Гипохлорит магния;
23. Дихромовая кислота;
24. Перхлорат алюминия;
25. Уксусная кислота.

ЦЕПОЧКИ ПРЕВРАЩЕНИЙ

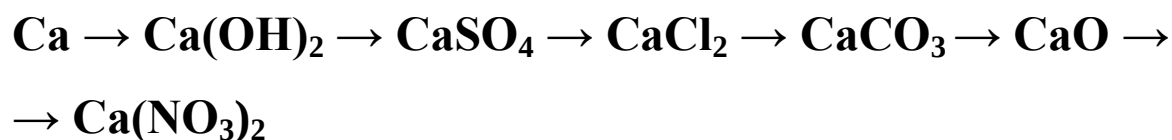
Вариант 1



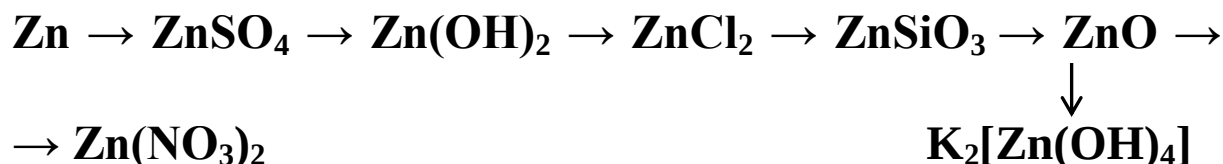
Вариант 2



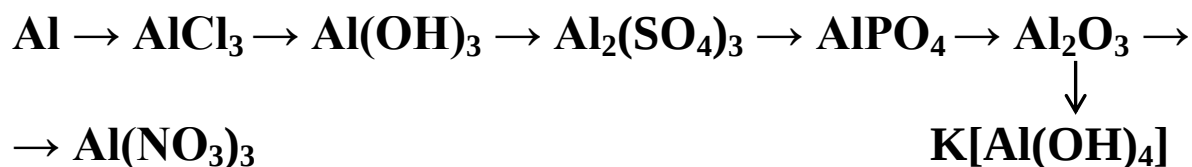
Вариант 3



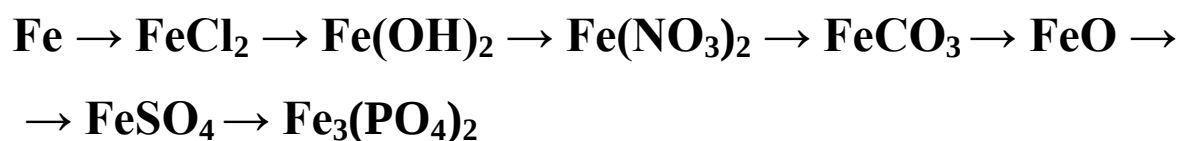
Вариант 4



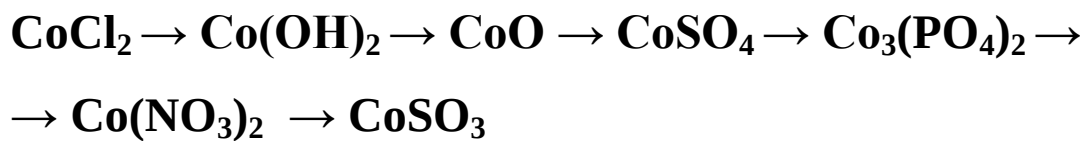
Вариант 5



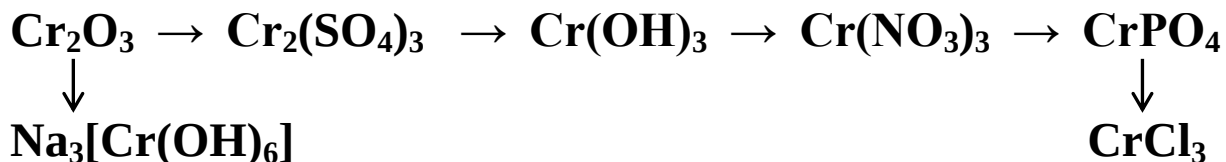
Вариант 6



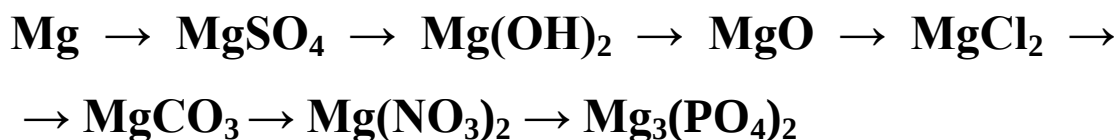
Вариант 7



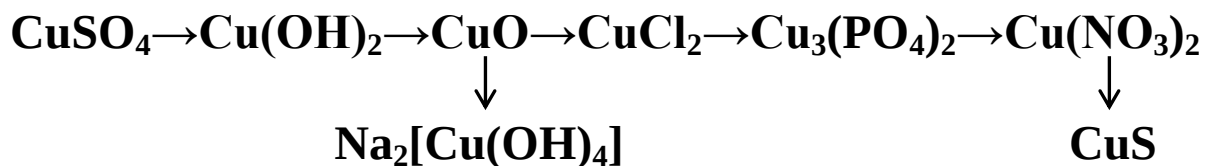
Вариант 8



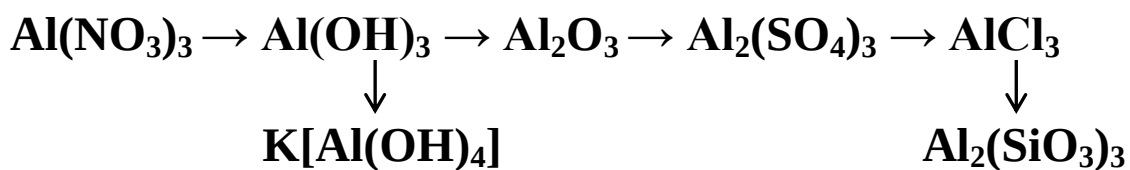
Вариант 9



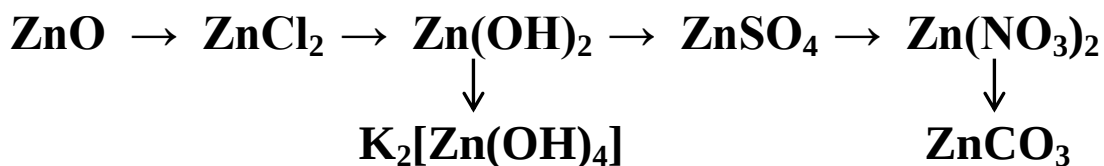
Вариант 10



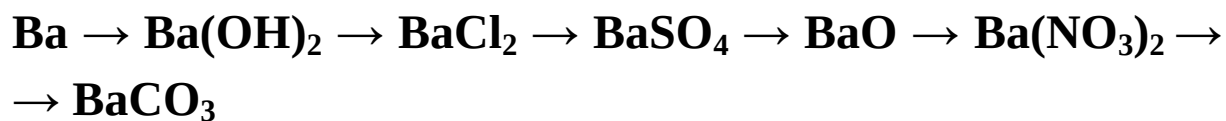
Вариант 11



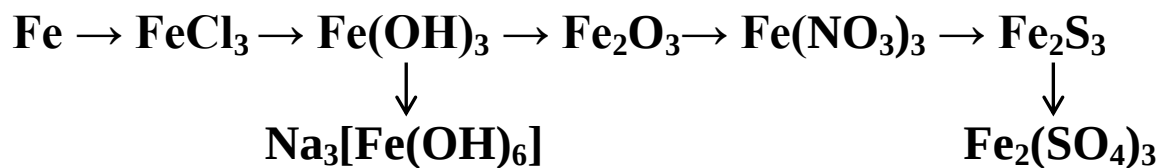
Вариант 12



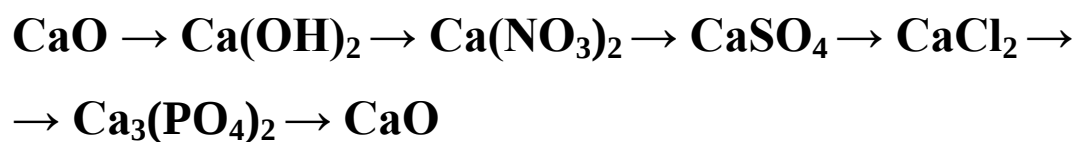
Вариант 13



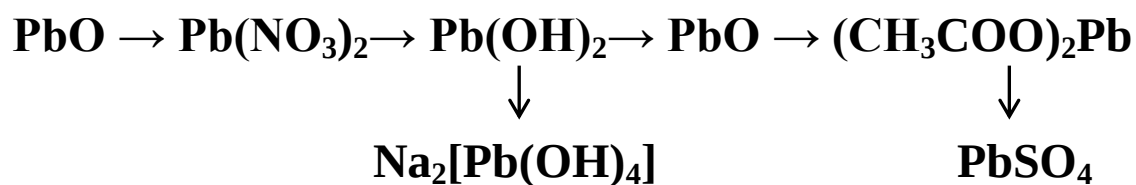
Вариант 14



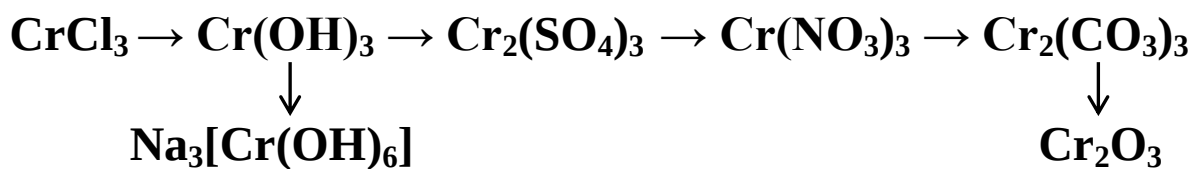
Вариант 15



Вариант 16



Вариант 17



ТЕСТЫ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

1. Формула оксида калия:

Ответы:

- а) HNO_3 ; в) K_2O ;
б) CaO ; г) KOH .

2. Приведите название вещества, химическая формула которого, AlCl_3 :

Ответы:

- а) карбонат натрия; в) хлорид алюминия;
б) сульфат кальция; г) оксид алюминия.

3. Щелочью является:

Ответы:

- а) K_2O ; в) CaSO_4 ;
б) HNO_3 ; г) NaOH .

4. Серная кислота имеет формулу:

Ответы:

- а) HNO_3 ; в) H_2SO_4 ;
б) H_2SO_3 ; г) HCl .

5. Основным оксидом является:

Ответы:

- а) CO_2 ; в) Na_2O ;
б) SO_3 ; г) P_2O_5 .

6. К простым веществам относится:

Ответы:

- а) CO_2 ; в) HCl ;
б) O_2 ; г) KNO_3 .

7. Сложным веществом является:

Ответы:

- а) N_2 ; в) Al ;
б) O_2 ; г) KNO_3 .

8. Назовите данное соединение SO_3 ?

Ответы:

- а) оксид серы; в) сера;
б) серная кислота; г) гидроксид натрия.

9. Кислота, которая является нестойкой и легко разлагается с выделением углекислого газа – это:

Ответы:

- а) HCl ; в) H_2CO_3 ;
б) H_2SO_4 ; г) HNO_3 .

10. Оксиду кальция соответствует формула:

Ответы:

- а) K_2O ; в) K_2O_3 ;
б) Ca_2O ; г) CaO .

11. При диссоциации оксида алюминия образуются ионы:

Ответы:

- а) Al^{3+} и 3OH^- ; в) H^+ и Al^{3+} ;
б) 2Al^{3+} и 3O^{2-} ; г) оксиды не диссоциируют.

12. При взаимодействии оксида серы(VI) с водой образуется:

Ответы:

- а) HCl ; в) NaOH ;
б) H_2SO_4 ; г) Na_2SO_4 .

13. Углекислому газу соответствует формула:

Ответы:

- а) HCl ; в) NaOH ;
б) K_3PO_4 ; г) CO_2 .

14. При взаимодействии оксида калия с углекислым газом (оксидом углерода(IV)) образуется:

Ответы:

- а) KCl ; в) K_2SO_4 ;
б) K_2CO_3 ; г) K_3PO_4 .

15. При термическом разложении гидроксида магния образуются:

Ответы:

- а) K_2O и CO_2 ; б) MgO и H_2O ; в) CaO и SO_3 ; г) MgO и CO_2 .

16. При взаимодействии оксида кальция и хлороводородной (соляной) кислоты образуются:

Ответы:

- | | |
|---|--|
| а) $\text{CaCO}_3 \downarrow$; | в) K_2SO_4 и $\text{H}_2 \uparrow$; |
| б) KClO_4 и H_2O ; | г) CaCl_2 и H_2O . |

17. К сильным электролитам относится:

Ответы:

- | | |
|------------------------------|-------------------------------|
| а) HCl ; | в) CH_3COOH ; |
| б) H_2CO_3 ; | г) H_2SiO_3 . |

18. При диссоциации серной кислоты образуются:

Ответы:

- | | |
|---|------------------------------------|
| а) H^+ и SO_4^{2-} ; | в) Na^+ и OH^- ; |
| б) 2H^+ и SO_4^{2-} ; | г) H^+ и NO_3^- |

19. Диссоциация – это процесс:

Ответы:

- а) взаимодействия кислоты с основанием;
- б) распада вещества на ионы;
- в) ускорения химической реакции;
- г) образования комплексного иона.

20. Оксиды – это:

Ответы:

- а) простые вещества неметаллы;
- б) сложные вещества, состоящие из 2-х элементов, один из которых кислород;
- в) сложные вещества, состоящие из катионов водорода и анионов кислотных остатков;
- г) простые вещества металлы.

21. Кислота HNO_3 называется:

Ответы:

- | | |
|-------------|---------------|
| а) соляная; | в) азотистая; |
| б) азотная; | г) серная. |

22. Соли серной кислоты называются:

Ответы:

- а) хлориды; б) сульфиды; в) сульфаты; г) сульфиты.

23. Амфотерным оксидом является:

Ответы:

- | | |
|---------------------------|----------------------------|
| а) CO_2 ; | в) Na_2O ; |
| б) H_2O ; | г) ZnO . |

24. К щелочам относится:

Ответы:

- | | |
|-------------------------------|-------------------------------|
| а) $\text{Al}(\text{OH})_3$; | в) $\text{Zn}(\text{OH})_2$; |
| б) $\text{Mg}(\text{OH})_2$; | г) NaOH . |

25. При взаимодействии оксида натрия с водой образуется:

Ответы:

- | | |
|------------------------------|-------------------------------|
| а) HCl ; | в) NaOH ; |
| б) H_2SO_4 ; | г) $\text{Na}(\text{OH})_2$. |

26. При диссоциации хлорида натрия образуются:

Ответы:

- | | |
|------------------------------------|--|
| а) Na^+ и OH^- ; | в) K^+ и Cl^- ; |
| б) Na^+ и Cl^- ; | г) 2Na^+ и SO_4^{2-} . |

27. При взаимодействии серной кислоты с оксидом натрия образуются:

Ответы:

- | | |
|--|---|
| а) Na_2SO_4 и H_2O ; | в) NaCl и H_2O ; |
| б) Na_2CO_3 и H_2O ; | г) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$. |

28. К кислым солям относят:

Ответы:

- | | |
|-------------------------------|--|
| а) Na_2SO_4 ; | в) MgOHCl ; |
| б) KHCO_3 ; | г) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$. |

29. К основным солям относят:

Ответы:

- | | |
|-------------------------------|--|
| а) Na_2SO_4 ; | в) MgOHCl ; |
| б) KHCO_3 ; | г) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$. |

30. Формула гидроксида кальция:

Ответы:

- | | |
|----------------------------|-------------------------------|
| а) K_2O ; | в) KOH ; |
| б) Ca_2O ; | г) $\text{Ca}(\text{OH})_2$. |

39. Соли азотной кислоты называются:

Ответы:

- | | |
|-------------|---------------|
| а) хлориды; | в) сульфаты; |
| б) нитраты; | г) карбонаты. |

40. Соли соляной кислоты называются:

Ответы:

- | | |
|-------------|--------------|
| а) нитраты; | в) сульфаты; |
| б) хлориды; | г) фосфаты. |

41. К средним солям относят:

Ответы:

- | | |
|-------------------------------|--|
| а) Na_2SO_4 ; | в) MgOHCl ; |
| б) KHCO_3 ; | г) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$. |

42. Соли фосфаты образует:

Ответы:

- | | |
|------------------------------|------------------------------|
| а) H_3PO_4 ; | в) HCl ; |
| б) HNO_3 ; | г) H_2SO_4 . |

43. Щелочи – это:

Ответы:

- а) – это нерастворимые основания;
- б) – это растворимые основания;
- в) – это продукты взаимодействия простых веществ с кислородом;
- г) – это простые вещества.

44. При взаимодействии соляной кислоты с гидроксидом бария образуются:

Ответы:

- | | |
|---|--|
| а) BaSO_4 и H_2O ; | в) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и H_2O ; |
| б) BaCl_2 и H_2O ; | г) BaCl_2 и $\text{H}_2\uparrow$. |

45. Кислота, которая образует соли нитраты –это:

Ответы:

- | | |
|---------------------|-------------------------------|
| а) HCl ; | в) H_2SiO_3 ; |
| б) HNO_3 ; | г) H_2SO_4 . |

46. Разбавленная серная кислота взаимодействует с:

Ответы:

- | | |
|--------|--------|
| а) Mg; | в) Ag; |
| б) Cu; | г) Au. |

47. Сероводородная кислота образует соли:

Ответы:

- | | |
|--------------|--------------|
| а) сульфаты; | в) сульфиды; |
| б) сульфиты; | г) хлориды. |

48. Водородный показатель – это:

Ответы:

- а) десятичный логарифм, взятый от концентрации катионов водорода в растворе;
- б) отрицательный десятичный логарифм, взятый от концентрации катионов водорода в растворе;
- в) отрицательный десятичный логарифм, взятый от концентрации гидроксид-анионов в растворе;
- г) концентрация катионов водорода в растворе.

49. Массовая доля растворенного вещества рассчитывается по формуле:

Ответы:

а) $\omega(v - va) = \frac{m(v - va)}{m(p - pa)} \cdot 100\%$;

б) $C_M = \frac{m(v - va)}{M(v - va) \cdot V(p - pa)}$;

в) $T(v - va) = \frac{m(v - va)}{V(p - pa)}$;

г) $pH = -\lg C_H^+$

50. В 0,1н. растворе HCl водородный показатель равен:

Ответы:

- а) 0; б) 1; в) 7; г) 11.

51. Сильным окислителем является:

Ответы:

- | | |
|--|---------------------|
| а) H ₂ O; | в) H ₂ ; |
| б) K ₂ Cr ₂ O ₇ ; | г) Mg. |

52. Метиловый оранжевый окрашивается в розово-красный цвет в среде.

Ответы:

- а) кислой;
- б) нейтральной;
- в) щелочной;
- г) окислительно-восстановительной.

53. Гидролиз – это процесс:

Ответы:

- а) взаимодействия кислоты с основанием;
- б) распада вещества на ионы;
- в) ускорения химической реакции;
- г) взаимодействия веществ с водой.

54. $pH = 7$ в среде.

Ответы:

- а) кислой;
- б) нейтральной;
- в) щелочной;
- г) окислительно-восстановительной.

55. Буферные растворы – это растворы:

Ответы:

- а) способные сохранять pH постоянным;
- б) сильных электролитов;
- в) твердые растворы (сплавы металлов);
- г) резко меняющие pH .

56. Окислительно-восстановительные реакции – это реакции:

Ответы:

- а) протекающие без изменения степени окисления;
- б) протекающие с изменением степени окисления;
- в) протекающие без изменения pH ;
- г) протекающие между кислотой и основанием.

57. В 0,1н. растворе NaOH водородный показатель равен:

Ответы:

- а) 0; б) 1; в) 11; г) 13.

58. $\text{pH} = 12$ в среде.

Ответы:

- а) кислой;
- б) нейтральной;
- в) щелочной;
- г) окислительно-восстановительной.

59. Гидролиз по катиону (кислая среда, $\text{pH} < 7$) протекает в растворе соли:

Ответы:

- | | |
|----------------------|-------------------------------|
| а) MgCl_2 ; | в) KCl ; |
| б) NaNO_3 ; | г) Na_2SO_4 . |

60. Фенолфталеин окрашивается в малиновый цвет в среде.

Ответы:

- а) кислой;
- б) нейтральной;
- в) щелочной;
- г) окислительно-восстановительной.

61. При разбавлении pH ацетатного буферного раствора:

Ответы:

- а) уменьшится;
- б) увеличится;
- в) не изменится.
- г) сначала уменьшится, а затем увеличится.

62. $\text{pH} = 1$ в среде.

Ответы:

- а) кислой;
- б) нейтральной;
- в) щелочной;
- г) окислительно-восстановительной.

63. В нейтральной среде водородный показатель равен:

Ответы:

- | | |
|-------|--------|
| а) 0; | в) 7; |
| б) 1; | г) 10. |

64. При диссоциации нитрата магния образуются:

Ответы:

- а) Mg^{2+} и SO_4^{2-} ; в) Mg^{2+} и 2NO_3 ;
б) Mg^{2+} и 2OH ; г) Mg^{2+} и 2NO_2 .

65. В реакции: $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 (\text{конц}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
восстановитель отдает электронов.

Ответы:

- а) $1\bar{e}$; в) $3\bar{e}$;
б) $2\bar{e}$; г) $4\bar{e}$.

66. К комплексным соединениям относится:

Ответы:

- а) H_2O ; в) NaOH ;
б) H_2SO_4 ; г) $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$.

67. Сколько г хлорида калия надо взять, чтобы приготовить 100 г 3% раствора?

Ответы:

- а) 1 г; в) 10 г;
б) 3 г; г) 30 г.

68. Сильным восстановителем является:

Ответы:

- а) Mg ; в) H_2O ;
б) H_2SO_4 ; г) HNO_3 .

69. Ацетатная буферная смесь состоит из:

Ответы:

- а) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$;
б) $\text{HCl} + \text{KCl}$;
в) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$;
г) $\text{HNO}_3 + \text{KNO}_3$.

70. При взаимодействии соляной кислоты с цинком образуются:

Ответы:

- а) ZnCl_2 и $\text{H}_2\uparrow$; в) ZnCl_2 и H_2O ;
б) ZnSO_4 и H_2O ; г) ZnSO_4 и $\text{H}_2\uparrow$.

71. При взаимодействии азотной кислоты с гидроксидом натрия образуются:

Ответы:

- | | |
|--|---|
| а) Na_2SO_4 и H_2O ; | в) NaNO_3 и H_2O ; |
| б) NaHCO_3 и H_2O ; | г) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ и $\text{H}_2\uparrow$. |

72. Гидролиз по аниону (щелочная среда, $\text{pH} > 7$) протекает в растворе:

Ответы:

- | | |
|----------------------|-------------------------------|
| а) MgCl_2 ; | в) KCl ; |
| б) NaNO_3 ; | г) Na_2CO_3 . |

73. При добавлении небольшого количества соляной кислоты pH ацетатного буферного раствора:

Ответы:

- а) уменьшится;
- б) увеличится;
- в) не изменится;
- г) сначала увеличится, а затем уменьшится.

74. При взаимодействии серной кислоты с гидроксидом калия образуются:

Ответы:

- | | |
|---|---|
| а) K_2SO_4 и H_2O ; | в) KNO_3 и H_2O ; |
| б) CaSO_4 и H_2O ; | г) K_2SO_4 и $\text{H}_2\uparrow$. |

75. Угольная кислота образует соли:

Ответы:

- | | |
|-------------|---------------|
| а) нитраты; | в) карбонаты; |
| б) хлориды; | г) фосфаты. |

76. Окислители – это:

Ответы:

- а) – это вещества, отдающие электроны;
- б) – это вещества, принимающие электроны;
- в) – это вещества, и отдающие и принимающие электроны;
- г) – это вещества, взаимодействующие с кислотами.

77. При добавлении небольшого количества гидроксида натрия рН ацетатного буферного раствора:

Ответы:

- а) уменьшится;
- б) увеличится;
- в) не изменится;
- г) сначала увеличится, а затем уменьшится.

78. Восстановители – это вещества:

Ответы:

- а) отдающие электроны;
- б) принимающие электроны;
- в) взаимодействующие с кислотами;
- г) подвергающиеся гидролизу.

79. При взаимодействии азотной кислоты с гидроксидом кальция образуются:

Ответы:

- | | |
|---|--|
| а) CaSO_4 и H_2O ; | в) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ и H_2O ; |
| б) CaCl_2 и H_2O ; | г) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ и $\text{H}_2\uparrow$. |

80. Ионное произведение воды равно:

Ответы:

- | | |
|-----------------------|-----------------------|
| а) $K_W = 10^{-1}$; | в) $K_W = 10^{-14}$; |
| б) $K_W = 10^{-10}$; | г) $K_W = 10^{-24}$. |

ТЕСТЫ ПО АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ

1. Среди ответов найдите правильное продолжение определения *Титриметрический метод анализа основан на измерении...*

- а) массы осажденной формы определяемого компонента;
- б) объема газа, участвующего в реакции с определяемым компонентом;
- в) точных объемов реагирующих веществ;
- г) плотности раствора, содержащего определяемый компонент.

2. К точной мерной посуде относят

- а) бюретки, пипетки, мерные колбы;
- б) промывалки, часовые стекла;
- в) мерные цилиндры, мензурки;
- г) колбы для титрования.

3. Требованием, которое не предъявляется к стандартным веществам, является

- а) устойчивость при хранении;
- б) известный стехиометрический состав;
- в) летучесть;
- г) отсутствие примесей.

4. Точка эквивалентности – это

- а) окончание реакции;
- б) добавление индикатора;
- в) отбор пробы;
- г) добавление титранта.

5. Точность взвешивания на аналитических весах

- а) 0.0001 г;
- б) 0.001 г;
- в) 0.01 г;
- г) 0.1 г.

6. Продолжите определение: *Кисотно-основное титрование основано на реакции...*

- а) окисления – восстановления;
- б) осаждения;
- в) нейтрализации;
- г) комплексообразования.

7. В кислотно-основном титровании используют индикаторы

- а) метиловый оранжевый, фенолфталеин;
- б) крахмал, метиловый оранжевый;
- в) хромоген черный, мурексид;
- г) мурексид, фенолфталеин.

8. В качестве стандартного раствора для определения концентрации щелочей используют раствор

- а) щавелевой кислоты;
- б) соляной кислоты;
- в) серной кислоты;
- г) трилона Б.

9. Кривая титрования – это

- а) отрицательный десятичный логарифм, взятый от концентрации катионов водорода в растворе;
- б) график зависимости изменения рН от объема добавленного титранта;
- в) основная расчетная формула в титриметрии;
- г) постепенное добавление титранта к аналиту.

10. Титриметрический метод основан на

- а) законе сохранения массы веществ;
- б) законе постоянства состава;
- в) периодическом законе;
- г) законе эквивалентов.

11. Индикатором для титрования серной кислоты гидроксидом калия является

- а) фенолфталеин;
- б) мурексид;
- в) крахмал;
- г) хромоген.

12. Для титрования гидроксида калия соляной кислотой подходит индикатор

- а) метиловый оранжевый;
- б) хромоген;
- в) мурексид;
- г) крахмал.

13. Карбонатная (временная) жесткость природной воды обусловлена присутствием

- а) катионов кальция и магния;
- б) нитратов и карбонатов;
- в) сульфатов и хлоридов;
- г) гидрокарбонатов.

14. Титрантом и индикатором при определении карбонатной (временной) жесткости природной воды являются

- а) соляная кислота и метиловый оранжевый;
- б) тиосульфат натрия и крахмал;
- в) трилон Б и хромоген черный;
- г) трилон Б и мурексид.

15. Продолжите определение

Комплексонометрическое титрование основано на реакции ...

- а) окисления – восстановления;
- б) комплексообразования;
- в) нейтрализации;
- г) осаждения.

16. Общая жесткость природной воды обусловлена содержанием

- а) катионов кальция и магния;
- б) катионов натрия и калия;
- в) сульфатов и хлоридов;
- г) нитратов и карбонатов.

17. Титрантом для определения общей жесткости природной воды является

- а) гидроксид натрия;
- б) перманганат калия;

- в) соляная кислота;
- г) трилон Б.

18. Определение общей жесткости природной воды проводят в

- а) характер среды не влияет на определение;
- б) нейтральной среде;
- в) щелочной среде;
- г) кислой среде.

19. Индикатором для определения общей жесткости природной воды является

- а) хромоген черный;
- б) фенолфталеин;
- в) мурексид;
- г) крахмал.

20. Раствором, добавляемым к титруемой пробе при определении общей жесткости с хромогеном для поддержания $pH=9$, является

- а) аммиачный буферный раствор;
- б) гидроксид натрия;
- в) хлорид натрия;
- г) серная кислота.

21. При определении общей жесткости воды в точке эквивалентности окраска раствора меняется

- а) от винно-красной до сине-зеленой;
- б) от сине-фиолетовой к бесцветной;
- в) от бесцветной к розовой;
- г) от желтой к оранжевой.

22. Титрантом для определения содержания ионов кальция в растворе является

- а) перманганат калия;
- б) гидроксид натрия;
- в) соляная кислота;
- г) трилон Б.

23. Для определения содержания катионов кальция в растворе используют индикатор

- а) метиловый оранжевый;
- б) хромоген черный;
- в) фенолфталеин;
- г) мурексид.

24. Продолжите определение:

Окислительно-восстановительное титрование основано на реакции ...

- а) окисления – восстановления;
- б) комплексообразования;
- в) нейтрализации;
- г) осаждения.

25. Индикатором в перманганатометрии является

- а) титрант – перманганат калия;
- б) хромоген черный;
- в) фенолфталеин;
- г) крахмал.

26. Окислительно-восстановительное титрование проводят в

- а) характер среды не влияет на определение;
- б) нейтральной среде;
- в) щелочной среде;
- г) кислой среде.

27. В перманганатометрии при достижении точки эквивалентности окраска раствора меняется

- а) от сине-фиолетовой к бесцветной;
- б) от бесцветной к розовой;
- в) от красной к оранжевой;
- г) от желтой к оранжевой.

28. Индикатором для определения содержания йода в растворе является

- а) хромоген черный;
- б) фенолфталеин;

- в) крахмал;
- г) лакмус.

29. Для определения содержания йода в растворе используют

- а) тиосульфат натрия;
- б) серную кислоту;
- в) фенолфталеин;
- г) крахмал.

30. При йодометрическом титровании окраска крахмала в момент эквивалентности меняется

- а) от сине-фиолетовой к бесцветной;
- б) от бесцветной к розовой;
- в) от красной к оранжевой;
- г) от желтой к оранжевой.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

Периодическая система Д. И. Менделеева

Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																	
Период	Ряд	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII	
		Li Литий	Be Бериллий	B Бор	C Углерод	N Азот	O Кислород	F Фтор	Ne Неон	He Гелий	Ar Аргон	Fe Железо	Co Кобальт	Ni Никель	Os Осмий	Ir Иридий	Pt Платина
I	1	(H)															
II	2	Li 6,939	Be 9,0122		C 12,01115	N 14,0067	O 15,9994	Ne 20,179	He 4,0026								
III	3	Na 22,9898	Mg 24,305	Al 26,9815	Si 28,086	P 30,9738	S 32,064	Ar 39,948									
IV	4	K 39,102	Ca 40,08	Sc 44,956	Ti 47,90	V 50,942	Cr 51,996	Mn 54,9380	Fe 55,847								
	5	Cu 63,546	Zn 65,37	Ga 69,72	Ge 72,59	As 74,9216	Se 78,96	Br 79,904	Kr 83,80								
V	6	Rb 85,47	Sr 87,62	Y 88,905	Zr 91,22	Nb 92,906	Mo 95,94	Tc [99]	Ru 101,07								
	7	Ag 107,868	Cd 112,40	In 114,82	Sn 118,69	Sb 121,75	Te 127,60	I 126,9044	Xe 131,30								
VI	8	Cs 132,905	Ba 137,34	La* 138,91	Hf 178,49	Ta 180,948	W 183,85	Re 186,2	Os 190,2								
	9	Au 196,967	Hg 200,59	Tl 204,37	Pb 207,19	Bi 208,980	Po [210]*	At [210]	Rn [222]								
VII	10	Fr [223]	Ra [226]	Ac** [227]	Rf [261]	Db [262]	Sg [263]	Bh [262]	Hs [265]								

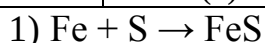
58	Ce 140,12	Pr 140,907	Nd 144,24	Pm [147]*	Sm 150,35	Eu 151,96	Gd 157,25	Tb 158,924	Dy 162,50	Ho 164,930	Er 167,26	Tm 168,934	Yb 173,04	Lu 174,97
90	Th 232,038	Pa [231]	U 238,03	Np [237]	Pu [244]	Am [243]	Cm [247]	Bk [247]	Cf [252]*	Es [254]	Fm [257]	Md [257]	No [259]	Lr [260]

Количественные величины в химии

Физическая величина	Обозначение	Единицы измерения		Соотношения между единицами измерения	Формула для нахождения физической величины
		система СИ	вне системные		
Масса	m	кг	г	$1 \text{ кг} = 10^3 \text{ г}$	$m = \rho \cdot V;$ $m = \nu \cdot M$
Объем	V	м^3	л, мл, см^3	$1 \text{ м}^3 = 10^3 \text{ л};$ $1 \text{ л} = 1 \text{ дм}^3 =$ $= 10^{-3} \text{ м}^3;$ $1 \text{ л} = 10^3 \text{ мл}$	$V = \frac{m}{\rho};$ $V = \nu \cdot V_m$
Количество вещества	ν	моль	моль	—	$\nu = \frac{m}{M};$ $\nu = \frac{V}{V_m}; \nu = \frac{N}{N_A}$
Число Авогадро	N_A	моль^{-1}	моль^{-1}	$6,02 \cdot 10^{23}$	$N_A = \frac{N}{\nu}$
Молярная масса	M	кг/моль	г/моль	$1 \text{ кг/моль} =$ $= 10^3 \text{ г/моль}$	$M = \frac{m}{\nu}$
Молярный объем	V_m	$\text{м}^3/\text{моль}$	л/моль	$1 \text{ м}^3/\text{моль} =$ $= 10^3 \text{ л/моль}$	$V_m = \frac{V}{\nu}$
Плотность	ρ	кг/м^3	г/мл, $\text{г/см}^3,$ г/л	$1 \text{ кг/м}^3 =$ $= 10^{-3} \text{ г/мл} =$ $= 10^{-3} \text{ г/см}^3;$ $1 \text{ г/мл} = 10^3 \text{ г/л}$	$\rho = \frac{m}{V}; \rho = \frac{M}{V_m}$
Число структурных частиц	N	—	—	—	$N = \nu \cdot N_A$

Химические свойства неорганических соединений

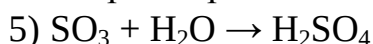
	Металл	Вода	Основный оксид	Основание	Соль
Неметалл	соль (1)	–	–	–	–
Вода	щелочь + водород (2)	–	щелочь (7)	–	гидролиз (6)
Кислотный оксид	–	кислота (5)	соль (8)	соль + вода (10)	–
Кислота	соль + водород (3)	–	соль + вода (9)	соль + вода (11)	новая соль + новая кислота (13)
Соль	новая соль + новый металл (4)	гидролиз (6)	–	новая соль + новое основание (12)	две новые соли (14)



2) $2\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$. С водой взаимодействуют только те металлы, которые в ряду напряжения металлов стоят до магния.

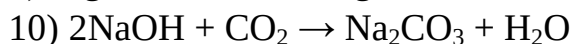
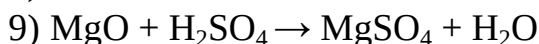
3) $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$. С соляной, разбавленной серной, ортофосфорной кислотами взаимодействуют только активные металлы, стоящие в ряду напряжения до водорода. Концентрированная серная кислота и азотная кислота реагируют с металлами по-другому.

4) $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$. Более активные металлы вытесняют менее активные из растворов их солей (см. табл. «Ряд напряжений металлов»).



6) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$. Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, гидролизу не подвергаются.

7) $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2$. С водой реагируют оксиды только тех металлов, которые образуют щелочи (растворимые в воде основания).



12) $\text{FeCl}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{Fe(OH)}_2\downarrow + 2\text{KCl}$. Реакция протекает, если образуется осадок (нерастворимое основание или нерастворимая соль).

13) $\text{K}_2\text{S} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow$. Более сильная кислота вытесняет менее сильную из раствора ее соли, менее летучая – более летучую. Условие протекания реакции – образование осадка или выделение газа.

14) $\text{Ba(NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaNO}_3$. Условие протекания реакции – образование осадка.

Типы химических реакций

Классификационный признак	Классы реакций	Пример
Изменение степени окисления	<i>Окислительно-восстановительные</i>	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$
	<i>Без изменения степени окисления</i>	$\text{KOH} + \text{HBr} \rightarrow \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$
Характер процесса	<i>Соединение</i>	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$
	<i>Разложение</i>	$2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow$
	<i>Замещение</i>	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} + \text{FeSO}_4$
	<i>Обмен</i>	$\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
Обратимость	<i>Обратимые</i>	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$
	<i>Необратимые</i>	$\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3$
Тип разрыва связей	<i>Гомолитические</i>	$\text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} 2\text{Cl}\cdot$
	<i>Гетеролитические</i>	$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
Тепловой эффект	<i>Экзотермические</i>	$\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + Q (-\Delta H)$
	<i>Эндотермические</i>	$\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow - Q (+\Delta H)$
Агрегатное состояние фаз	<i>Гомогенные</i>	$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ (все вещества находятся в водном растворе)
	<i>Гетерогенные</i>	$4\text{FeS}_{2(\text{тв})} + 11\text{O}_{2(\text{газ})} \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{тв})} + 8\text{SO}_{2\uparrow(\text{газ})}$
Наличие или отсутствие катализатора	<i>Некаталитические</i>	$\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$
	<i>Каталитические</i>	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{V}_2\text{O}_5} 2\text{SO}_3$

Названия кислот и их солей

Формула кислоты	Название кислоты	Кислотный остаток	Название соли
HF	фтороводородная (плавиковая)	F ⁻	фторид
HCl	хлороводородная (соляная)	Cl ⁻	хлорид
HBr	бромоводородная	Br ⁻	бромид
HI	иодоводородная	I ⁻	иодид
H ₂ S	сероводородная	S ²⁻	сульфид
HCN	циановодородная (синильная)	CN ⁻	цианид
HSCN	тиоциановодородная (родановая)	SCN ⁻	тиоцианат (роданид)
HNO ₃	азотная	NO ₃ ⁻	нитрат
HNO ₂	азотистая	NO ₂ ⁻	нитрит
H ₂ SO ₄	серная	SO ₄ ²⁻	сульфат
H ₂ SO ₃	сернистая	SO ₃ ²⁻	сульфит
H ₂ S ₂ O ₃	тиосерная	S ₂ O ₃ ²⁻	тиосульфат
HPO ₃	метафосфорная	PO ₃ ⁻	метафосфат
H ₃ PO ₄	ортофосфорная (фосфорная)	PO ₄ ³⁻	ортофосфат
H ₄ P ₂ O ₇	дифосфорная (пирофосфорная)	P ₂ O ₇ ⁴⁻	дифосфат (пирофосфат)
H ₂ CO ₃	угольная	CO ₃ ²⁻	карбонат
H ₂ SiO ₃	метакремниевая (кремниевая)	SiO ₃ ²⁻	метасиликат (силикат)
H ₄ SiO ₄	ортокремниевая	SiO ₄ ⁴⁻	ортосиликат
HBO ₂	метаборная	BO ₂ ⁻	метаборат
H ₃ BO ₃	ортоборная (борная)	BO ₃ ³⁻	ортоборат (борат)
HClO ₄	хлорная	ClO ₄ ⁻	перхлорат
HClO ₃	хлорноватая	ClO ₃ ⁻	хлорат

HClO ₂	хлористая	ClO ₂ ⁻	хлорит
HClO	хлорноватистая	ClO ⁻	гипохлорит
H ₂ CrO ₄	хромовая	CrO ₄ ²⁻	хромат
H ₂ Cr ₂ O ₇	дихромовая	Cr ₂ O ₇ ²⁻	дихромат (бихромат)
HMnO ₄	марганцовая	MnO ₄ ⁻	перманганат
H ₂ MnO ₄	марганцовистая	MnO ₄ ²⁻	манганат
CH ₃ COOH	этановая (уксусная)	CH ₃ COO ⁻	ацетат

Приложение 6

Относительные электроотрицательности элементов

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	H 2,10										He -
2	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10				Ne -
3	Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,10	S 2,60	Cl 2,83				Ar -
4	K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	Co 1,70	Ni 1,75	
	Cu 1,75	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74				Kr -
5	Rb 0,89	Sr 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Tc 1,36	Ru 1,42	Rh 1,45	Pd 1,35	
	Ag 1,42	Cd 1,46	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,21				Xe -
6	Cs 0,86	Ba 0,97	La 1,08	Hf 1,23	Ta 1,33	W 1,40	Re 1,46	Os 1,52	Ir 1,55	Pt 1,44	
	Au 1,42	Hg 1,44	Ti 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,76	At 1,90				Rn -

Растворимость кислот, оснований и солей в воде

	OH^-	Cl^-	NO_3^-	SO_4^{2-}	SO_3^{2-}	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}	PO_4^{3-}	S^{2-}	CH_3COO^-
H^+	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P
Li^+	P	P	P	P	P	M	P	M	P	P
K^+	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Na^+	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NH_4^+	P	P	P	P	P	P	—	P	P	P
Ba^{2+}	P	P	P	H	H	H	H	H	P	P
Ca^{2+}	M	P	P	M	H	H	H	H	P	P
Mg^{2+}	H	P	P	P	M	H	H	H	P	P
Al^{3+}	H	P	P	P	—	—	H	H	—	P
Cr^{3+}	H	P	P	P	—	—	—	H	—	P
Fe^{2+}	H	P	P	P	H	H	H	H	H	P
Fe^{3+}	H	P	P	P	—	—	H	H	—	P
Ni^{2+}	H	P	P	P	H	H	—	H	H	P
Co^{2+}	H	P	P	P	H	H	—	H	H	P
Mn^{2+}	H	P	P	P	H	H	H	H	H	P
Zn^{2+}	H	P	P	P	H	H	H	H	H	P
Ag^+	—	H	P	M	H	H	—	H	H	P
Hg^+	—	H	P	M	—	H	—	H	H	P
Hg_2^{2+}	—	P	P	P	—	—	—	H	H	P
Pb^{2+}	H	M	P	H	H	H	H	H	H	P
Cu^{2+}	H	P	P	P	—	—	H	H	H	P

Ряд напряжений металлов

Электрод	Уравнение электродного процесса	Стандартный потенциал (φ°) при 25°C, В
Li ⁺ /Li	Li ⁺ + e ⁻ = Li	-3,045
Rb ⁺ /Rb	Rb ⁺ + e ⁻ = Rb	-2,925
K ⁺ /K	K ⁺ + e ⁻ = K	-2,924
Cs ⁺ /Cs	Cs ⁺ + e ⁻ = Cs	-2,923
Ca ²⁺ /Ca	Ca ²⁺ + 2e ⁻ = Ca	-2,866
Na ⁺ /Na	Na ⁺ + e ⁻ = Na	-2,714
Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ + 2e ⁻ = Mg	-2,363
Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ + 3e ⁻ = Al	-1,663
Ti ²⁺ /Ti	Ti ²⁺ + 2e ⁻ = Ti	-1,630
Mn ²⁺ /Mn	Mn ²⁺ + 2e ⁻ = Mn	-1,179
Cr ²⁺ /Cr	Cr ²⁺ + 2e ⁻ = Cr	-0,913
Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ + 2e ⁻ = Zn	-0,763
Cr ³⁺ /Cr	Cr ³⁺ + 3e ⁻ = Cr	-0,744
Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ + 2e ⁻ = Fe	-0,440
Cd ²⁺ /Cd	Cd ²⁺ + 2e ⁻ = Cd	-0,403
Co ²⁺ /Co	Co ²⁺ + 2e ⁻ = Co	-0,277
Ni ²⁺ /Ni	Ni ²⁺ + 2e ⁻ = Ni	-0,250
Sn ²⁺ /Sn	Sn ²⁺ + 2e ⁻ = Sn	-0,136
Pb ²⁺ /Pb	Pb ²⁺ + 2e ⁻ = Pb	-0,126
Fe ³⁺ /Fe	Fe ³⁺ + 3e ⁻ = Fe	-0,037
2H⁺/H₂	2H⁺ + 2e⁻ = H₂	0
Bi ³⁺ /Bi	Bi ³⁺ + 3e ⁻ = Bi	+0,215
Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ + 2e ⁻ = Cu	+0,337
Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ + e ⁻ = Ag	+0,799
Hg ²⁺ /Hg	Hg ²⁺ + 2e ⁻ = Hg	+0,850
Pt ²⁺ /Pt	Pt ²⁺ + 2e ⁻ = Pt	+1,188
Au ⁺ /Au	Au ⁺ + e ⁻ = Au	+1,692

Константы и степени диссоциации электролитов

Электролиты	K_d (при 25°С)	pK	α , % (0,1 н р-р) (при 18°С)
Кислоты			
HCl, HBr, HI, HNO ₃			92,00
H ₂ SO ₄			58,00
H ₂ SO ₃	$K_{d1}=1,41 \cdot 10^{-2}$ $K_{d2}=6,31 \cdot 10^{-8}$	1,85 7,20	34,00
H ₂ C ₂ O ₄	$K_{d1}=5,62 \cdot 10^{-2}$ $K_{d2}=5,37 \cdot 10^{-5}$	1,25 4,27	31,00
H ₃ PO ₄	$K_{d1}=7,59 \cdot 10^{-3}$ $K_{d2}=6,31 \cdot 10^{-8}$ $K_{d3}=4,79 \cdot 10^{-13}$	2,12 7,20 12,32	27,00
HF	$K_d=6,61 \cdot 10^{-4}$	3,18	8,50
HCOOH	$K_d=1,78 \cdot 10^{-4}$	3,75	4,20
CH ₃ COOH	$K_d=1,74 \cdot 10^{-5}$	4,76	1,30
H ₂ CO ₃	$K_{d1}=4,47 \cdot 10^{-7}$ $K_{d2}=4,79 \cdot 10^{-11}$	6,35 10,32	0,17
H ₂ S	$K_{d1}=1,02 \cdot 10^{-7}$ $K_{d2}=2,51 \cdot 10^{-13}$	6,99 12,60	0,07
H ₃ BO ₃	$K_{d1}=7,08 \cdot 10^{-10}$	9,15	0,01
HCN	$K_d=5,01 \cdot 10^{-10}$	9,30	0,001
Основания			
NaOH, KOH			91,00
Ca(OH) ₂			75,00
Ba(OH) ₂			69,00
NH ₄ OH	$K_d=1,76 \cdot 10^{-5}$	4,75	1,30
Соли			
M ⁺ A ⁻			80-90
M ⁺ A ₂ ⁻ , M ₂ ⁺ A ⁻			70-80
M ²⁺ A ²⁻			35-45
H ₂ O	$K_d=1,82 \cdot 10^{-16}$	15,74	

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение	3
Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории.....	4
Доврачебная помощь при ожогах, отравлениях и порезах	6
Часть 1. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	8
Глава 1. Основные понятия и законы химии.....	8
1.1. Основные химические понятия	8
1.2. Законы химии	10
Глава 2. Основные классы неорганических соединений.....	12
2.1. Оксиды	12
2.2. Основания и амфотерные гидроксиды	14
2.3. Кислоты.....	17
2.4. Соли	19
<i>Лабораторная работа №1. Свойства основных классов неорганических соединений.....</i>	<i>22</i>
Глава 3. Химическая кинетика и химическое равновесие ...	26
3.1. Химическая кинетика	26
3.2. Химическое равновесие	32
<i>Лабораторная работа №2. Химическая кинетика и химическое равновесие</i>	<i>34</i>
Глава 4. Растворы.....	38
4.1. Классификация растворов.....	38
4.2. Способы выражения концентрации растворов.....	41
4.3. Электролитическая диссоциация	42
4.4. Ионные уравнения реакций	46
<i>Лабораторная работа №3. Электролитическая диссоциация</i>	<i>47</i>
Глава 5. Кислотно-основные равновесия в водных растворах	51
5.1. Водородный показатель	51
5.2. Буферные растворы	55
<i>Лабораторная работа №4. Водородный показатель. Буферные растворы</i>	<i>58</i>
Глава 6. Гидролиз	61
6.1. Типы гидролиза солей	61
6.2. Составление уравнений гидролиза солей.....	65

Лабораторная работа №5. Гидролиз солей	70
Глава 7. Окислительно-восстановительные реакции	72
7.1. Степень окисления	72
7.2. Теория окислительно-восстановительных реакций	74
7.3. Классификация окислительно-восстановительных реакций	76
Лабораторная работа №6. Окислительно-восстанови- тельные реакции	78
Глава 8. Комплексные соединения	82
8.1. Строение комплексных соединений	82
8.2. Номенклатура комплексных соединений	82
8.3. Классификация комплексных соединений	84
8.4. Диссоциация комплексных соединений	86
8.5. Комплексы с макроциклическими соединениями	86
Лабораторная работа №7. Комплексные соединения	89
Часть 2. АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	93
Глава 9. Основы аналитической химии	93
9.1. Классификация методов анализа	93
9.2. Качественный анализ	94
Глава 10. Количественный анализ	98
10.1. Классификация методов количественного анализа	98
10.2. Титриметрический анализ	98
10.3. Лабораторная посуда и оборудование в титриметрическом анализе	101
Глава 11. Кисотно-основное титрование	112
Лабораторная работа №8. Стандартизация раствора гидроксида натрия по щавелевой кислоте	116
Лабораторная работа №9. Определение массы серной кислоты в растворе (Контрольная задача)	118
Лабораторная работа №10. Стандартизация раствора хлороводородной (соляной) кислоты	120
Лабораторная работа №11. Определение карбонатной жесткости воды	122
Глава 12. Комплексонометрическое титрование	124
Лабораторная работа №12. Определение общей жесткости воды	126
Лабораторная работа №13. Определение кальция в воде	128

Глава 13. Окислительно-восстановительное титрование	130
13.1. Перманганатометрия	132
13.2. Иодометрия.....	132
<i>Лабораторная работа №14. Определение железа в соли Мора</i> (Контрольная задача)	134
<i>Лабораторная работа №15. Определение свободного иода</i> I_2 в растворе (Контрольная задача)	136
Список литературы.....	138
Химический диктант	139
Цепочки превращений	154
Тесты по неорганической химии	157
Тесты по аналитической химии	169
Приложения.....	175
<i>Приложение 1. Периодическая система Д.И.Менделеева</i>	<i>175</i>
<i>Приложение 2. Количественные величины в химии.....</i>	<i>176</i>
<i>Приложение 3. Химические свойства неорганических</i> <i>соединений</i>	<i>177</i>
<i>Приложение 4. Типы химических реакций</i>	<i>178</i>
<i>Приложение 5. Название кислот и их солей</i>	<i>179</i>
<i>Приложение 6. Относительные электроотрицательности</i> <i>элементов.....</i>	<i>180</i>
<i>Приложение 7. Растворимость кислот, оснований и солей</i> <i>в воде</i>	<i>181</i>
<i>Приложение 8. Ряд напряжений металлов</i>	<i>182</i>
<i>Приложение 9. Константы и степени диссоциации</i> <i>электролитов</i>	<i>183</i>