

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 ХИМИЯ

Лабораторный практикум

для направлений подготовки бакалавров:
38.08.07 – «Товароведение», 36.03.02 – «Зоотехния»,
35.03.03 – «Агрохимия и агропочвоведение»,
35.03.07 – «Технология производства и переработки
сельскохозяйственной продукции»,
19.03.02 – «Продукты питания из
растительного сырья»

ВОРОНЕЖ
2017

Печатается по решению редакционно-издательского совета ФГБОУ ВО
«Воронежский государственный аграрный университет
им. императора Петра I»

УДК 546(075)

ББК 24.1

Н 52

Составители: Соколова С.А., Перегончая О.В., Дьяконова О.В., Ткаченко С.В.

Рецензенты:

доцент кафедры аналитической химии ВГУ д.х.н. Зяблов А. Н.,
доцент кафедры агрохимии и почвоведения Воронежского ГАУ к.с-х.н.
Крутских Л. П.

Неорганическая химия. Лабораторный практикум / С. А. Соколова,
О. В. Перегончая, О. В. Дьяконова, С. В. Ткаченко – Воронеж: ФГБОУ
ВО Воронежский ГАУ, 2017. – 93с.

Настоящее учебное пособие является лабораторным практикумом и предназначено для использования на лабораторно-практических занятиях при изучении курсов «Химия» и «Химия неорганическая». Пособие подготовлено в соответствии с ФГОС ВО для направлений подготовки бакалавров: 38.08.07 – «Товароведение», 36.03.02 – «Зоотехния», 35.03.03 – «Агрохимия и агропочвоведение», 19.03.02 – «Продукты питания из растительного сырья», 35.03.07 – «Технология производства и переработки сельскохозяйственной продукции».

Материал разбит на девять тем и содержит 8 лабораторных работ, каждая из которых соответствует определенной тематике общехимических закономерностей, изучаемых в рамках читаемых учебных курсов. После каждого раздела приводятся упражнения, позволяющие закрепить пройденный материал и оценить уровень его усвоения.

Табл. 5. Библиогр.: 7 назв.

Учебное пособие рассмотрено и рекомендовано к изданию на заседании кафедры химии.

Протокол № 5 от 09.01.2017

Учебное пособие рассмотрено и рекомендовано к изданию на заседаниях методических советов факультетов:

Факультета технологии и товароведения.

Протокол № 5 от 31.01.2017

Факультета ветеринарной медицины и технологии животноводства.

Протокол № 7 от 31.01.2017

Факультета агрономии, агрохимии и экологии.

Протокол № 5 от 24.01.2017

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

© ФГБОУ ВО ВГАУ им. императора Петра I

ПРЕДИСЛОВИЕ

Химия – естественнонаучная дисциплина, которая служит основой для дальнейшего изучения специальных предметов.

При освоении курса химии приобретается многосторонняя информация об основных химических понятиях и фундаментальных законах, объясняющих свойства и превращения химических элементов и их соединений в технологических процессах и живой природе.

Данные учебно-методические материалы являются необходимой составной частью учебно-методических комплексов по дисциплинам «Химия» и «Химия неорганическая» и разработаны в соответствии с содержанием рабочих программ для студентов факультетов: технологии и товароведения, ветеринарной медицины и технологии животноводства, агрономии, агрохимии и экологии, обучающихся по направлению подготовки: 38.08.07 «Товароведение», 36.03.02 – «Зоотехния», 35.03.03 – «Агрохимия и агропочвоведение», 19.03.02 – «Продукты питания из растительного сырья», 35.03.07 – «Технология производства и переработки сельскохозяйственной продукции»

Главной задачей лабораторного практикума является ознакомление с основными понятиями химии, строением вещества, свойствами основных классов неорганических соединений, с закономерностями протекания электролитической диссоциации, кислотно-основного равновесия, гидролиза, окислительно-восстановительных реакций, способами получения и свойствами комплексных соединений.

Учебное пособие содержит необходимые сведения о технике безопасности при работе в химической лаборатории, описание 8 лабораторных работ, выполняемых с применением современного оборудования и реактивов.

Приведены задания и упражнения для самоконтроля, работа над которыми будет способствовать более глубокому пониманию сущности предмета. Широкая тематика и разнообразие заданий позволяет варьировать содержание методических указаний для студентов различных уровней подготовки.

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 тем, как набрать какое-либо химическое вещество, необходимо внимательно прочесть надпись на этикетке.

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

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

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

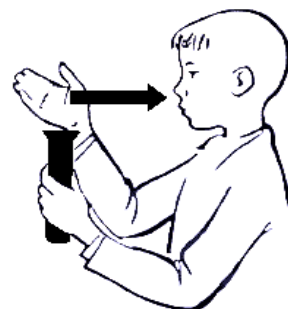
7. Для перемешивания содержимого пробирки удобнее всего, держа пробирку в одной руке, осторожно ударять ею о ладонь другой руки. Ни в коем случае не следует встряхивать пробирку, закрыв ее пальцем. Необходимо избегать попадания на кожу, каких бы то ни было химических веществ.

8. Определяя запах вещества, нужно направлять струю воздуха в сторону носа легкими движениями руки над отверстием сосуда.

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

10. 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.

11. 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.



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

13. 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.

14. 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 запрещено принимать пищу и напитки.

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 раствор йода,
- 1% раствор уксусной кислоты,
- 3-5% раствор гидрокарбоната натрия (соды),
- насыщенный раствор борной кислоты,
- раствор перманганата калия,
- раствор этилового спирта.

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 уксусной кислоты. В том и другом случае пораженное место надо смазать вазелином и перевязать.

При попадании кислоты в глаза 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 также необходимо направить к врачу.



Тема 1. ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ

- **Химический элемент** – вид атомов с одинаковым зарядом ядра.
- **Атом** – наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства. Химические свойства атома определяются его строением.
- **Молекула** – наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами, которые определяются её составом и химическим строением.
- **Ион** – одно- или многоатомная частица, обладающая зарядом. Положительно заряженные ионы называют катионы, отрицательно заряженные – анионы.
- **Атомная масса (A_r)** – относительная масса атома элемента, показывающая во сколько раз данный атом тяжелее $1/12$ атома углерода, т.е. выраженная в дальтонах, Да (см. приложения табл.1).
- **Молекулярная масса (M_r)** – относительная масса молекулы вещества, выраженная в дальтонах. Молекулярная масса вещества равна сумме масс всех атомов, образующих молекулу или частицу. Например, молекулярная масса воды:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ (Да)}.$$

Атомная и молекулярная масса являются основными характеристиками вещества. Однако, в естественных науках часто приходится сравнивать не массу веществ, а количество структурных единиц – молекул, атомов или ионов. Величиной, характеризующей число структурных единиц, является **количество вещества**. За единицу измерения количества вещества принят *моль*.

- **Моль** – количество вещества ν (гр. буква «ню»), содержащее столько структурных единиц, сколько содержится в 12 г изотопа ^{12}C . Зная массу 1 атома углерода ($1,993 \cdot 10^{-26}$ кг), легко вычислить число атомов в 0,012 кг углерода:

$$N_A = \frac{0,012}{1,993 \cdot 10^{-26}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ (моль}^{-1}\text{)}$$

N_A – **число Авогадро**, которое соответствует числу структурных единиц в одном моле любого вещества.

- **Молярная масса (M)** – масса 1 моль вещества, выраженная в граммах и численно равная молекулярной массе.

$[M] = 1$ г/моль. Масса вещества (m), его количество и молярная масса между собой связаны соотношением:

$$m = \nu \cdot M \quad (1.1)$$

- **Молярный объём газа** – объём, который занимает 1 моль газообразного вещества при данных условиях.

При нормальных условиях (н.у.), т.е. при температуре 0°C (273 K) и давлении 1 атм. (101,3 кПа), **молярный объём газа (V_m) составляет 22,4 л.** При вычислении молярного объёма газа в других условиях используют уравнение состояния идеального газа: $PV = \nu RT$ (P – давление, V – объём газа, ν – количество газа, T – абсолютная температура, R – универсальная газовая постоянная, значение которой 8,31 Дж/моль·K).

- **Эквивалент** – реальная или условная часть формульной единицы (атома, молекулы или иона), принимающая участие в образовании одной химической связи при протекании химической реакции.

Число эквивалентности Z показывает, сколько эквивалентов вещества содержится в одной формульной единице. Значение Z зависит от химической реакции, в которой вещество принимает участие. Наряду с числом эквивалентности часто используют понятие **фактора эквивалентности f** , представляющего собой долю формульной единицы, соответствующую эквиваленту $f = 1/Z$.

В химических реакциях обменного типа число эквивалентности Z считают равным количеству моль H^+ или OH^- ионов, которые отщепляются или присоединяются 1 молем вещества.

В окислительно-восстановительных реакциях число эквивалентности Z рассчитывается по отношению к количеству отданных или принятых частицей электронов.

- **Количество эквивалентов вещества $\nu_{\text{э}}$** прямо пропорционально произведению количества моль вещества и числа эквивалентности: $\nu_{\text{э}} = Z \cdot \nu$

- **Молярная масса эквивалента (эквивалентная масса) $M_{\text{э}}$** равна массе одного моль эквивалента вещества.

$[M_{\text{э}}] = 1$ г/моль.

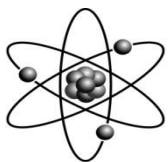
Поскольку водород в соединениях может занимать только одно валентное место, то эквивалентная масса соединения, вступающего в реакции, протекающие без изменения степени окисления, равна молярной массе делённой на число атомов водорода, которое данный атом может присоединить.

- **Эквивалентная масса кислот, оснований и солей**, участвующих в обменных реакциях вычисляется по формуле:

$$M_{\text{Э}} = \frac{M}{Z} = f \cdot M, \quad (1.2)$$

где M – молярная масса вещества, а Z совпадает с основностью кислоты или кислотностью основания – числом катионов водорода или гидроксид анионов, соответственно, образующихся при диссоциации молекулы. В случае солей число эквивалентности находят по основному остатку – атому металла, умножив его валентность на число атомов в формуле.

- **Эквивалентная масса вещества, участвующего в окислительно-восстановительном процессе** вычисляется по формуле 1.2, приведённой выше. Число эквивалентности равно числу электронов, отданных или принятых данной частицей $Z = n_{\bar{e}}$.



Тема 2. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

ВОПРОСЫ К СЕМИНАРУ

Строение атома

Назовите массовые и зарядовые характеристики элементарных частиц, входящих в состав атома. Какие атомы называют изотопами? Приведите примеры.

Специфика квантовой механики. Корпускулярно-волновой дуализм (уравнение де Бройля). Принцип неопределенности Гейзенберга. Волновая функция. Уравнение Шредингера. Атомная орбиталь. Физический смысл квантовых чисел.

Принципы заполнения атомных орбиталей в многоэлектронных атомах (принцип Паули, принцип минимума энергии, правило Хунда).

Способы записи электронного строения атома (электронные и электронно-графические формулы).

Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева

Приведите современную формулировку Периодического закона. Сформулируйте его физический смысл.

Структура периодической системы. Физический смысл порядкового номера элемента, номера периода и номера группы Периодической системы. Электронные семейства и расположение s-, p-, d-, f-элементов в Периодической системе. Правила Клечковского.

Периодические свойства атомов элементов. Сформулируйте определение понятий: энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность атомов. Как эти свойства атомов меняются у элементов периода слева направо? Как они меняются у элементов, стоящих в одной главной подгруппе сверху вниз? Как происходит изменение радиуса атомов в периоде и группе?

Назовите общие химические свойства элементов. Как в периоде меняются металличность и неметалличность атомов, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений элементов?

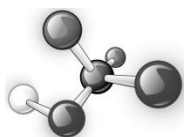
Химическая связь

Дайте определение химической связи. Назовите типы химических связей. Чем они отличаются друг от друга? Какие связи называют кратными? В каких соединениях возникают полярные, а в каких неполярные химические связи? Чем ионная связь отличается от ковалентной полярной связи? Что такое металлическая связь? В каких соединениях она встречается?

Опишите обменный и донорно-акцепторный механизмы образования химической связи. В каких соединениях встречается донорно-акцепторная связь?

Назовите основные характеристики химической связи. Что такое длина химической связи и энергия химической связи? Степень ионности связи. Электрический диполь. Какие виды связи являются направленными в пространстве? Что такое валентный угол? Какие формулы называют графическими или структурными?

Межмолекулярное взаимодействие. Образование водородной связи. Внутри- и межмолекулярная водородная связь. Приведите примеры влияния водородных связей на физические и химические свойства веществ.



Тема 3. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Все вещества делят на *простые* и *сложные*. Простые вещества состоят из атомов одного вида, молекулы сложных построены из атомов разных элементов. По химическим свойствам среди простых веществ можно выделить *металлы*, *неметаллы* и *амфотерные элементы*. Сложные неорганические вещества принято подразделять на *оксиды*, *гидроксиды* (основания, кислородсодержащие кислоты и, амфолиты) и *соли*. Оксиды и гидроксиды в зависимости от природы образующих их элементов могут проявлять основные, кислотные или амфотерные свойства. Как правило, соединения металлов обладают основными, неметаллов – кислотными, амфотерных элементов – амфотерными свойствами. Между собой основные и кислотные соединения взаимодействуют с образованием солей. В зависимости от состава выделяют *средние соли*, которые можно рассматривать как продукт полной нейтрализации кислоты и основания, а также *основные* и *кислые соли* – продукты неполной нейтрализации основания или кислоты соответственно.



Электролиты в водных растворах подвергаются электролитическому распаду, образуя заряженные ионы. Неэлектролиты к электролитической диссоциации неспособны.

Номенклатура неорганических веществ

Для обозначения атомов элементов и описания состава соединений в химии используют **химические символы** и **химические формулы**. В основе составления формул веществ лежит выполнение основных стехиометрических законов: *закон постоянства состава* и *закон простых кратных отношений*.

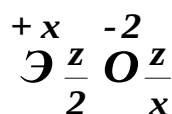
Символы химических элементов – это условное обозначение химических элементов, происходящее от латинского названия элемента. Для некоторых элементов в русском языке существуют общепринятые названия (см. приложение, табл.1).

Для названия веществ используют разные виды номенклатуры: научную номенклатуру, традиционную (или полусистематическую) и тривиальную. Правила научной номенклатуры были сформулированы в 1961г. на Международном съезде IUPAC. По отношению к неорганическим веществам чаще используют традиционную номенклатуру, разработанную Берцелиусом и Лавуазье, представляющую собой систему приставок и суффиксов. Кроме традиционных у многих веществ существуют тривиальные названия, которые прочно закрепились за ними в связи с особенностями их свойств, методов получения, использования и т.п.

Традиционные названия оксидов строятся следующим образом: сначала произносят слово «оксид», а затем называют образующий его элемент. Если элемент имеет переменную валентность (степень окисления), то она указывается римской цифрой в круглых скобках в конце названия:

K_2O – оксид калия, SO_2 – оксид серы (IV).

При составлении формул необходимо помнить, что молекула всегда электронейтральна, т.е. она содержит одинаковое число положительных и отрицательных зарядов. Степень окисления кислорода в оксидах всегда -2 , степень окисления элемента ($\mathcal{E}$) может принимать разные числовые значения $+x$. Уравнивание зарядов производят индексами, которые вычисляют с использованием наименьшего общего кратного (z) между 2 и x .



Например: Al_2O_3

Традиционные названия оснований формулируют следующим образом: сначала произносят слово «*гидроксид*», а затем металл, который его образует. Если металл имеет переменную валентность (степень окисления), то она указывается в названии:

КОН – гидроксид калия; $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа (II).

При составлении формул оснований исходят из того, что молекула электронейтральна. Поэтому в молекуле основания число гидроксид анионов, обладающих зарядом (-1), определяется степенью окисления атома металла (*M*). Гидроксогруппа заключается в круглые скобки, а уравнивающий заряды индекс ставится справа внизу за скобками:



Традиционная номенклатура кислот. Названия кислот подчиняются определённым правилам, согласно которым первое слово в названии всегда связано с элементом, образующим кислоту. Вторым в названии звучит слово «*кислота*». В зависимости от состава кислотного остатка и степени окисления элемента название кислоты может видоизменяться. Происходит это путем добавления приставок и суффиксов.

1. Бескислородные кислоты. Название бескислородных кислот строится путем добавления окончания «**водородная**» к русскому названию кислотообразующего элемента.

Например: HCl – **хлороводородная** кислота.

2. Кислородосодержащие кислоты. В составе кислородсодержащих кислот может присутствовать один и тот же элемент, но в разных степенях окисления. Чтобы отличить такие кислоты друг от друга в названии используют суффиксы, добавляемые к русскому названию кислотообразующего элемента.

Если элемент в кислоте принимает высшую степень окисления, то к его названию добавляется суффикс «**н**», «**ов**» или «**ев**».

Например: H_2SO_4 – **серная** кислота,

H_2CrO_4 – **хромовая** кислота,

H_2SiO_3 – **кремниевая** кислота.

Если степень окисления элемента промежуточная, то в названии используются суффиксы «**ист**» или «**оват**».

Например: H_2SO_3 – **сернистая** кислота,

HClO_3 – хлорноватая кислота.

Когда элемент образует несколько кислородсодержащих кислот, то, по мере убывания его степени окисления, суффиксы в названиях используют в следующей последовательности: «н», «ов» или «ев»; затем – «оват», после – «ист», для минимальной степени окисления – «оватист».

Например: $\overset{+7}{\text{HClO}_4}$ – хлорная кислота;

$\overset{+5}{\text{HClO}_3}$ – хлорноватая кислота;

$\overset{+3}{\text{HClO}_2}$ – хлористая кислота;

$\overset{+1}{\text{HClO}}$ – хлорноватистая кислота.

Иногда в молекулах кислородсодержащих кислот элемент имеет одинаковую степень окисления, но кислоты отличаются по составу. Тогда в названии используются приставки, которые указывают на различное содержание воды в составе кислоты, после взаимодействия оксида неметалла с водой: «мета» – мало воды, «орто» – много воды; или греческие числительные для обозначения числа атомов кислотообразующего элемента.

Например:

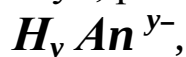
$\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HP}^{+5}\text{O}_3$ – метафосфорная кислота,

$\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{P}^{+5}\text{O}_4$ – ортофосфорная кислота.

$\text{HPO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ – дифосфорная кислота,

$\text{H}_2\text{CrO}_4 + \text{CrO}_3 = \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – дихромовая кислота.

При составлении формул кислот на первом месте всегда записывают атом водорода, затем кислотный остаток. Зная заряд кислотного остатка ($-y$) и водорода (всегда $+1$), в соответствии с электронейтральностью молекул, расставляют индексы:



где An^{y-} – анион кислотного остатка.

Традиционные и тривиальные (указаны в скобках) названия важнейших кислот и их анионов приведены в таблице 3.1.

Таблица 3.1. Названия важнейших кислот и их анионов

Формула	Название кислоты	Формула	Название аниона
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
HN ⁺⁵ O ₃	азотная	NO ₃ ⁻	нитрат
HN ⁺³ O ₂	азотистая	NO ₂ ⁻	нитрит
H ₂ S ⁺⁶ O ₄	серная (купоросное масло)	SO ₄ ²⁻	сульфат
H ₂ S ⁺⁴ O ₃	сернистая	SO ₃ ²⁻	сульфит
H ₂ CO ₃	угольная	CO ₃ ²⁻	карбонат
H ₂ SiO ₃	метакремниевая (кремниевая)	SiO ₃ ²⁻	силикат
H ₄ SiO ₄	ортокремниевая	SiO ₄ ⁴⁻	ортосиликат
HBO ₂	метаборная	BO ₂ ⁻	метаборат
H ₃ BO ₃	ортоборная	BO ₃ ³⁻	ортоборат
HPO ₃	метафосфорная	PO ₃ ⁻	метафосфат
H ₃ PO ₄	ортофосфорная (фосфорная)	PO ₄ ³⁻	ортофосфат (фосфат)
H ₄ P ₂ O ₇	дифосфорная (пирофосфорная)	P ₂ O ₇ ⁴⁻	дифосфат (пирофосфат)
HCl ⁺⁷ O ₄	хлорная	ClO ₄ ⁻	перхлорат
HCl ⁺⁵ O ₃	хлорноватая	ClO ₃ ⁻	хлорат
HCl ⁺³ O ₂	хлористая	ClO ₂ ⁻	хлорит
HCl ⁺¹ O	хлорноватистая	ClO ⁻	гипохлорит
HMnO ₄	марганцевая	MnO ₄ ⁻	перманганат
H ₂ CrO ₄	хромовая	CrO ₄ ²⁻	хромат
H ₂ Cr ₂ O ₇	дихромовая	Cr ₂ O ₇ ²⁻	дихромат
CH ₃ COOH	уксусная (уксус)	CH ₃ COO ⁻	ацетат
HCOOH	муравьиная	HCOO ⁻	формиат
H ₂ C ₂ O ₄	щавелевая	C ₂ O ₄ ²⁻	оксалат

Традиционная номенклатура солей.

Название соли состоит из двух слов. Вначале называется анион, затем – катион.

Название средних солей бескислородных кислот.

Названия одноатомных анионов образуются от корней латинских названий соответствующих элементов с суффиксом «ид» в именительном падеже. Одноатомные катионы обозначаются русским названием элемента в родительном падеже. Если элемент имеет переменную валентность, то она указывается в названии.

Например: NaCl – хлорид натрия; Fe_2S_3 – сульфид железа (III).

Названия средних солей кислородсодержащих кислот.

Название катионов обозначаются русским названием элемента в родительном падеже. Названия анионов составляются из корня латинского названия элемента, образующего кислоту, с добавлением суффиксов:

«ат», когда кислотообразующий элемент проявляет высшую степень окисления: $(\text{S}^{+6}\text{O}_4)^{2-}$ – сульфат, $(\text{N}^{+5}\text{O}_3)^-$ – нитрат;

«ит», когда кислотообразующий элемент проявляет промежуточную или низшую степень окисления: $(\text{S}^{+4}\text{O}_3)^{2-}$ – сульфит, $(\text{N}^{+3}\text{O}_2)^-$ – нитрит.

Если данный кислотообразующий элемент образует кислоты более, чем в двух степенях окисления, то суффикс «ат» в названии аниона применяется во всех названиях кислотных остатков кислот, русские названия которых содержат суффиксы «ная», «овая» и «оватая». При этом к названию аниона, в котором кислотообразующий элемент имеет высшую степень окисления добавляется приставка «пер». Так, анион хлорной кислоты $\text{Cl}^{+7}\text{O}_4^-$ – перхлорат-ион, а анион хлорноватой кислоты: $\text{Cl}^{+5}\text{O}_3^-$ – называется хлорат-ион (табл. 3.1).

В названиях анионов кислот, русские названия которых содержат суффиксы «истая» и «оватистая», используется суффикс «ит». К названию же аниона, в котором кислотообразующий элемент имеет низшую степень окисления, добавляется приставка «гипо». Так, анион хлористой кислоты $\text{Cl}^{+3}\text{O}_2^-$ – называется хлорит-ион, а хлорноватистой Cl^{+1}O^- – гипохлорит-ион (табл. 3.1).

Если в названии кислоты используются приставки «**мета**», «**орто**» и другие, то и в названии соли они сохраняются:

HPO_3 – **мета**фосфорная кислота, KPO_3 – **мета**фосфат калия;
 H_3PO_4 – **орто**фосфорная кислота, K_3PO_4 – **орто**фосфат калия.

В названиях анионов кислых солей с одним атомом водорода содержится приставка «**гидро**» (от латинского названия водорода Hydrogenium – гидрогениум). Если же в кислотном остатке несколько атомов водорода, то в названии кислой соли сохраняется приставка «гидро», но с греческим числительным, показывающим число атомов водорода в анионе:

$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ – **гидро**карбонат кальция;

FeHPO_4 – **гидро**фосфат железа (II);

$\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$ – **дигидро**фосфат железа (III).

В состав катионов основных солей входят катион соответствующего металла и группа OH^- . Поэтому в названиях основных катионов содержится приставка «**гидроксо**», если таких групп несколько, то для обозначения их числа используются греческие числительные:

ZnOHCl – хлорид **гидроксо**цинка;

FeOHSO_4 – сульфат **гидроксо**железа (III);

$(\text{Al}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4$ – сульфат **дигидроксо**алюминия.

При составлении формул солей соблюдают электронейтральность молекул, используя наименьшее общее кратное между зарядовыми числами ионов.

$$\underset{x}{\text{Cat}}^{\frac{x+}{z}} \underset{y}{\text{An}}^{\frac{y-}{z}},$$

где Cat^{x+} – катион основного остатка, An^{y-} – анион кислотного остатка, x и y – зарядовые числа ионов, z – их наименьшее общее кратное.

Общие свойства классов неорганических соединений.

Простые вещества

Металлы (М) и амфотерные элементы (Э) могут проявлять только свойства <i>восстановителей</i> :	Неметаллы (неМ) могут проявлять свойства как <i>окислителей</i> , так и <i>восстановителей</i> :
1. М реагируют с неМ с образованием оксидов или солей: $M + O_2 \rightarrow \text{оксид},$ $M + Cl_2 \rightarrow \text{соль (хлорид } M)$ $M + S \rightarrow \text{соль (сульфид } M)$ $M + N_2 \rightarrow \text{соль (нитрид } M)$ <i>и т.д.</i> 2. Активные М реагируют с кислотами (кроме HNO_3) с выделением водорода: $M_{\text{акт}} + \text{кислота} \rightarrow \text{соль} + H_2,$ <i>если $M_{\text{акт}}$ расположен левее H_2 в ряду напряжений металлов</i> Активные Э реагируют с кислотами (см. выше) и со щелочами в водной среде с выделением водорода. 3. Щелочные М реагируют с водой с выделением водорода: $M + H_2O \rightarrow \text{щелочь} + H_2$ 4. М вступают в реакции замещения с оксидами и солями менее активных металлов: $M_1 + \text{оксид} \rightarrow M_2 + \text{оксид},$ $M_1 + \text{соль} \rightarrow M_2 + \text{соль},$ <i>если M_1 активнее M_2.</i>	1. неМ как окислители: • реагируют с металлами, • реагируют с водородом, • реагируют со сложными веществами-восстановителями 2. неМ как восстановители: • реагируют с более активными неметаллами, • реагируют со сложными веществами-окислителями.

Сложные вещества

Оксиды

Оксиды – это сложные вещества, состоящие из атомов двух видов, один из которых кислород в степени окисления -2.

По химическим свойствам оксиды делят на две группы:

Несолеобразующие оксиды, которые не вступают в реакции друг с другом и с водой без изменения степени окисления элементов. К ним относятся: **CO, NO, N₂O, SiO** и др.

Солеобразующие оксиды способны реагировать друг с другом с образованием солей. Многие из них реагируют с водой с образованием соответствующих оснований и кислот. Поэтому солеобразующие оксиды подразделяют на:

Основные – оксиды металлов и амфотерных элементов в степени окисления +1, +2 (например: CaO, CrO),

Кислотные – оксиды неметаллов и амфотерных элементов в высшей степени окисления (например: CO₂, CrO₃),

Амфотерные – оксиды амфотерных элементов, в том числе в промежуточных степенях окисления (например: ZnO, Cr₂O₃).

Способы получения

1. Окисление простых веществ: $\text{Металл} + \text{O}_2 \rightarrow \text{основный оксид}$
 $\text{Неметалл} + \text{O}_2 \rightarrow \text{кислотный оксид}$

$\text{Амфотерный элемент} + \text{O}_2 \rightarrow \text{амфотерный оксид}$

2. Окисление сложных веществ: Например:
 $2\text{FeS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{FeO} + 2\text{SO}_2$
 $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

3. Термическое разложение оснований, амфотерных гидроксидов, кислот и их солей без изменения степени окисления:

$\text{Основание} \xrightarrow{+t^\circ\text{C}} \text{основный оксид} + \text{вода}$

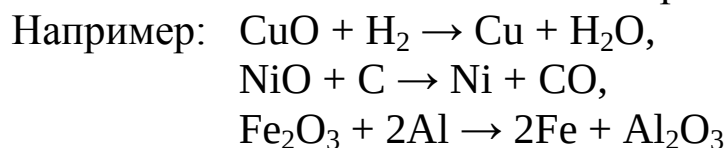
$\text{Кислота} \xrightarrow{+t^\circ\text{C}} \text{кислотный оксид} + \text{вода}$

$\text{Амфотерный гидроксид} \xrightarrow{+t^\circ\text{C}} \text{амфотерный оксид} + \text{вода}$

$\text{Соль} \xrightarrow{+t^\circ\text{C}} \text{основный оксид} + \text{кислотный оксид}$

Химические свойства оксидов

1. Взаимодействие оксидов с простыми веществами носит окислительно-восстановительный характер.



2. Взаимодействие оксидов с водой.

<i>Основный оксид</i>	<i>Кислотный оксид</i>	<i>Амфотерные оксиды</i>
+ вода ↓ щелочь	+ вода ↓ растворимая кислота	с водой не реагируют.

3. Взаимодействие оксидов между собой.

<i>Основный оксид</i>	<i>Кислотный оксид</i>	<i>Амфотерный оксид</i>	
+ кислотный оксид ↓ соль	+ основный оксид ↓ соль	+ кислотный оксид ↓ соль	+ основный оксид ↓ соль

4. Взаимодействие оксидов с кислотами и основаниями

<i>Основный оксид</i>	<i>Кислотный оксид</i>	<i>Амфотерный оксид</i>	
+ кислота ↓ соль + вода	+ основание ↓ соль + вода	+ кислота ↓ соль + вода	+ основание (щелочь) + t °C (в расплаве) ↓ соль + вода
			+ H ₂ O (в растворе) ↓ комплексная соль

Основания

К основаниям относятся гидроксиды, состоящие из атомов типичных металлов и одной или нескольких гидроксогрупп.

С точки зрения электролитической диссоциации основания – это электролиты, способные в водном растворе или расплаве диссоциировать с образованием катионов основного остатка и гидроксид-анионов.

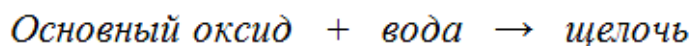
Классифицировать основания можно по разным признакам:

По числу гидроксогрупп (кислотности):	<i>однокислотные</i> (KOH, NaOH и др.) <i>двухкислотные</i> (Ca(OH) ₂ , Mg(OH) ₂ и др.) <i>многокислотные</i> (Al(OH) ₃)
По растворимости:	<i>растворимые</i> (щелочи) <i>нерастворимые</i>
По степени диссоциации:	<i>сильные</i> (щелочи, Ca(OH) ₂) <i>слабые</i> (NH ₄ OH, амфолиты)

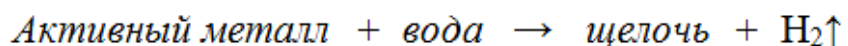
Далее в схемах химических взаимодействий нерастворимые вещества обозначены стрелкой “↓”, а газообразные вещества – “↑”.

Способы получения

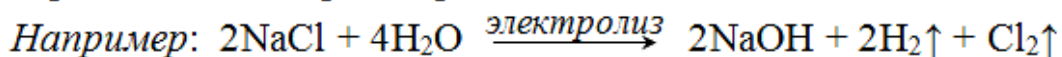
1. Взаимодействие основных оксидов с водой:



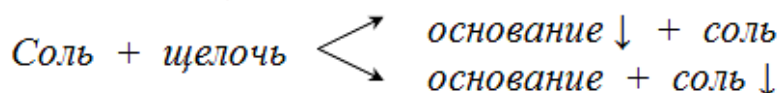
2. Взаимодействие активных щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



3. Электролиз водных растворов солей.

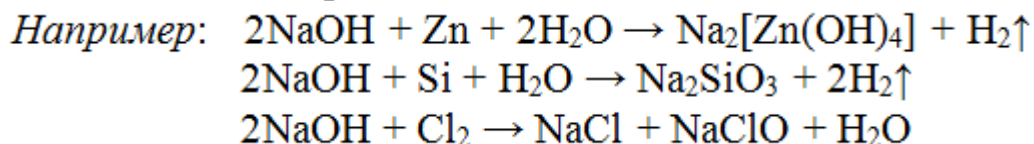


4. Взаимодействие солей со щелочами:

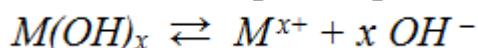


Химические свойства оснований

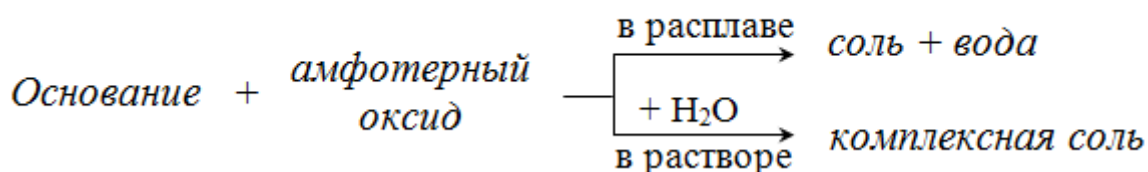
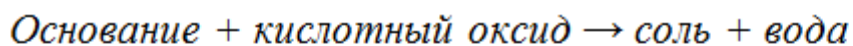
1. Взаимодействие оснований с простыми веществами (неметаллами и амфотерными веществами) является окислительно-восстановительной реакцией.



2. Электролитическая диссоциация оснований возможна как в водном растворе, так и в расплаве (для щелочей) по схеме:



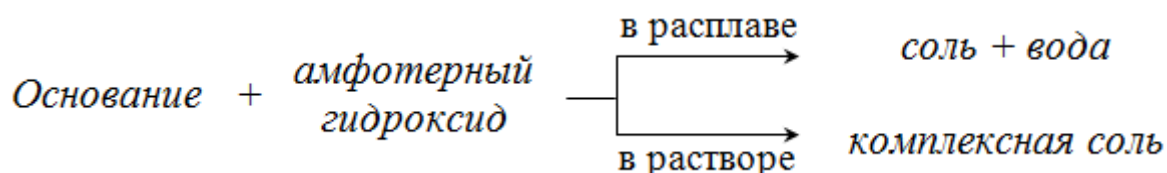
3. Взаимодействие оснований с оксидами.



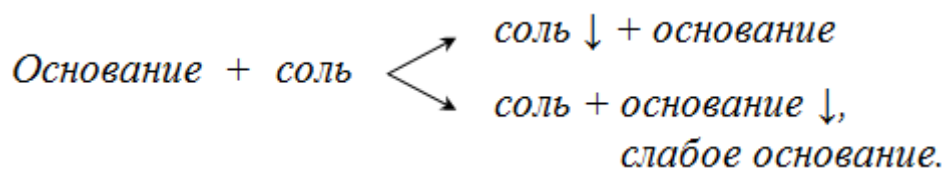
4. Взаимодействие оснований с кислотами.



5. Взаимодействие оснований с амфотерными гидроксидами.



6. Взаимодействие оснований с растворимыми солями.



7. Термическое разложение мало- и труднорастворимых оснований без изменения степени окисления атомов.



Кислоты

Кислотами называются сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотных остатков.

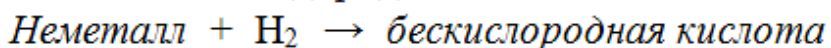
С точки зрения теории электролитической диссоциации кислоты – это электролиты, способные в водных растворах диссоциировать с образованием катионов водорода и анионов кислотного остатка.

Классифицировать кислоты можно по разным признакам:

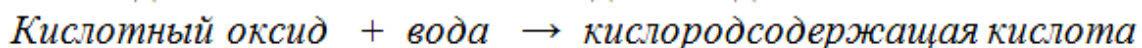
По числу атомов водорода (основности):	<i>одноосновные</i> (HCl, HNO ₃ и др.) <i>двухосновные</i> (H ₂ S, H ₂ SO ₄ и др.) <i>многоосновные</i> (H ₃ PO ₄ и др.)
По растворимости:	растворимые нерастворимые
По летучести:	<i>летучие</i> (HCl, H ₂ S, HNO ₃ и др.) <i>нелетучие</i> (H ₂ SO ₄ , H ₃ PO ₄ и др.)
По степени диссоциации:	<i>сильные</i> (HCl, HNO ₃ , H ₂ SO ₄ и др.) <i>слабые</i> (H ₂ S, HCN, H ₂ CO ₃ , CH ₃ COOH и др.)

Способы получения

1. Взаимодействие неметаллов с водородом:

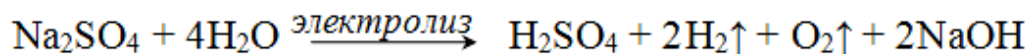


2. Взаимодействие кислотных оксидов с водой:

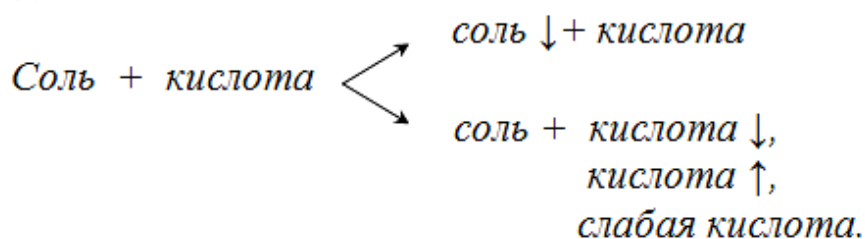


3. Электролиз водных растворов солей.

Например:



4. Взаимодействие солей с сильными кислотами:



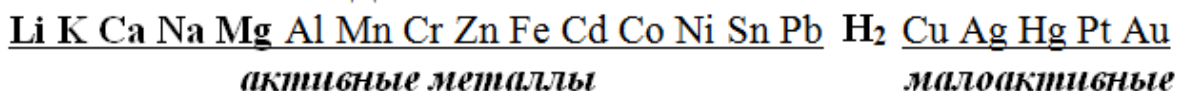
Химические свойства кислот

1. Взаимодействие кислот с металлами носит окислительно-восстановительный характер.

а) Кислоты, чьи кислотные остатки не проявляют ярко выраженной окислительной активности, реагируют только с активными металлами, расположенными в ряду напряжений слева от водорода (или до водорода) по схеме:

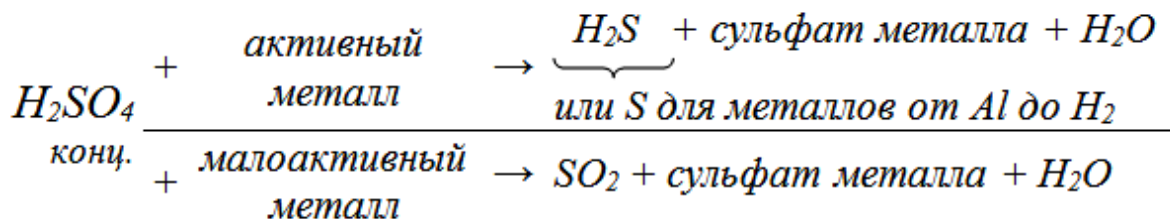
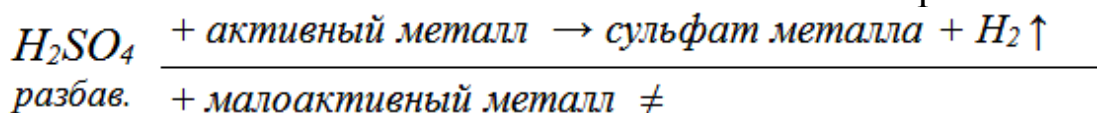


РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ

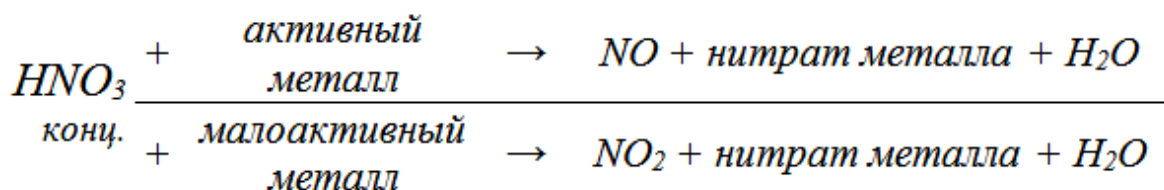
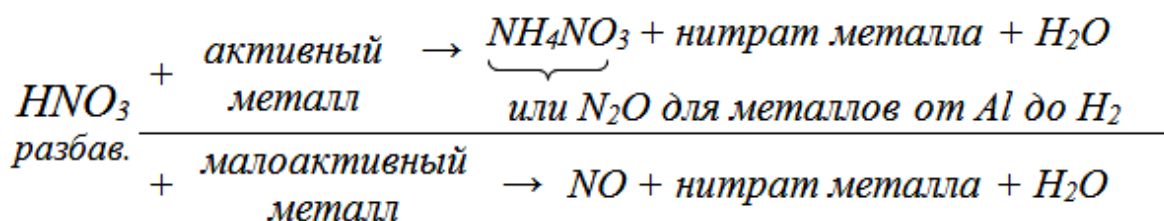


б) Кислоты, чьи кислотные остатки обладают большей окислительной активностью, чем водород, реагируют не только с активными, но и с малоактивными металлами.

К таким кислотам относятся азотная и серная кислоты.

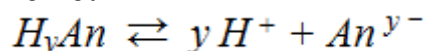


Fe, Al, Cr с концентрированной серной кислотой не реагируют

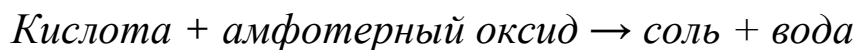


Fe, Al, Co, Ni, Cr с концентрированной азотной кислотой не реагируют

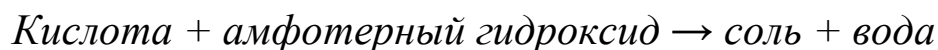
2. Электролитическая диссоциация кислот протекает в водном растворе по схеме:



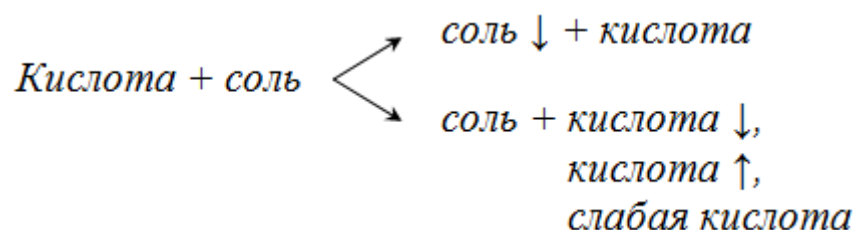
3. Взаимодействие кислот с оксидами.



4. Взаимодействие кислот с основаниями и амфотерными гидроксидами.

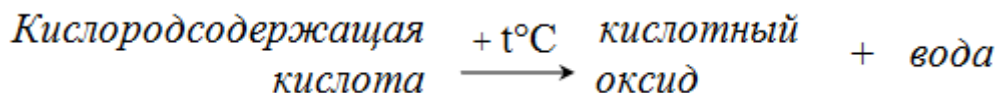


5. Взаимодействие кислот с солями.

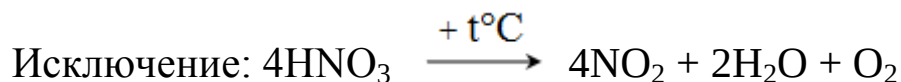
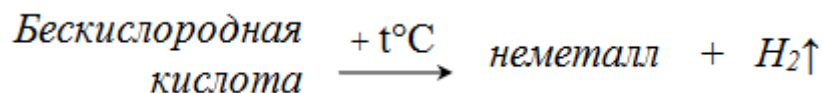


6. Термическое разложение кислот.

а) Без изменения степени окисления атомов:



б) С изменением степени окисления атомов:



Амфотерные гидроксиды (амфолиты)

Амфотерными свойствами обладают гидроксиды амфотерных элементов, например, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, и металлов в промежуточной степени окисления ($\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$).

С точки зрения электролитической диссоциации амфотерные гидроксиды являются *амфолитами* – веществами, способными диссоциировать в водном растворе как по типу основания, так и по типу кислоты.

Так же как и основания амфотерные гидроксиды классифицируют по числу гидроксогрупп – кислотности. Все амфотерные гидроксиды плохо растворяются в воде и являются слабыми электролитами.

Способы получения

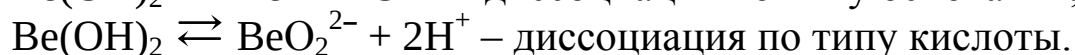
Взаимодействие растворимых солей амфотерных элементов со щелочами:



Химические свойства амфотерных гидроксидов

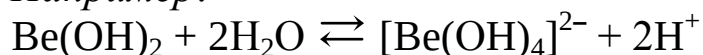
1. Электролитическая диссоциация амфолитов может протекать с образованием как гидроксид-анионов, так и катионов водорода.

Например:



Диссоциация амфолитов по типу кислоты в водном растворе происходит с образованием гидроксо- или гидроксоаквакомплексов.

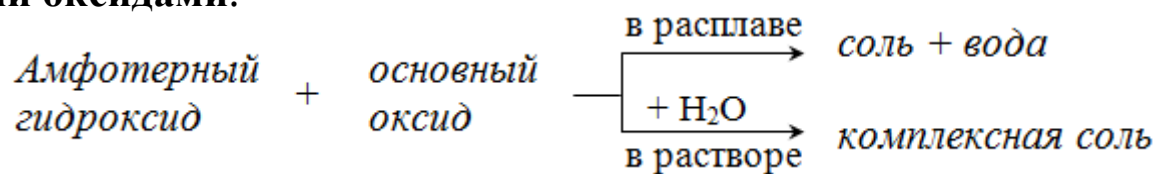
Например:



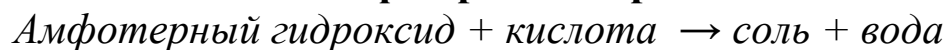
2. Взаимодействие амфотерных гидроксидов с кислотными оксидами.



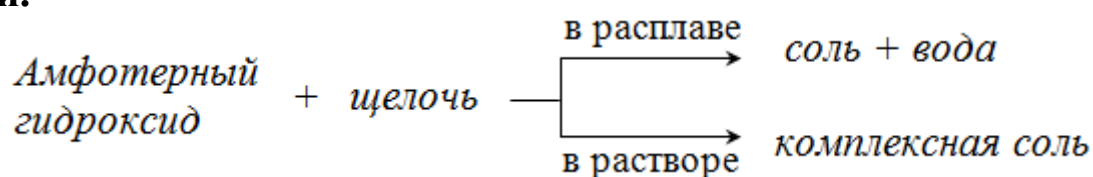
3. Взаимодействие амфотерных гидроксидов с основными оксидами.



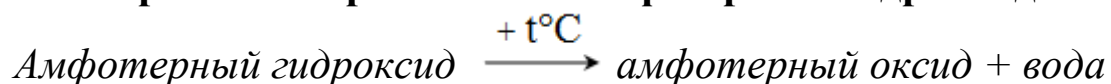
4. Взаимодействие амфотерных гидроксидов с кислотами.



5. Взаимодействие амфотерных гидроксидов с основаниями.



6. Термическое разложение амфотерных гидроксидов.



Соли

Соли – это сложные вещества, состоящие из основного и кислотного остатков. С точки зрения теории электролитической диссоциации соли – это электролиты, диссоциирующие в водном растворе или расплаве с образованием катионов основного и анионов кислотного остатка. Классификация солей может проводиться по разным признакам:

По растворимости: ***растворимые***
нерастворимые

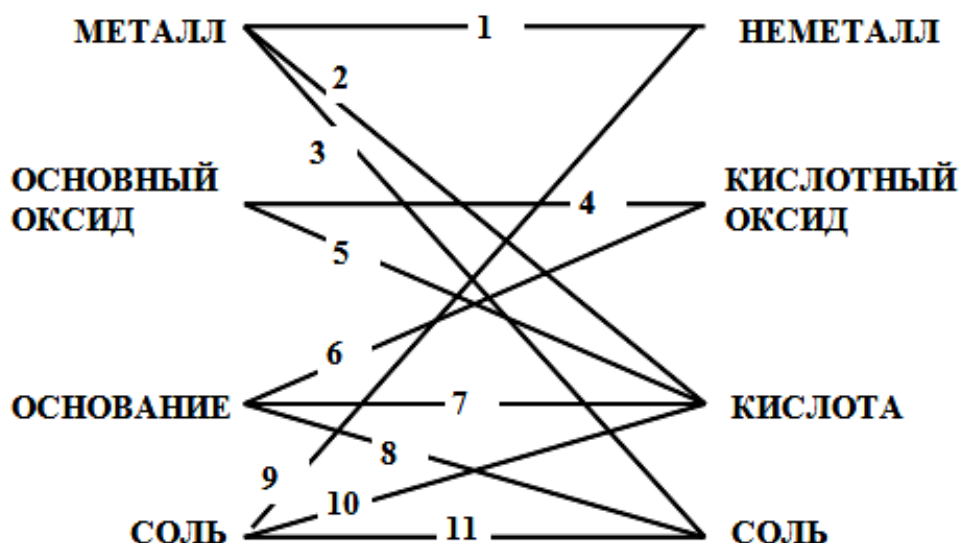
По составу: ***нормальные*** – содержащие один вид катиона и один вид аниона: Na_2SO_4 ,
смешанные – содержащие один вид катиона и два разных аниона: CaClNO_3 ,
двойные – содержащие два разных катиона и один вид аниона: KNaSO_4 ,
комплексные – включающие частицы с координационными связями: $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

По химическим свойствам: ***средние*** – CaSO_4
кислые – $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$
основные – $(\text{CaOH})_2\text{SO}_4$

Получение и взаимные превращения кислых, средних и основных солей

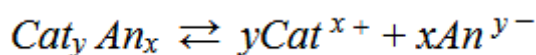


Способы получения средних солей

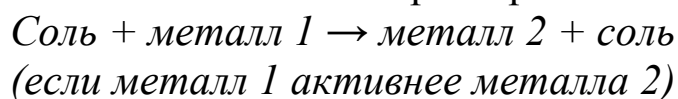


Химические свойства солей

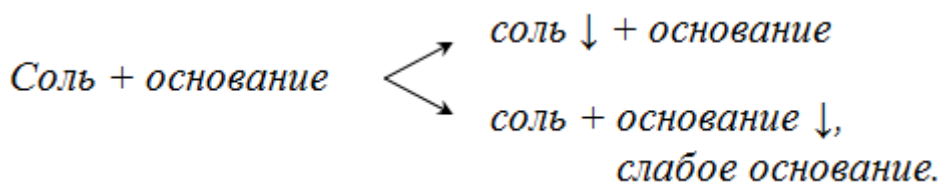
1. Электролитическая диссоциация солей в расплаве или водном растворе протекает с образованием катионов основного остатка и анионов кислотного остатка:



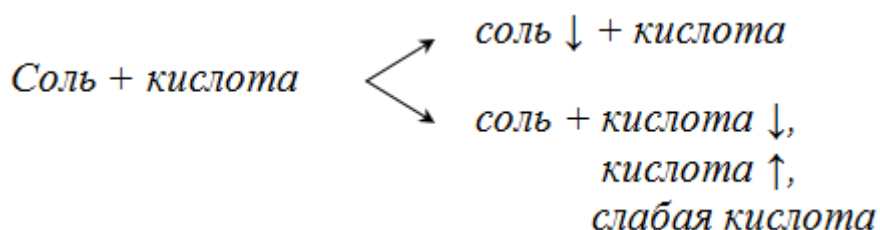
2. Взаимодействие солей с простыми веществами носит окислительно-восстановительный характер.



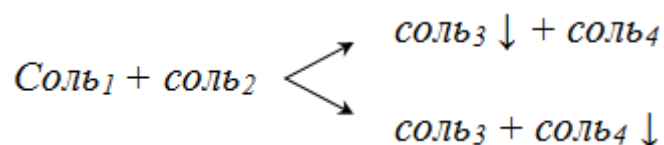
3. Взаимодействие солей с основаниями.



4. Взаимодействие солей с кислотами.



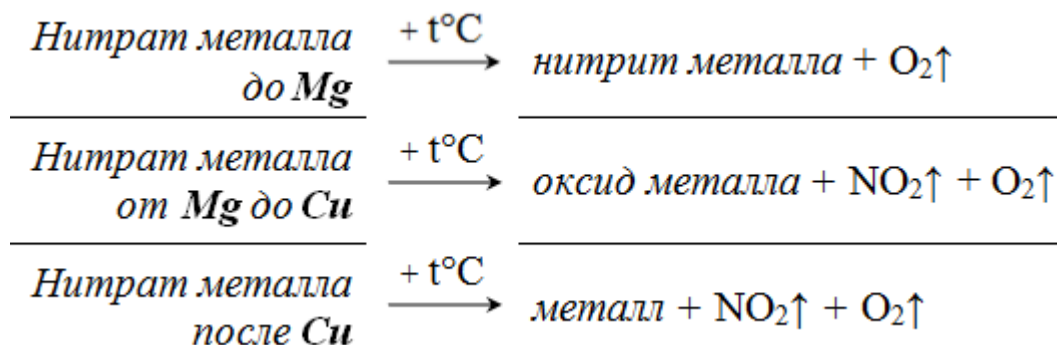
5. Взаимодействие солей друг с другом протекает с образованием труднорастворимых продуктов.



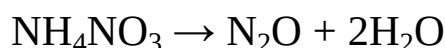
6. Термическое разложение солей кислородсодержащих кислот без изменения степеней окисления атомов.



Термическое разложение нитратов металлов в зависимости от их активности:



Термическое разложение нитрата аммония может происходить по-разному, в зависимости от температуры. При температуре ниже 270°C :



При температуре выше 270°C происходит детонация:



Лабораторная работа № 1

ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА ГИДРОКСИДОВ И СОЛЕЙ

Таблица 3.2 Варианты заданий к лабораторной работе

Опыт	1	2	3	4
1а	Mg(OH) ₂	Ni(OH) ₂	Fe(OH) ₂	Co(OH) ₂
1б	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	CH ₃ COOH
2а	H ₂ CO ₃	H ₂ SiO ₃	CH ₃ COOH	H ₂ MoO ₄
2б	HNO ₃ метиловый оранжевый	CH ₃ COOH фенол- фталеин	H ₂ SO ₄ метиловый оранжевый	HCl фенол- фталеин
3	Pb(OH) ₂ CH ₃ COOH	Zn(OH) ₂ HCl	Al(OH) ₃ HNO ₃	Cr(OH) ₃ H ₂ SO ₄
4а	Co ₃ (PO ₄) ₂	PbI ₂	BaCrO ₄	NiCO ₃
4б	NiSO ₄ K ₂ CO ₃	FeCl ₃ NaOH	Pb(NO ₃) ₂ H ₂ SO ₄	CuSO ₄ Fe

Опыт 1. Получение и свойства оснований

а). Получите труднорастворимое основание в соответствии со своим вариантом (табл. 3.2). Для этого возьмите пробирку и поместите в нее 5-6 капель необходимой соли. Добавьте в пробирку раствор щелочи до выпадения осадка. Пробирки с осадком сохраните для следующего эксперимента.

Задание. Составьте молекулярное уравнение реакции. Запишите свои наблюдения.

б). К полученному в предыдущем опыте основанию добавьте раствор кислоты в соответствии со своим вариантом (табл. 3.2) до растворения осадка.

Задание. Составьте молекулярное уравнение реакции. Запишите свои наблюдения.

Опыт 2. Получение и свойства кислот

а). Получите кислоту в соответствии со своим вариантом (табл. 3.2). Для этого возьмите пробирку поместите в нее 5-6 капель необходимой соли. Добавьте к раствору соли хлороводородную или серную кислоту до выпадения осадка, выделения газа

или появления характерного запаха. При получении молибденовой кислоты (в 4 варианте) реагент следует добавлять по каплям, так как в избытке сильных кислот осадок молибденовой кислоты растворяется с образованием ацидокомплексов.

Задание. Составьте молекулярное уравнение реакции. Запишите свои наблюдения.

б). Поместите в пробирку 5-6 капель кислоты в пробирку и добавьте 1 каплю индикатора в соответствии со своим вариантом (табл. 3.2), отметьте цвет индикатора. Какой характер среды наблюдается в растворе? Добавляя по каплям раствор щелочи следите за изменением цвета индикатора.

Задание. Составьте молекулярное уравнение реакции. Запишите и объясните свои наблюдения.

Опыт 3. Получение амфотерных гидроксидов и их отношение к основаниям и кислотам.

Получите амфотерный гидроксид в соответствии со своим вариантом (табл. 3.2). Для этого к 3-4 каплям соли амфотерного элемента в пробирке добавьте несколько капель раствора щелочи до образования осадка. Повторите эксперимент во второй пробирке. В одну пробирку добавьте кислоту (в соответствии со своим вариантом), в другую – гидроксид калия до растворения осадка.

Задание. Составьте молекулярные уравнения реакций получения и взаимодействия амфотерного гидроксида с кислотой и основанием. Запишите свои наблюдения.

Опыт 4. Получение и свойства солей.

а). Используя имеющиеся на штативе реактивы, получите соль в соответствии со своим вариантом (табл. 3.2).

Задание. Составьте молекулярное уравнение реакции. Запишите свои наблюдения.

б). Проведите в пробирке взаимодействие реактивов в соответствии со своим вариантом (табл. 3.2).

Задание. Составьте молекулярное уравнение реакции. Запишите свои наблюдения.

УПРАЖНЕНИЯ

В соответствии со своим вариантом для каждого соединения приведите примеры всех возможных реакций:

а) получения вещества,

б) химических свойств вещества.

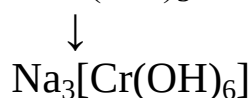
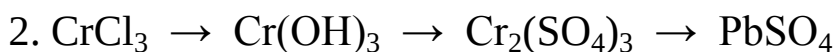
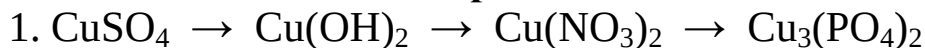
Вариант			
1	2	3	4
Na ₂ O	MgO	CO ₂	SO ₂
Ca(OH) ₂	NaOH	Mg(OH) ₂	KOH
HCl	HNO ₃	H ₂ SO ₄	H ₂ S
Cr(OH) ₃	Pb(OH) ₂	Zn(OH) ₂	Al(OH) ₃
FeCl ₃	K ₂ CO ₃	CuSO ₄	Pb(NO ₃) ₂

Лабораторная работа № 2

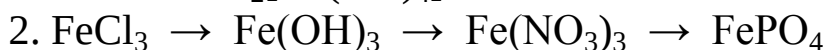
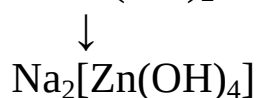
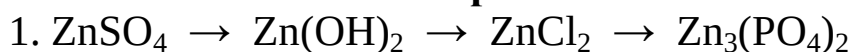
СВОЙСТВА КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Составьте молекулярные и молекулярно-ионные уравнения реакций к предложенным схемам. Последовательно добавляя реактивы в пробирку осуществите превращения:

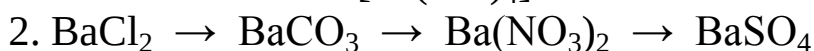
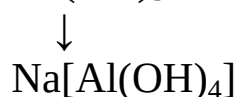
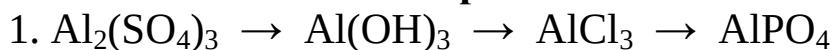
Вариант 1



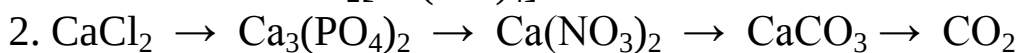
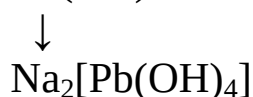
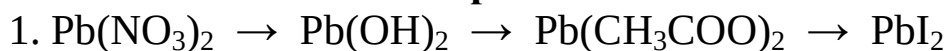
Вариант 2



Вариант 3



Вариант 4



УПРАЖНЕНИЯ

1. Составьте формулы и укажите, к какому классу и типу относятся следующие вещества:

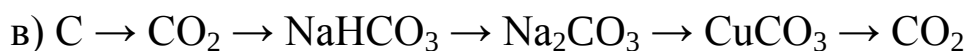
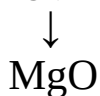
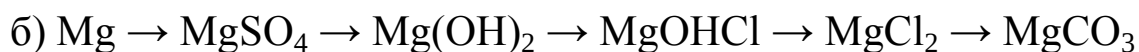
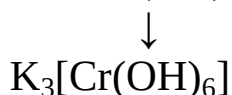
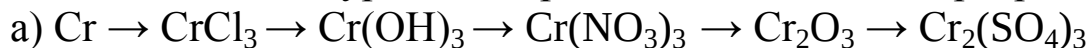
сульфат цинка;	дихромат лития;
оксид хлора (VII);	дигидрофосфат алюминия;
азотная кислота;	нитрат гидроксомеди (II);
гидроксид кобальта (III);	оксид натрия;
хлорид дигидроксожелеза (III);	дихромат натрия;
гидросульфит бария;	перхлорат магния;
цианид кальция;	нитрит свинца (II);
хлорная кислота;	ацетат железа (II);
карбонат аммония;	гидроксид бария.

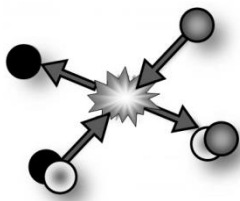
2. Какие из перечисленных веществ будут реагировать с водой: оксид натрия, оксид серы (IV), оксид кремния (IV), аммиак, оксид кальция, калий, оксид меди (II), серебро? Составьте уравнения возможных реакций.

3. 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.

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

5. Составьте уравнения реакций для цепочек превращений:





Тема 4. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Химическая кинетика изучает скорость химических реакций, механизмы их протекания и факторы, влияющие на скорость.

- Под **скоростью химической реакции** (ν) понимают изменение концентрации (c) реагентов или продуктов реакции в единицу времени (τ).

$$\nu = \pm \frac{\Delta c}{\Delta \tau} \quad (4.1)$$

Химическое превращение реагентов в продукты происходит через ряд промежуточных стадий, называемых *элементарными*. Полная последовательность элементарных стадий называется *механизмом химической реакции*.

Главными факторами, влияющими на скорость гомогенной химической реакции, являются – *природа реагентов, их концентрация, давление* (для реакций с участием газов), *температура и наличие катализаторов*.

- **Концентрация реагентов.**

Закон действующих масс: скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях равных стехиометрическим коэффициентам. Выражение закона действующих масс для реакции:

$aA + bB \rightarrow \text{Продукты реакции}$, имеет вид:

$$\nu = k \cdot c_A^a \cdot c_B^b, \quad (4.2)$$

где k – константа скорости реакции, c_A – молярная концентрация вещества A , c_B – молярная концентрация вещества B , a и b – стехиометрические коэффициенты.

- **Давление газов.**

Давление газа прямо пропорционально его молярной концентрации:

$$P = \frac{\nu}{V} RT = cRT \quad (4.3)$$

Поэтому при постоянной температуре увеличение давления приводит к росту концентрации газообразных компонентов системы, что, в соответствии с законом действующих масс, вызывает увеличение скорости химической реакции.

Следует учитывать, что при увеличении общего давления в системе пропорционально возрастают парциальные давления каждого из газов:

$$P_{\text{общ.}} = p_1 + p_2 + \dots + p_i. \quad (4.4)$$

➤ Температура.

Скорость большинства химических реакций возрастает при увеличении температуры.

Правило Вант-Гоффа: При повышении температуры на каждые 10 градусов константа скорости гомогенной элементарной реакции увеличивается в два - четыре раза.

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \quad (4.5)$$

где при условии $t_2 > t_1$ v_2 – скорость реакции при температуре t_2 , v_1 – скорость реакции при температуре t_1 ; γ – температурный коэффициент реакции, который показывает во сколько раз возрастает скорость реакции при увеличении температуры на 10 градусов.

➤ Катализ.

Явление катализа – это изменение скорости химической реакции в присутствии специфических веществ, которые в реакции не расходуются, но влияют на механизм протекания реакции.

Различают катализ *положительный*, заключающийся в увеличении скорости химической реакции, и *отрицательный*, проявляющийся в её уменьшении. Вещества, присутствие которых увеличивает скорость реакции, называются *катализаторы*, вещества, замедляющие взаимодействие – *ингибиторы*.

Лабораторная работа № 3

ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ОТ КОНЦЕНТРАЦИИ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ

О скорости химической реакции можно судить по скорости изменения какого-либо физического свойства системы, связанного с ее химическим составом, например: окраски, электропроводности, давления, оптической плотности и т. д.

Рассмотрим влияние концентрации реагентов на скорость химической реакции на примере взаимодействия тиосульфата натрия и серной кислоты в водном растворе



В результате происходит образование малорастворимого продукта – свободной серы, что приводит к визуально наблюдаемому эффекту – критической опалесценции (усилению рассеяния света или помутнению раствора) и затем к постепенному выделению серы в виде осадка.

Для определения скорости данной реакции, в соответствии с уравнением (4.1), измеряют интервал времени (τ) между началом взаимодействия веществ и появлением опалесценции. В момент начала реакции концентрация свободной серы равна нулю. Помутнение раствора наблюдается при достижении критической концентрации серы ($c_{кр}$), не зависящей от исходной концентрации реагирующих веществ. Увеличение начальной концентрации реагентов приводит к ускорению реакции и соответствующему уменьшению τ . Таким образом, при разных исходных концентрациях реагентов скорости будут определяться выражениями:

$$v_1 = \frac{c_{кр}}{\tau_1}, \quad v_2 = \frac{c_{кр}}{\tau_2}, \quad \dots, \quad v_n = \frac{c_{кр}}{\tau_n}.$$

Для того, чтобы сравнить скорость реакции при разных исходных концентрациях реагентов, введем понятие относительной скорости реакции:

$$v_{отн. i} = \frac{v_{max}}{v_i} = \frac{\tau_{min}}{\tau_i}, \quad (4.6)$$

где минимальное время появления опалесценции τ_{min} соответствует максимальной скорости реакции v_{max} . Очевидно, что при $\tau_i = \tau_{min}$ относительная скорость реакции $v_{отн.i} = 1$.

Экспериментальная часть

1. Заполните три бюретки: первую – дистиллированной водой, вторую – раствором тиосульфата натрия, третью – раствором серной кислоты.

2. Возьмите две большие пробирки. В одну из них отмерьте с помощью бюретки указанный в таблице 4.1 объем раствора серной кислоты. В другую – соответствующие объемы раствора тиосульфата натрия и дистиллированной воды, закройте пробкой и перемешайте содержимое пробирки.

3. Откройте вторую пробирку. Быстро прилейте один раствор к другому, с помощью секундомера отметьте время начала реакции и перемешайте содержимое пробирки.

4. Наблюдайте за изменением прозрачности раствора (*наблюдение должен производить один и тот же человек*). В момент, соответствующий началу помутнения, зафиксируйте время. Полученный результат занесите в таблицу 4.1.

5. Повторите опыт с другими концентрациями.

Таблица 4.1. Скорость химической реакции при разных концентрациях реагентов

№ опы-та	Объем, мл			Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, моль/л	Время (τ), с	Относительная скорость ($v_{отн.}$)
	H_2SO_4 4	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 3	H_2O			
1	6	6	—	0,100		
2	6	4	2	0,067		
3	6	3	3	0,050		
4	6	2	4	0,033		

Оформление результатов

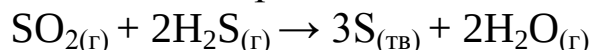
1. По формуле (4.6) рассчитайте величину $\nu_{\text{отн.}}$ для каждого опыта. Заполните таблицу.

2. Постройте график зависимости относительной скорости реакции от концентрации раствора тиосульфата натрия.

3. На основании полученных результатов сформулируйте закон действующих масс применимо к данной реакции и напишите его математическое выражение.

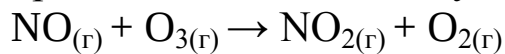
УПРАЖНЕНИЯ

1. В соответствии с уравнением (4.2) запишите выражение закона действующих масс для реакции:



Как изменится скорость реакции при уменьшении концентрации сероводорода в 3 раза?

2. Запишите выражение закона действующих масс для реакции:



Используя закономерности (4.3) и (4.4) ответьте, как изменится скорость реакции при увеличении общего давления в 2 раза?

3. Используя уравнение (4.5) вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры на 40°C скорость возрастает в 16 раз.

4. При 120°C скорость реакции составляет 1 моль · л⁻¹ · с⁻¹. Как нужно изменить температуру, чтобы скорость реакции достигла 4 моль · л⁻¹ · с⁻¹, если температурный коэффициент скорости равен 3?

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

- Реакции, протекающие одновременно в прямом и обратном направлениях, называют **обратимыми**. Обратимость процесса в данных условиях обозначается в уравнении реакции стрелками “ $\rightleftharpoons$ ”.
- Состояние системы, когда скорости прямой и обратной реакций равны, называют **химическим равновесием**.

$$\vec{v} = \vec{v}$$

Истинное химическое равновесие имеет *динамический характер*. Концентрации веществ в состоянии равновесия оказываются постоянными во времени и называются *равновесными*. Их обозначают формулами веществ, заключёнными в квадратные скобки, например: $c_{A \text{ (равнов.)}} = [A]$. Применяя закон действующих масс для записи выражений скоростей прямой и обратной реакций, имеем:

$$aA + bB \rightleftharpoons dD + gG$$
$$\vec{v} = \vec{k} \cdot c_A^a \cdot c_B^b \qquad \vec{v} = \vec{k} \cdot c_L^l \cdot c_M^m$$

В состоянии химического равновесия:

$$\vec{k} \cdot [A]^a \cdot [B]^b = \vec{k} \cdot [D]^d \cdot [G]^g$$

Преобразуя равенство, получим выражение, отражающее соотношение концентраций компонентов реакционной смеси в состоянии химического равновесия, называемое **константой равновесия (K)**:

$$K = \frac{\vec{k}}{\vec{k}} = \frac{[D]^d \cdot [G]^g}{[A]^a \cdot [B]^b} \qquad (4.7)$$

По величине константы равновесия можно судить о глубине (или полноте) протекания процесса в данных условиях. На значение константы равновесия влияют только температура и давление.

Смещение химического равновесия заключается в изменении скорости прямой или обратной реакции и происходит при нарушении постоянства внешних факторов: *концентрации веществ, температуры или давления* в системе.

➤ **Принцип подвижного равновесия Ле Шателье:**

Если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказывать внешнее воздействие, то равновесие смещается таким образом, чтобы компенсировать изменение.

Влияние концентрации на смещение химического равновесия. Как уже было сказано выше, изменение концентрации любого из компонентов гомогенной реакции приводит к изменению скорости прямой или обратной реакции и поэтому вызывает смещение химического равновесия:

- при повышении концентрации одного из исходных веществ равновесие сдвигается в направлении образования продуктов реакции (вправо или в сторону прямой реакции);
- при повышении концентрации одного из продуктов реакции равновесие сдвигается в направлении образования исходных веществ (влево или в сторону обратной реакции).

Влияние температуры на смещение химического равновесия. В каждой обратимой реакции одно из направлений отвечает экзотермическому процессу, а другое – эндотермическому:

- при повышении температуры химическое равновесие смещается в направлении эндотермической реакции, протекающей с поглощением тепла;
- при понижении температуры – в направлении экзотермической реакции, протекающей с выделением тепла.

Влияние давления на смещение химического равновесия. Во всех реакциях с участием газообразных веществ давление влияет на смещение равновесия только в случае разницы в количестве газообразных реагентов или продуктов и подчиняется следующим правилам:

- при повышении давления равновесие сдвигается в направлении образования веществ (реагентов или продуктов) с меньшим количеством молей газов;
- при понижении давления равновесие сдвигается в направлении образования веществ с большим количеством молей газов.

Лабораторная работа № 4

СМЕЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ ПРИ ИЗМЕНЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ

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



Образующийся в результате реакции раствор комплексной соли окрашен в кроваво-красный цвет, интенсивность которого зависит от концентрации, поэтому смещение химического равновесия можно наблюдать визуально по изменению окраски реакционной смеси.

Экспериментальная часть

1. Большую пробирку примерно на 3/4 заполните дистиллированной водой. Добавьте 2 капли раствора хлорида железа (III), 2 капли раствора тиоцианата калия, закройте пробирку пробкой и перемешайте растворы.

2. Полученный раствор разлейте поровну в четыре маленькие пробирки, затем:

- 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).

3. Обратите внимание на изменение интенсивности окраски реакционной смеси в пробирках 1–3 по сравнению с контрольной. Результаты наблюдений занесите в таблицу 4.2.

Таблица 4.2. Влияние концентрации на смещение равновесия

№ пробирки	Какое вещество добавили	Как изменилась интенсивность окраски	В каком направлении сместилось равновесие
1			
2			
3			

Оформление результатов

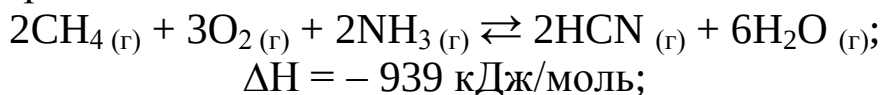
1. По изменению интенсивности окраски в пробирках 1–3 оцените направление смещения химического равновесия и заполните последний столбец таблицы.

2. Для рассматриваемой реакции составьте математическое выражение константы равновесия, в соответствии с общим видом выражения (4.7).

3. Сделайте вывод о влиянии концентрации исходных веществ и продуктов на смещение химического равновесия. Соответствует ли ваш вывод принципу Ле Шателье?

УПРАЖНЕНИЯ

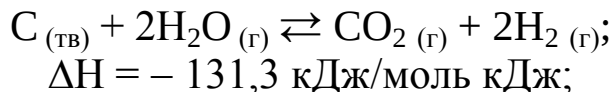
1. Напишите математическое выражение константы равновесия для реакции:



В каком направлении сместится равновесие реакции при:

- а) понижении температуры;
- б) повышении давления;
- в) увеличении концентрации кислорода?

2. Напишите математическое выражение константы равновесия для реакции:



В каком направлении сместится равновесие при:

- а) повышении температуры;
- б) понижении давления;
- в) увеличении концентрации оксида углерода (IV)?



Тема 5. РАСТВОРЫ.

СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ ВЕЩЕСТВ.

Раствором называют гомогенную многокомпонентную систему, находящуюся в состоянии химического равновесия. Причина растворения кроется во взаимодействии молекул растворителя и растворяемого вещества. Компонент, который при образовании раствора не меняет своего агрегатного состояния или находится в большем количестве, как правило, считают *растворителем*.

Для выражения состава растворов используют разные способы выражения концентрации раствора.

- **Массовая доля вещества в растворе (ω)** представляет собой отношение массы вещества (m_B) к массе раствора (m_P), выраженное в долях или процентах:

$$\omega = \frac{m_B}{m_P} \cdot 100\% \quad (5.1)$$

По аналогии с массовой долей выделяют также *мольную долю* вещества или его *объёмную долю* в растворе.

- **Молярная концентрация вещества (c_M)** показывает содержание количества вещества (ν) в объёме раствора (V), выраженное в моль/л:

$$c_M = \frac{\nu}{V} = \frac{m_B}{M \cdot V}, \quad (5.2)$$

где M – молярная масса вещества.

- **Молярная концентрация эквивалента вещества* (c_H)** показывает содержание количества эквивалентов вещества ($\nu_{эkv}$) в объёме раствора (V), выраженное в моль/л:

$$c_H = \frac{\nu_{эkv}}{V} = \frac{m_B}{M_{Э} \cdot V}, \quad (5.3)$$

где $M_{Э}$ – молярная масса эквивалента вещества.

* Традиционно этот способ выражения концентрации носит название: «**нормальная концентрация**»

- **Моляльная концентрация вещества (c_m)** показывает содержание количества вещества (ν) в килограмме растворителя (m), выраженное в моль/кг:

$$c_m = \frac{\nu}{m} = \frac{m_B}{M \cdot m} \quad (5.4)$$

КОЛЛИГАТИВНЫЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

Коллигативными называют те свойства растворов, которые при данных условиях зависят только от числа растворённых частиц и не зависят от химической природы растворённого вещества.

К таким свойствам относятся: давление насыщенного пара летучего компонента, температура кипения, температура замерзания и осмотическое давление раствора.

- **Температура замерзания раствора** ниже температуры замерзания чистого растворителя. Понижение температуры замерзания растворов прямо пропорционально моляльной концентрации вещества в растворе. Для водных растворов:

$$\Delta T^{\text{зам}} = T_{H_2O}^{\text{зам}} - T_{\text{раствора}}^{\text{зам}} = K_{KP} \cdot c_m = K_{KP} \frac{m_g}{M \cdot m_{H_2O}}, \quad (5.5)$$

где K_{KP} – криоскопическая константа растворителя.

- **Температура кипения раствора** выше температуры кипения чистого растворителя. Повышение температуры кипения прямо пропорционально моляльной концентрации вещества в растворе. Для водных растворов:

$$\Delta T^{\text{кип}} = T_{\text{раствора}}^{\text{кип}} - T_{H_2O}^{\text{кип}} = K_{ЭБ} \cdot c_m = K_{ЭБ} \frac{m_g}{M \cdot m_{H_2O}}, \quad (5.6)$$

где $K_{ЭБ}$ – эбулиоскопическая константа растворителя.

- **Закон Вант-Гоффа: осмотическое давление раствора** прямо пропорционально молярной концентрации и температуре.

$$\pi = c_M RT, \quad (5.7)$$

где π – осмотическое давление, кПа; c_M – молярная концентрация раствора, моль/л; R – универсальная газовая постоянная (8,31 Дж/моль·К); T – абсолютная температура, К.

УПРАЖНЕНИЯ

1. Определите массовую долю растворенного вещества в растворе, если в 150 г воды растворено 10 г этого вещества.
2. Определите массовую долю вещества, если в 250 мл раствора с плотностью $1,09 \text{ г/см}^3$ содержится 15 г вещества.
3. Вычислите молярную концентрацию 10% раствора азотной кислоты, если его плотность составляет $1,08 \text{ г/см}^3$.
4. Какова молярная и нормальная концентрация раствора, если в 500 мл его содержится 9,8 г серной кислоты?
5. Сколько грамм карбоната натрия надо взять для приготовления 1 л 0,1н. раствора?
6. Чему равна нормальная концентрация хлорида кальция, содержащего 11,1 г безводной соли в 0,5 л раствора?
7. Вычислите массовую долю гидроксида бария после добавления к 100 г его 20% раствора 250 мл воды.
8. До какого объема надо разбавить 50 мл 0,5М раствора хлорида кальция, чтобы получить 0,01М раствор?
9. Определите температуру замерзания 20% водного раствора глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, если криоскопическая константа воды равна $1,86^\circ$.
10. Определите осмотическое давление раствора, в литре которого содержится 50,0 г сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ при 20°C .



Тема 6. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

- **Электролиты** – вещества, способные в водных растворах и расплавах распадаться на ионы, поэтому водные растворы и расплавы электролитов проводят электрический ток.
- **Электролитическая диссоциация** – процесс распада нейтральных молекул электролитов на положительно и отрицательно заряженные ионы.
- Электролиты обладают разной способностью к диссоциации. Характеристикой силы электролита является **степень диссоциации** (α). Она равна отношению числа молекул, распавшихся на ионы (n) к общему числу молекул (N), введенных в раствор.

$$\alpha = \frac{n}{N} 100\% \quad (6.1)$$

Степень диссоциации зависит от *природы электролита и растворителя, температуры раствора, концентрации вещества и состава раствора*.

Сильными электролитами считают вещества, которые при растворении практически полностью диссоциируют на ионы. Понятие «сильный электролит» относительно. Оно характеризует взаимодействие вещества с данным растворителем.

Под **слабыми электролитами** подразумевают вещества, которые в данных условиях не полностью диссоциируют.

Степень диссоциации зависит от температуры и концентрации раствора, поэтому для $t = 25^\circ\text{C}$ и $c_H = 0,1 \text{ моль/л}$ существует условное деление электролитов на:

сильные $30 < \alpha < 100\%$, *средние* $3 < \alpha < 30\%$ и *слабые* $\alpha < 3\%$

Многие электролиты являются многоосновными или многокислотными гидроксидами. Диссоциация таких электролитов происходит ступенчато. При этом каждая последующая ступень диссоциации протекает труднее предыдущей.

- Электролитическая диссоциация – обратимый процесс. константы равновесия, которая применительно к данному процессу носит название **константы диссоциации** или **константы ионизации** вещества.

Для процесса $AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$ выражение константы диссоциации имеет вид:

$$K = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]} \quad (6.2)$$

Для сильных электролитов, полностью распадающихся на ионы в растворе, $K \rightarrow \infty$, для слабых $K \ll 1$. Константа диссоциации зависит только от *природы растворителя и температуры*.

- Константа диссоциации связана со степенью диссоциации выражением **закона разбавления Оствальда**:

$$K = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha} \quad (6.3)$$

- С уменьшением концентрации раствора степень диссоциации слабого электролита увеличивается. Из него следует, что для сильных электролитов при $\alpha \rightarrow 1$, $K \rightarrow \infty$, а для слабых электролитов, когда $\alpha \rightarrow 0$,

$$K = c \cdot \alpha^2. \quad (6.4)$$

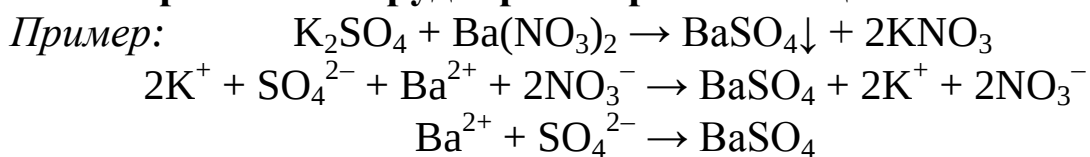
Закон Оствальда позволяет вычислить степень диссоциации электролита в растворах с разной концентрацией по величине константы диссоциации, являющейся табличной величиной (см. приложение, табл. 4).

Реакции, протекающие между электролитами в условиях их диссоциации, называются **ионными реакциями**. Ионные реакции могут иметь обменный или окислительно-восстановительный характер.

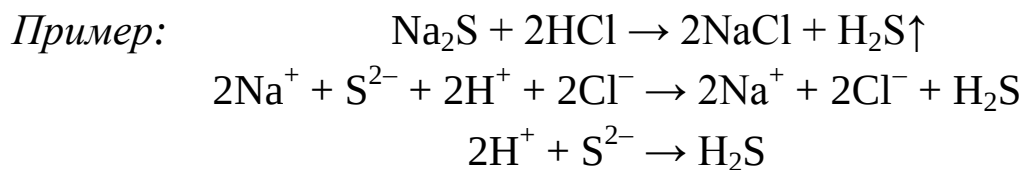
Взаимодействие веществ-электролитов отражают с помощью молекулярных и ионных уравнений реакций. Полные и сокращённые ионно-молекулярные уравнения реакций записывают с учётом возможной диссоциации электролитов. При этом *труднорастворимые вещества и слабые электролиты в ионном виде не записывают*.

УСЛОВИЯ НЕОБРАТИМОСТИ ИОННЫХ РЕАКЦИЙ В РАСТВОРАХ

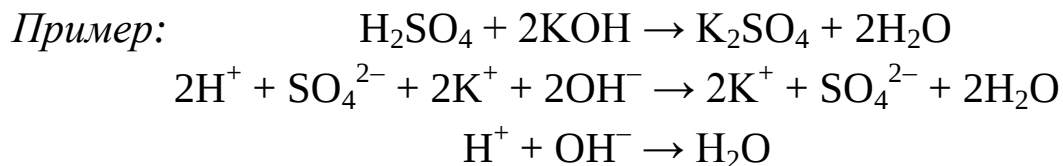
- **Образование труднорастворимых веществ.**



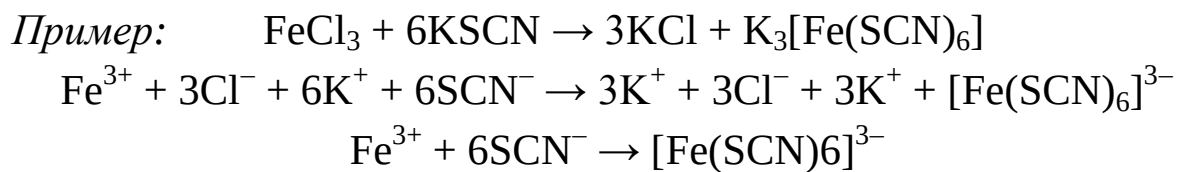
➤ **Образование газообразных веществ.**



➤ **Образование слабых электролитов.**



➤ **Образование комплексных ионов и соединений.**



Лабораторная работа № 5

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

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 грануле цинка. Через несколько минут после начала опыта сравните интенсивность выделения водорода в каждой пробирке.

Задание: Объясните наблюдаемое различие в интенсивности выделения водорода. Напишите уравнения наблюдаемых реакций в молекулярном и ионном виде.

Опыт 2. Сравнение степени диссоциации оснований

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

Задание: Объясните причину неодинакового количества осадка в первой и во второй пробирках. Напишите уравнения наблюдаемых реакций в молекулярном и ионном виде.

Опыт 3. Влияние концентрации одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита

а). Влияние концентрации ацетат-ионов 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 в обеих пробирках.

Задание: Напишите уравнения диссоциации уксусной кислоты и ацетата натрия. Как и почему изменяется степень диссоциации уксусной кислоты при увеличении концентрации ацетат-иона?

б). Влияние концентрации катионов аммония 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 интенсивность окраски индикатора в обеих пробирках.

Задание: Напишите уравнения диссоциации гидроксида аммония и хлорида аммония. Как и почему изменяется степень диссоциации гидроксида аммония в присутствии хлорида аммония?

Опыт 4. Влияние среды раствора на диссоциацию амфолита

В двух пробирках получите гидроксид алюминия: к 2 каплям раствора сульфата алюминия осторожно по каплям добавьте раствор гидроксида натрия до появления осадка.

В первую пробирку добавьте избыток серной кислоты, а во вторую – избыток гидроксида натрия до полного растворения осадков.

Задания:

- 1). Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций:
 - а) сульфата алюминия с гидроксидом натрия;
 - б) гидроксида алюминия с серной кислотой;
 - в) гидроксида алюминия с гидроксидом натрия.
- 2). Составьте схему диссоциации гидроксида алюминия в кислой и щелочной средах.

Опыт 5. Ионные реакции с образованием гидроксидов

а). Получение малорастворимых оснований

Приготовьте две пробирки: в первую поместите 6–8 капель раствора сульфата марганца (II), во вторую – 6–8 капель раствора сульфата железа (II). В обе пробирки добавьте по 5 капель раствора гидроксида натрия до образования осадков. Сразу отметьте цвет образовавшихся осадков (*они постепенно изменяются в результате окисления кислородом воздуха*).

Задание: составьте молекулярные и ионные уравнения реакций:

- а) сульфата марганца (II) с гидроксидом натрия;
- б) сульфата железа (II) с гидроксидом натрия.

б). Получение малорастворимых кислот

В пробирку налейте 6–8 капель раствора вольфрамата натрия Na_2WO_4 и добавьте несколько капель раствора соляной кислоты до образования осадка.

Проведите такой же опыт с раствором силиката натрия Na_2SiO_3 .

Задание: запишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций:

- а) вольфрамата натрия с соляной кислотой;
- б) силиката натрия с соляной кислотой.

в). Реакция с выделением газообразного продукта

В пробирку налейте 6–8 капель раствора карбоната калия и добавьте 5 капель раствора серной кислоты. Что наблюдается?

Задание: составьте уравнение реакции карбоната калия с серной кислотой в молекулярной и ионной форме, учитывая, что угольная кислота разлагается в момент образования.

Опыт 6. Ионные реакции с образованием малорастворимых солей

а). Образование средних солей:

вольфрамат кобальта (II) – к 2–3 каплям раствора соли кобальта (II) добавить 2–3 капли раствора вольфрамата натрия (образуется розовато-фиолетовый аморфный осадок);

вольфрамат меди (II) – к 2–3 каплям раствора соли меди (II) добавить 2–3 капли раствора вольфрамата натрия (образуется светло-бирюзовый мелкокристаллический осадок);

тиоцианат меди (II) – к 2–3 каплям раствора соли меди (II) добавить 1 каплю раствора тиоцианата калия или аммония (выпадает черный мелкокристаллический осадок);

б). Образование кислой соли:

гидрофосфат кальция – к 2–3 каплям раствора соли кальция добавить 2–3 капли раствора гидрофосфата калия или натрия (выделяется белый кристаллический осадок);

в). Образование основной соли:

хромат гидроксовисмута (III) – к 2–3 каплям раствора соли висмута (III) добавить 1–2 капли раствора любого хромата или дихромата (выпадает оранжево-желтый мелкокристаллический осадок);

г). Образование оксосоли:

карбонат оксовисмута (III) $(\text{BiO})_2\text{CO}_3$ – к 2–3 каплям раствора соли висмута (III) добавить несколько капель раствора карбоната калия до образования осадка (выделяются бесцветные чешуйчатые перламутровые кристаллы);

д). Образование двойной соли:

ортофосфат аммония-магния NH_4MgPO_4 – к 2–3 каплям раствора соли магния добавить 5–10 капель раствора гидроксида аммония и 2–3 капли раствора гидрофосфата калия или натрия (выделяется белый кристаллический осадок);

е). Образование комплексных солей:

гексанитрокупрат (II) натрия $\text{Na}_4[\text{Cu}(\text{NO}_2)_6]$ – к 2–3 каплям раствора соли меди (II) добавить 4–6 капель раствора нитрита натрия (образуется ярко-зеленый раствор);

гексацианоферрат железа $\text{Fe}[\text{Fe}_2(\text{CN})_6]$ – в большой пробирке к 1 капле раствора соли железа (III) добавить 5–10 мл дистиллированной воды и 1 каплю раствора гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (образуется темно-синий коллоидный раствор, называемый “берлинской лазурью”).

Задание: составьте уравнения всех проведенных реакций в молекулярной и ионной форме.

УПРАЖНЕНИЯ

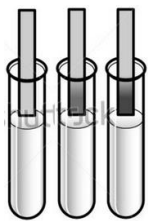
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации угольной кислоты по каждой ступени и математические выражения для констант диссоциации по каждой ступени.

2. Используя формулу (6.4) вычислите степень диссоциации (в %) азотистой кислоты в 0,01 М растворе.

3. Используя формулу (6.4) вычислите константу диссоциации муравьиной кислоты в 0,2 М растворе, если ее степень диссоциации равна 3,2%.

4. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций между веществами:

- а) оксид магния и азотная кислота,
- б) гидроксид алюминия и хлороводородная кислота,
- в) гидроксид калия и оксид углерода (IV),
- г) нитрат аммония и гидроксид натрия,
- д) ацетат меди (II) и серная кислота,
- е) хлорид цинка и гидроксид натрия,
- ж) ортофосфат калия и нитрат кальция,
- з) гидроксид бериллия и гидроксид калия,
- и) сульфат аммония и хлорид бария.



Тема 7. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ. БУФЕРНЫЕ РАСТВОРЫ

Вода – очень слабый электролит, проявляющий свойства амфолита. Его диссоциация происходит при взаимодействии полярных молекул с образованием гидроксид-анионов OH^- и катионов оксония H_3O^+ , которые для краткости обозначают H^+ :



Константа диссоциации воды, измеренная методом электрической проводимости при 22 °С, составляет:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

если учесть концентрацию неионизированных молекул воды в 1 л раствора $[\text{H}_2\text{O}] = 1 : 18 = 55,5$ (моль/л) и подставить полученное значение в выражение константы диссоциации, получим:

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] &= 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,5 = 10^{-14} \\ K_W &= [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \end{aligned} \quad (7.1)$$

- Данное выражение называют **ионным произведением воды**. Ионное произведение воды, независимо от состава раствора, остается постоянным при данной температуре.

Для контроля за ионным составом растворов, характеристики кислотности или щёлочности среды используют

- **водородный показатель: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$.** (7.2)

- По аналогии с водородным, вводят понятие **гидроксильный показатель: $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$.** (7.3)

Прологарифмировав ионное произведение воды и, подставив приведённые выше обозначения, получим соотношение:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14. \quad (7.4)$$

Проанализировав выражения 7.1-7.4 можно составить шкалу pH, представленную на рисунке 7.1

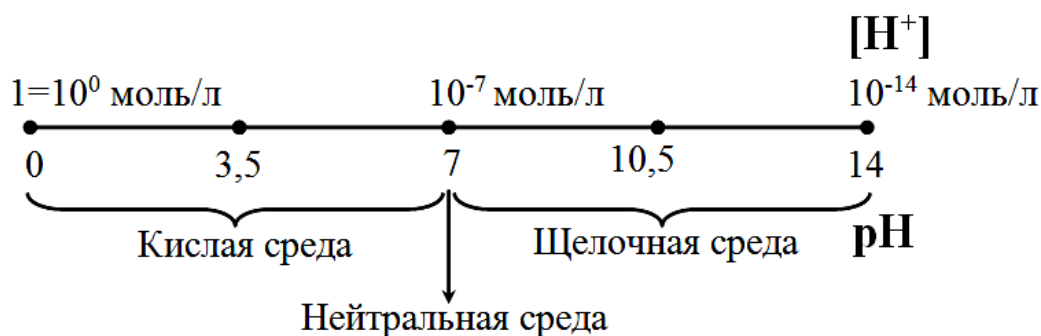


Рисунок 7.1 Шкала рН для определения характера среды водных растворов

Для приблизительного измерения рН служат индикаторные полоски. Для точного измерения рН используют специальные приборы – рН-метры.

При вычислении рН растворов электролитов следует учитывать концентрацию вещества в растворе, а также степень его диссоциации. Далее приводится алгоритм, которого следует придерживаться при решении подобных задач.

- Выразить концентрацию вещества в виде нормальной концентрации раствора $c_H = c_M \cdot Z$, где Z – количество ионов H^+ или OH^- , образующихся из каждой молекулы электролита.
- Найти степень диссоциации электролита α . В случае сильных электролитов $\alpha = 1$, а для слабых вычисляется по закону Оствальда $K = c \cdot \alpha^2$, с использованием значения константы диссоциации K_i для данной ступени (i) (см.прил., табл. 4).
- Вычислить равновесную концентрацию катионов водорода $[H^+]$ в растворе кислоты или в растворе основания.

ФОРМУЛЫ ДЛЯ РАСЧЁТА $[H^+]$ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

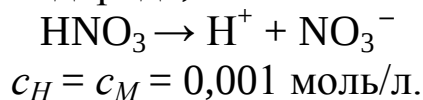
Сильная кислота $\alpha = 1$	Слабая кислота $\alpha \ll 1$
$[H^+] = c_M \cdot Z \cdot 1 = c_H$	$[H^+] = c_M \cdot Z \cdot \alpha = c_H \cdot \alpha = \sqrt{K_i \cdot c_H}$
Сильное основание $\alpha = 1$	Слабое основание $\alpha \ll 1$
$[OH^-] = c_M \cdot Z \cdot 1 = c_H$	$[OH^-] = c_M \cdot Z \cdot \alpha = c_H \cdot \alpha$
$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{c_H}$	$[H^+] = \frac{10^{-14}}{c_H \cdot \alpha} = \frac{10^{-14}}{\sqrt{K_i \cdot c_H}}$

- Вычислить рН раствора, подставив значение $[H^+]$ в формулу:
 $pH = -lg [H^+]$

Примеры.

1. Вычислите pH 0,001н. раствора HNO_3 .

Решение: При диссоциации молекулы азотной кислоты образуется один катион водорода, $Z = 1$:



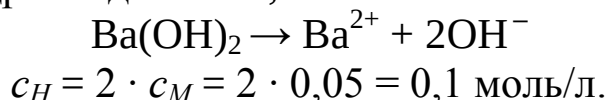
Азотная кислота является сильным электролитом, $\alpha = 1$.

$$[\text{H}^+] = c_H = 0,001 \text{ моль/л}$$
$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 0,001 = 3.$$

Ответ: pH = 3.

2. Вычислите pH 0,05М раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Решение: При диссоциации молекулы гидроксида бария образуется два гидроксид аниона, $Z = 2$:



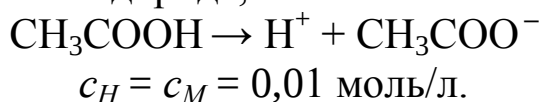
Гидроксид бария является сильным электролитом, $\alpha = 1$.

$$[\text{OH}^-] = c_H = 0,1 \text{ моль/л}$$
$$[\text{H}^+] = 10^{-14} / 0,1 = 10^{-13} \text{ моль/л}$$
$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 10^{-13} = 13.$$

Ответ: pH = 13.

3. Вычислите pH 0,01н. раствора CH_3COOH . Константа диссоциации уксусной кислоты составляет $1,75 \cdot 10^{-5}$.

Решение: При диссоциации молекулы уксусной кислоты образуется один катион водорода, $Z = 1$:



Уксусная кислота является слабым электролитом, $\alpha \ll 1$.

$$[\text{H}^+] = c_H \cdot \alpha = \sqrt{K \cdot c_H} = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 0,01} = 4,2 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$
$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg (4,2 \cdot 10^{-4}) = 4 - \lg 4,2 = 3,4.$$

Ответ: pH = 3,4.

БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ

Свойства водных растворов, содержащих слабые электролиты, в значительной степени обусловлены существованием в них равновесия между молекулярной и ионной формами вещества. Добавление к таким растворам одноимённых ионов влияет на состояние равновесия и приводит к ассоциации ионов. Такого рода взаимодействия лежат в основе буферных свойств систем, содержащих электролиты разной силы с одноимённым ионом.

- **Буферными** называются растворы, сохраняющие рН при добавлении небольших количеств кислоты или щёлочи, а также при разбавлении.

В состав буферного раствора должны входить либо слабая кислота и её соль, образованная сильным основанием, либо слабое основание и его соль, образованная сильной кислотой.

Добавление больших количеств сильной кислоты или щёлочи приводит к потере буферных свойств раствора.

- Количество эквивалентов сильной кислоты или щёлочи, изменяющее рН буферного раствора на 1 единицу, называется **буферной ёмкостью**. Различают буферную ёмкость по кислоте и по основанию.

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Гидролизом соли называют обменное взаимодействие её ионов с водой, приводящее к образованию слабого электролита. Образующиеся при диссоциации соли катионы и анионы можно рассматривать как продукты ионизации соответствующих кислот и оснований, которые в свою очередь обладают определённой электролитической силой. Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием **не гидролизуются**.

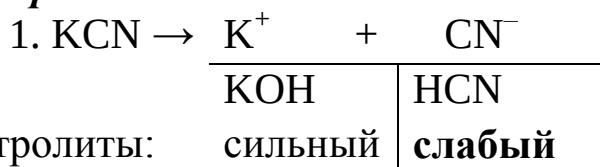
Различают три типа гидролиза:

- **гидролиз по аниону** происходит в растворах солей, образованных слабой кислотой и сильным основанием;
- **гидролиз по катиону** происходит в растворах солей, образованных сильной кислотой и слабым основанием;
- **гидролиз по катиону и по аниону** одновременно происходит в растворах солей, образованных слабой кислотой и слабым основанием.

Составляя уравнения гидролиза солей, следует придерживаться следующего алгоритма:

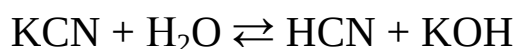
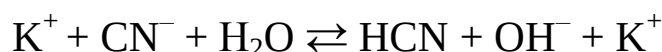
- Записать уравнение диссоциации соли и определить электролитическую силу кислоты и основания, образующих соль.
- Определить тип гидролиза и записать сокращённое ионное уравнение гидролиза.
- Для каждой из ступеней гидролиза составить полное ионное и молекулярное уравнения реакции.
- Определить характер среды водного раствора соли.

Примеры.

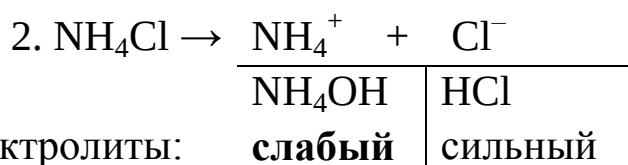


Электролиты: **сильный** **слабый**

Гидролиз **по аниону**: $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \underline{\text{OH}^-}$

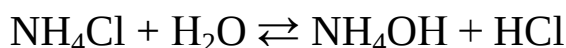
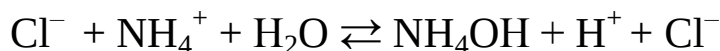


Характер среды водного раствора: щелочная среда.



Электролиты: **слабый** **сильный**

Гидролиз **по катиону**: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \underline{\text{H}^+}$



Характер среды водного раствора: кислая среда.

Реакция гидролиза чаще всего является обратимой, однако, в том случае, если в результате взаимодействия продукты реакции уходят из раствора в виде нерастворимых или газообразных соединений, гидролиз становится **необратимым**.

Лабораторная работа № 6

ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ. БУФЕРНЫЕ РАСТВОРЫ

Опыт 1. Определение pH с помощью универсальной индикаторной бумаги

Определите pH растворов, указанных в таблице 1, для этого нанесите каплю раствора на индикаторную бумагу и сравните с цветной шкалой. Запишите полученные значения в таблицу 7.1.

Таблица 7.1 Значения pH растворов

Электролит	Концентрация, моль/л	pH (измеренный)	pH (рассчитанный)
HCl	0,1		
NaOH	0,1		
CH ₃ COOH	0,1		
NH ₄ OH	0,1		
H ₂ O (дист.)	—		

Задание: Рассчитайте значения pH для указанных растворов по соответствующим формулам, запишите в таблицу 1 и сравните с измеренными значениями pH .

Опыт 2. Определение характера гидролиза солей

С помощью универсальной индикаторной бумаги определите pH растворов солей, указанных в таблице 7.2. Результаты определений запишите в таблицу.

Таблица 7.2 Характер среды и характер гидролиза солей

Формула соли	pH раствора	Характер среды	Тип гидролиза
K ₂ CO ₃			
Na ₃ PO ₄			
Pb(NO ₃) ₂			
SbCl ₃			
CH ₃ COONH ₄			
(NH ₄) ₂ CO ₃			

Задание: Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза данных солей.

Опыт 3. Влияние температуры на гидролиз солей

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

Задание: Напишите уравнения гидролиза ацетата натрия. Объясните причину изменения интенсивности окраски индикатора. Сделайте вывод о влиянии температуры на гидролиз солей.

Опыт 4. 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: Составьте уравнение реакции нитрата висмута (III) с водой. Сделайте вывод о влиянии разбавления на протекание процесса гидролиза.

Опыт 5. Обратимость гидролиза

К раствору с осадком основной соли, полученной в предыдущем опыте, прилейте раствор азотной кислоты до растворения осадка. Затем вновь по каплям добавляйте воду до появления осадка (наблюдается помутнение).

Задание: Напишите уравнение реакции нитрата дигидроксовисмута (III) с азотной кислотой, используя знак обратимости.

Опыт 6. 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.

* В действительности образуется смесь продуктов более сложного состава, в частности, $[\text{Bi}_6\text{O}_4(\text{OH})_4](\text{NO}_3)_6 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ и $[\text{Bi}_6\text{O}_5(\text{OH})_3](\text{NO}_3)_5 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

Задание: Объясните, какие соли способны подвергаться полному гидролизу. Напишите уравнение реакции, протекающей в результате смешивания растворов сульфата алюминия и карбоната калия.

Опыт 7. Приготовление буферных растворов

а). Приготовление ацетатного буферного раствора

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

б). Приготовление аммиачного буферного раствора

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

Задание: Рассчитайте значение *рН* данных буферных растворов, используя формулы:

Кислая буферная смесь:
$$pH = -\lg K_d - \lg \frac{C_{\text{кислоты}}}{C_{\text{соли}}}$$

Основная буферная смесь:
$$pH = 14 + \lg K_d + \lg \frac{C_{\text{основания}}}{C_{\text{соли}}}$$

Опыт 8. Буферное действие

а). Влияние добавления небольших количеств кислоты или щелочи на значение рН буферных растворов

В две пробирки налейте по 1мл 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. Измерьте рН растворов после добавления кислоты или щелочи, запишите полученные значения в таблицу 2.

б). Влияние разбавления на рН буферных растворов

В большую пробирку поместите 1мл буферного раствора и разбавьте содержимое пробирки в 10 раз. Разбавленный раствор перемешайте с помощью стеклянной палочки. Измерьте рН растворов после разбавления, запишите полученные значения в таблицу 7.3.

Таблица 7.3 рН буферных растворов

Раствор	рН
Буферный раствор	
Буферный раствор + 1 капля HCl	
Буферный раствор + 1 капля NaOH	
Буферный раствор, разбавленный в 10 раз	

Задание: Сравните рН буферных растворов после добавления кислоты или щелочи, а также после разбавления с исходным значением рН.

Опыт 9. Потеря буферного действия

Налейте в две пробирки по 1мл буферного раствора.

В одну пробирку добавляйте по каплям 0,1М раствор соляной кислоты, определяя рН после каждой добавленной капли.

В другую пробирку добавляйте по каплям 0,1М раствор гидроксида натрия, определяя рН после каждой добавленной капли. Полученные значения запишите в таблицу 7.4.

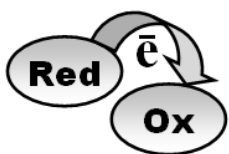
Таблица 7.4 Значения рН буферного раствора при добавлении кислоты и щелочи

<i>n</i> , число капель HCl	рН	<i>n</i> , число капель NaOH	рН
1		1	
2		2	
3		3	
4		4	
5		5	
6		6	
7		7	
8		8	
9		9	
10		10	

Задание: По полученным результатам постройте график зависимости *pH* буферного раствора от числа капель добавленной кислоты (щелочи) *n*. При построении графика следует помнить, что зависимость должна быть выражена плавной кривой, а не ломаной линией.

УПРАЖНЕНИЯ

1. Вычислите pH водных растворов электролитов:
а) 0,001 М HBr; б) 0,5 М H₂SO₄; в) 0,01 М HCN;
г) 0,001 М HCOOH; д) 0,1 М KOH; е) 0,005 М Ba(OH)₂;
ж) 0,01 М NH₄OH; з) 0,001 М NH₄OH.
2. Вычислите pOH, концентрацию катионов водорода и концентрацию гидроксид-анионов в растворе, pH которого равен 4.
3. Вычислите pH воды в реке Дон, концентрация гидроксид-анионов в которой составляет $1,58 \cdot 10^{-6}$ моль/л.
4. Вычислите pH раствора, в 250 мл которого содержится 0,25 ммоль катионов водорода.
5. Укажите, какие из приведенных солей подвергаются гидролизу: NaNO₃, K₂SO₄, CuCl₂, K₂S, KBr, CrCl₃. Для этих солей составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза, укажите реакцию среды.
6. Какая из солей железа (III) подвергается необратимому гидролизу: хлорид, нитрат, ацетат? Запишите уравнение данной реакции в молекулярной форме.



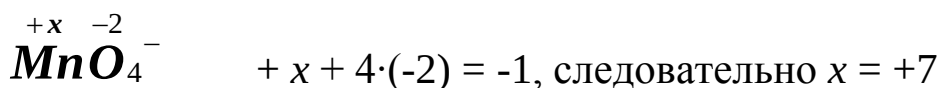
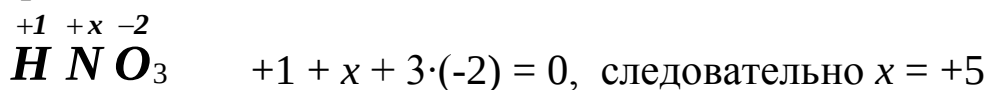
Тема 8. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительными называют реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов в молекулах или ионах. Суть такого взаимодействия сводится к передаче электронов от атомов одного вещества к атомам другого.

- **Степень окисления** – это условный заряд атома, показывающий количество отданных или принятых им электронов, при образовании ионных связей в молекуле или ионе.
- **Условия вычисления степени окисления атома в молекуле или ионе:**

1. Степень окисления атомов в простых веществах равна 0.
2. Степени окисления катионов равны:
 - для щелочных металлов +1,
 - для щелочноземельных металлов и цинка +2,
 - для бора, алюминия, скандия +3.
3. Водород во всех своих соединениях имеет степень окисления +1. Исключение составляют гидриды металлов, в которых степень окисления водорода -1.
4. Кислород имеет степень окисления -2. Исключение составляют пероксиды и надпероксиды, в которых степень окисления кислорода -1, а также фторид кислорода.
5. Фтор во всех соединениях имеет степень окисления -1.
6. Сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, равна нулю.
7. Сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав многоатомного или комплексного иона, равна заряду этого иона.

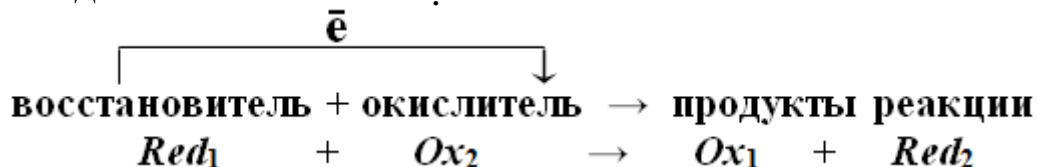
Примеры:



- Окислительно-восстановительная реакция сводится к протеканию двух сопряжённых процессов:

Окисление – процесс отдачи электронов записывается в виде полуреакции: $Red - n\bar{e} \rightarrow Ox$.

Восстановление – процесс принятия электронов записывается в виде: $Ox + n\bar{e} \rightarrow Red$.



где Ox_1 и Red_1 , а также Ox_2 и Red_2 – пары окисленных и восстановленных форм участников реакции.

- Участниками окислительно-восстановительной реакции являются:

Восстановитель – частица, отдающая электроны.

Окислитель – частица принимающая электроны.

При протекании окислительно-восстановительных реакций всегда соблюдается правило:

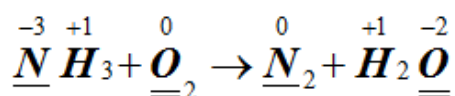
Число отданных восстановителем и принятых окислителем электронов должно совпадать, так как в целом химическая система – электронейтральна.

Для нахождения стехиометрических коэффициентов существует два основных способа: *метод электронного баланса* и *метод полуреакций*.

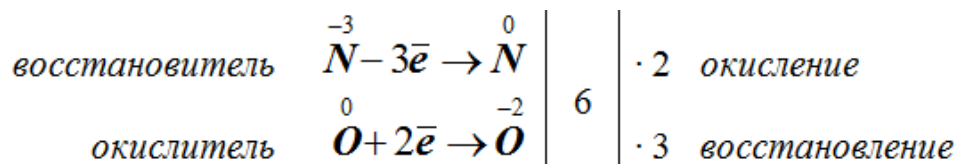
- **Метод электронного баланса** заключается в нахождении баланса отданных и принятых электронов, с учётом изменения степеней окисления участников реакции.

Порядок действий при составлении уравнений реакций методом электронного баланса:

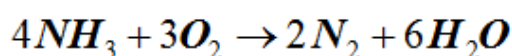
1. Составить схему реакции и расставить степени окисления атомов в молекулах исходных веществ и продуктах реакции. Выделить атомы, меняющие степени окисления:



2. Для каждого такого элемента составить полуреакции окисления и восстановления и определить добавочные множители для уравнивания количества отданных и принятых электронов:



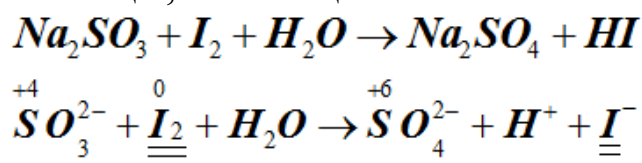
3. Учитывая индексы в молекулах веществ расставить полученные коэффициенты-множители в уравнении реакции. Уравнять количество атомов, не принимающих участия в процессах окисления и восстановления.



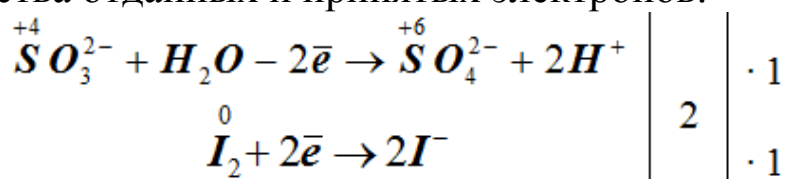
➤ **Метод полуреакций** (или ионно-электронных уравнений) применим к реакциям, протекающим в растворах с участием электролитов. Этот метод предполагает составление баланса электронов с учётом реально участвующих в процессах окисления и восстановления частиц — атомов, молекул и ионов.

Порядок действий при составлении уравнений реакций методом полуреакций:

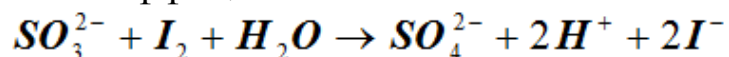
1. Составить схему реакции и записать её сокращённое ионно-молекулярное уравнение. Расставить степени окисления атомов и выделить частицы, меняющие степени окисления:



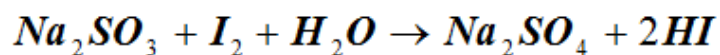
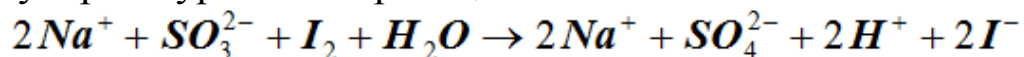
2. Для каждого участника процессов окисления и восстановления составить ионно-электронные полуреакции, соблюдая баланс числа атомов водорода и кислорода. С этой целью в левую и правую части равенств добавить молекулы воды и продукты её диссоциации. Определить добавочные множители для уравнивания количества отданных и принятых электронов:



3. Сложить отдельно левые и правые части уравнений с учётом добавочных коэффициентов-множителей:



4. Добавить в левую и правую части уравнения ионы, не принимавшие участие в окислительно-восстановительных процессах и уравнивать их количество (в данном случае катионы натрия). Объединяя формулы ионов в формулы молекул записать молекулярное уравнение реакции:



Лабораторная работа № 7

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

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

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

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

Опыт 2. Окислительные свойства перманганат-ионов

а). Окисление сульфит-ионов перманганат-ионами в кислой среде

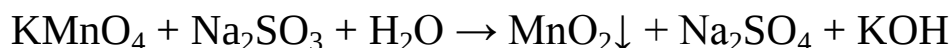
К 3–4 каплям раствора перманганата калия добавьте 3–4 капли разбавленного раствора серной кислоты и несколько капель раствора сульфита натрия до исчезновения окраски перманганата. Реакция протекает по схеме



Задание: К данной схеме реакции подберите коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

б). Окисление сульфит-ионов перманганат-ионами в нейтральной среде

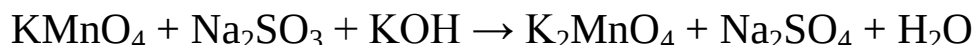
К 3–4 каплям раствора перманганата калия добавьте несколько капель раствора нитрита натрия до образования осадка оксида марганца (IV)



Задание: Подберите коэффициенты к данной схеме реакции методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

в). Окисление сульфит-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



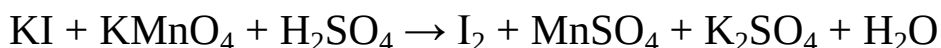
Манганат-ионы в водном растворе неустойчивы и спустя некоторое время зеленый раствор манганата калия бурет. Протекает реакция диспропорционирования



Задание: К данным схемам реакций подберите коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 3. 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

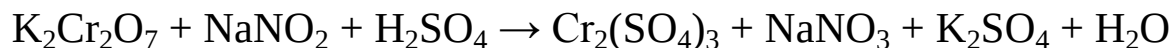


Задание: К данной схеме реакции подберите коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 4. Окислительные свойства дихромат-ионов

а). Окисление нитрит-ионов дихромат-ионами

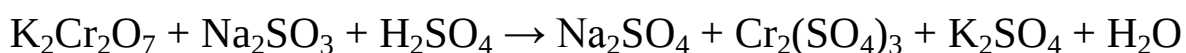
К 2–3 каплям раствора дихромата калия добавьте 3–4 капли разбавленного раствора серной кислоты и 4–5 капель раствора нитрита натрия. Смесь осторожно нагрейте до перехода оранжевой окраски дихромат-ионов в изумрудно-зеленую окраску ионов Cr^{3+} :



Задание: Подберите коэффициенты к данной схеме реакции методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

б). Окисление сульфит-ионов дихромат-ионами

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+}

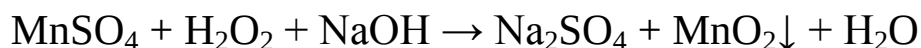


Задание: Подберите коэффициенты к данной схеме реакции методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 5. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода

а). Окисление катионов марганца (+2) пероксидом водорода

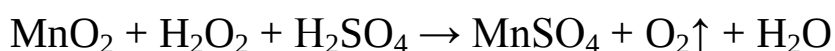
К 3–4 каплям раствора сульфата марганца (II) добавьте 3–4 капли раствора гидроксида натрия и 3–4 капли раствора пероксида водорода. В результате взаимодействия выделяется осадок оксида марганца (IV). Пробирку сохраните для следующего опыта.



Задание: Подберите коэффициенты к данной схеме реакции методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

б). Восстановление оксида марганца (+4) пероксидом водорода

К осадку оксида марганца (+4) добавьте серную кислоту до кислой среды по метиловому-оранжевому. Осторожно добавьте 3–4 капли раствора пероксида водорода до растворения осадка и обесцвечивания раствора.



Задание: Подберите коэффициенты к данной схеме реакции методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

в). 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

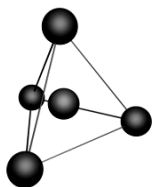


Задание: К данной схеме реакции подберите коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

УПРАЖНЕНИЯ

Подберите коэффициенты методом электронного баланса. Укажите процессы окисления и восстановления, восстановитель и окислитель. 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. $\text{SnCl}_2 + \text{H}[\text{AuCl}_4] \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{Au} + \text{HCl}$



Тема 9. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Комплексообразование можно рассматривать как формирование сложных комплексных частиц, способных к самостоятельному существованию в растворе или кристалле, из более простых ионов и молекул.

- **Комплексными** или **координационными** называют соединения, в которых хотя бы одна связь образована по донорно-акцепторному механизму.

Комплексные частицы обладают собственной стехиометрией, собственными физическими и химическими свойствами, отличными от свойств исходных веществ.

- **Комплексообразователем** называется центральный атом или ион в комплексном соединении.
- **Лигандами** называются противоположно заряженные ионы или нейтральные молекулы образующие химические связи с комплексообразователем.
- Комплексообразователь и лиганды образуют **координационную** (или **внутреннюю**) сферу комплекса, которую записывают в квадратных скобках. Остальные молекулы и ионы образуют **внешнюю** сферу и отщепляются при диссоциации.
- Число связей комплексообразователя с лигандами называют **координационным числом**. Валентность лиганда называют **дентатностью**.

Номенклатура координационных соединений

Согласно правилам IUPAC наименования комплексных соединений, также как и простых солей, начинается с названия аниона, а затем называют катион. В названии координационной сферы перечисляют все её составные части справа налево: число лигандов, лиганды, комплексообразователь. Для обозначения числа лигандов используют греческие числительные:

1 – моно	6 – гекса
2 – ди	7 – гепта
3 – три	8 – окта
4 – тетра	9 – нона
5 – пента	10 – дека

Названия некоторых лигандов приведены в таблице 9.1.

Таблица 9.1. Названия наиболее распространённых лигандов

Отрицательно заряженные лиганды				Электронеутральные лиганды	
F ⁻	фторо	CN ⁻	циано	H ₂ O	аква
Cl ⁻	хлоро	SCN ⁻	тиоцианато	NH ₃	аммино
Br ⁻	бром	NO ₂ ⁻	нитро	CO	карбонил
I ⁻	иодо	SO ₄ ²⁻	сульфато	NO	нитрозил
OH ⁻	гидроко	C ₂ O ₄ ²⁻	оксалато	I ₂	дииод

В комплексных катионах и нейтральных координационных сферах название комплексообразователя звучит по-русски в родительном падеже. Например: -цинка, -кобальта, -железа, -олова, и т.д.

В комплексных анионах комплексообразователь называют по-латыни, заменяя окончание на -ат. Названия комплексообразователей анионов указано в таблице 9.2. От латинского названия элемента отличаются названия только двух комплексообразователей – ртути и сурьмы.

Степень окисления комплексообразователя указывается в скобках, рядом с названием комплексного иона.

Таблица 9.2. Название наиболее распространённых комплексообразователей

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

Примеры названий комплексных соединений:

[Cu(H₂O)₄]SO₄ сульфат тетрааквамеди (+2),

[Ag(NH₃)₂]OH гидроксид диамминсеребра (+1),

[Co(NH₃)₄(H₂O)Cl]Cl₂ хлорид хлороакватетраамминкобальта (+3),

K₃[Fe(SCN)₆] гексатиоцианатоферрат (+3) калия,

H₂[PtCl₆] гексахлороплатинат (+4) водорода,

Na[Al(OH)₄(H₂O)₂] диакватетрагидроксоалюминат (+3) натрия

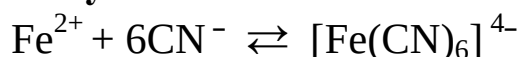
[Mn(CO)₅] пентакарбонилмарганец (+5),

[Pt(NH₃)₂Cl₂] дихлородиамминплатина (+2)

При обычных условиях большинство комплексных соединений существуют в твердом – кристаллическом – состоянии. Образование водного раствора сопровождается разрушением кристаллической решетки и диссоциацией комплекса на внешнюю и внутреннюю сферу.

Диссоциация внутренней сферы фактически представляет собой распад комплексного иона.

Образование комплексных ионов происходит в обратном порядке, также по ступеням, каждая из которых характеризуется величиной **константы устойчивости**.



$$K_{уст.} = \frac{[[\text{Fe}(\text{CN})_6]]}{[\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{CN}^-]^6}$$

Лабораторная работа № 8

КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Опыт 1. Соединения с комплексным катионом

а) Образование комплексного катиона серебра (I)

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

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

- а) хлорида серебра (I);
- б) комплексной соли серебра (I).

б) Образование комплексного катиона меди (II)

В пробирку поместите 3–4 капли раствора сульфата меди (II) 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) добавьте 2–3 капли раствора тиоцианата калия. 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. Обра-

тите внимание на цвет полученного комплексного аниона висмута (III) $[\text{BiI}_4]^-$.

Задание: Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакции 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 синее 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:

- а) образования тетрахлорокобальтата (II) водорода;
- б) образования тетрахлорокупрата (II) водорода.

Опыт 3. Соединение с комплексными катионом и анионом

В пробирку с 2 каплями раствора сульфата никеля (II) 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 $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Содержимое пробирки перемешайте. Из раствора постепенно выделяются бледно-лиловые игольчатые кристаллы гексацианоферрата (II) гексаамминникеля (II).

Задание: Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций:

- а) образования сульфата гексаамминникеля (II).
- б) взаимодействия раствора сульфата гексаамминникеля (II) с раствором гексацианоферрата (II) калия.

Опыт 4. Устойчивость комплексных ионов

а) Сравнение устойчивости комплексных ионов

В пробирку поместите 3–4 капли раствора хлорида кобальта (II) и добавьте немного кристаллического тиоцианата калия до обра-

зования, окрашенного в синий цвет комплексного аниона кобальта (II) $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$.

К полученному раствору по каплям прилейте концентрированный раствор гидроксида аммония до появления грязно-желтой окраски комплексного катиона кобальта (II) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$.

Задания:

а) Напишите выражения констант устойчивости комплексных ионов.

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

в) Объясните результат опыта, сравнив значения констант устойчивости:

$$K_{\text{уст}}([\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}) = 1 \cdot 10^3; K_{\text{уст}}([\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}) = 7,7 \cdot 10^4.$$

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) – $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$. Полученный раствор разбавьте водой до появления розовой окраски, характерной для аквакомплекса кобальта (II) – $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.

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

УПРАЖНЕНИЯ

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

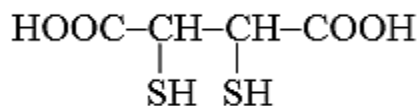
- а) гексахлороплатинат (IV) калия;
- б) тетраиодомеркурат (II) кальция;
- в) хлорид тетраамминцинка;
- г) сульфат тетрааквамеди (II).

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

- а) $K_4[Fe(CN)_6]$;
- б) $[Fe(H_2O)_6]SO_4$;
- в) $K[AuCl_4]$;
- 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, 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.

ЛИТЕРАТУРА

1. Князев Д. А. Неорганическая химия: учеб. для вузов / Д. А. Князев, С. Н. Смарыгин. – 3-е изд., испр. – М.: Дрофа, 2005. – 591с.
2. Смарыгин С. Н. Неорганическая химия: учебное пособие. Часть I / С. Н. Смарыгин, Н. Л. Багнавец, И. В. Дайдакова. – М.: Изд-во РГАУ-МСХА им. К.А.Тимирязева, 2011. – 281с.
3. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: учеб. для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд и др.; Под ред. Ершова Ю. А. – 3-е изд., стер. – М.: Высшая шк., 2002. – 560с.
4. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Н. С. Ахметов. – 4-е изд., испр. М.: Высшая школа, 2001. – 743с.
5. Михайлов О.В. Систематика и номенклатура химических веществ / О.В.Михайлов. – М.: Изд. «Книжный Дом Университет», 2008. – 308 с.

Базы данных и интернет-источники информации

6. <http://www.xumuk.ru/encyklopedia>
7. <http://ru.wikipedia.org/wiki>

ПРИЛОЖЕНИЯ

Таблица 1. Порядковые номера, атомные массы и названия элементов Периодической системы (без лантаноидов и актиноидов)

Порядковый номер	Символ элемента	Русское и латинское (приведено в скобках) название элемента	Атомная масса, Да	Порядковый номер	Символ элемента	Русское и латинское (приведено в скобках) название элемента	Атомная масса, Да
1	H	ВОДОРОД (ГИДРОГЕНИУМ)	1,008	14	Si	КРЕМНИЙ (СИЛИЦИУМ)	28,08
2	He	ГЕЛИЙ	4,003	15	P	ФОСФОР (ФОСФОРΟΣ)	30,97
3	Li	ЛИТИЙ	6,941	16	S	СЕРА (СУЛЬФУР)	32,06
4	Be	БЕРИЛЛИЙ	9,012	17	Cl	ХЛОР	35,45
5	B	БОР	10,81	18	Ar	АРГОН	39,95
6	C	УГЛЕРОД (КАРБОНЕУМ)	12,01	19	K	КАЛИЙ	39,10
7	N	АЗОТ (НИТРОГЕНИУМ)	14,01	20	Ca	КАЛЬЦИЙ	40,08
8	O	КИСЛОРОД (ОКСИГЕНИУМ)	16,00	21	Sc	СКАНДИЙ	44,96
9	F	ФТОР	19,00	22	Ti	ТИТАН	47,87
10	Ne	НЕОН	20,18	23	V	ВАНАДИЙ	50,94
11	Na	НАТРИЙ	22,99	24	Cr	ХРОМ	52,00
12	Mg	МАГНИЙ	24,30	25	Mn	МАРГАНЕЦ	54,94
13	Al	АЛЮМИНИЙ	26,98	26	Fe	ЖЕЛЕЗО (ФЕРРУМ)	55,84

Порядковый номер	Символ элемента	Русское и латинское (приведено в скобках) название элемента	Атомная масса, Да
27	Co	КОБАЛЬТ	58,93
28	Ni	НИКЕЛЬ	58,69
29	Cu	МЕДЬ (КУПРУМ)	63,55
30	Zn	ЦИНК	65,41
31	Ga	ГАЛЛИЙ	69,72
32	Ge	ГЕРМАНИЙ	72,64
33	As	МЫШЬЯК (АРСЕНИКУМ)	74,92
34	Se	СЕЛЕН	78,96
35	Br	БРОМ	79,90
36	Kr	КРИПТОН	83,80
37	Rb	РУБИДИЙ	85,47
38	Sr	СТРОНЦИЙ	87,62
39	Y	ИТТРИЙ	88,90
40	Zr	ЦИРКОНИЙ	91,22
41	Nb	НИОБИЙ	92,91
42	Mo	МОЛИБДЕН	95,94

Порядковый номер	Символ элемента	Русское и латинское (приведено в скобках) название элемента	Атомная масса, Да
43	Tc	ТЕХНЕЦИЙ	[98]
44	Ru	РУТЕНИЙ	101,1
45	Rh	РОДИЙ	102,9
46	Pd	ПАЛЛАДИЙ	106,4
47	Ag	СЕРЕБРО (АРГЕНТУМ)	107,9
48	Cd	КАДМИЙ	112,4
49	In	ИНДИЙ	114,8
50	Sn	ОЛОВО (СТАНУМ)	118,7
51	Sb	СУРЬМА (СТИБИУМ)	121,8
52	Te	ТЕЛЛУР	127,6
53	I	ИОД	126,9
54	Xe	КСЕНОН	131,3
55	Cs	ЦЕЗИЙ	132,9
56	Ba	БАРИЙ	137,3
57	La	ЛАНТАН	138,9
58-71 - лантаноиды			

Порядковый номер	Символ элемента	Русское и латинское (приведено в скобках) название элемента	Атомная масса, Да
72	Hf	ГАФНИЙ	178,5
73	Ta	ТАНТАЛ	180,9
74	W	ВОЛЬФРАМ	183,8
75	Re	РЕНИЙ	186,2
76	Os	ОСМИЙ	190,2
77	Ir	ИРИДИЙ	192,2
78	Pt	ПЛАТИНА	195,1
79	Au	ЗОЛОТО (АУРУМ)	197,0
80	Hg	РТУТЬ (ГИДРАРГИРУМ)	200,6
81	Tl	ТАЛЛИЙ	204,4
82	Pb	СВИНЕЦ (ПЛЮМБУМ)	207,2
83	Bi	ВИСМУТ	209,0
84	Po	ПОЛОНИЙ	[209]
85	At	АСТАТ	[210]

Порядковый номер	Символ элемента	Русское и латинское (приведено в скобках) название элемента	Атомная масса, Да
86	Rn	РАДОН	[222]
87	Fr	ФРАНЦИЙ	[223]
88	Ra	РАДИЙ	[226]
89	Ac	АКТИНИЙ	[227]
90-103 - <i>актиноиды</i>			
104	Rf	РЕЗЕРФОРДИЙ	[261]
105	Db	ДУБНИЙ	[262]
106	Sg	СИБОРГИЙ	[266]
107	Bh	БОРИЙ	[264]
108	Hs	ХАССИЙ	[277]
109	Mt	МЕЙТНЕРИЙ	[268]
110	Ds	ДАРМШТАДТИЙ	[271]

**Таблица 2. Электроотрицательность элементов
по Полингу**

H 2,20									
Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98			
Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16			
K 0,82	Ca 1,00	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,83	Co 1,88	Ni 1,91
Cu 2,00	Zn 1,65	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96			
Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	Zr 1,33	Nb 1,60	Mo 2,16	Tc 1,90	Ru 2,20	Rh 2,28	Pd 2,20
Ag 1,93	Cd 1,69	In 1,78	Sn 1,80	Sb 2,05	Te 2,10	I 2,66			
Cs 0,79	Ba 0,89	La 1,10	Hf 1,30	Ta 1,50	W 2,36	Re 1,90	Os 2,20	Ir 2,20	Pt 2,28
Au 2,54	Hg 2,00	Tl 2,04	Pb 2,33	Bi 2,02	Po 2,00	At 2,20			
Fr 0,70	Ra 0,90	Ac 1,10	Rf --	Db --	Sg --	Bh --	Hs --	Mt --	Ds --

Таблица 3. Растворимость кислот, оснований и солей в воде при 20°C

	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺
OH ⁻		P	P	P	P	P	M	H	M	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H
F ⁻	P	M	P	P	P	M	H	H	H	M	H	H	H	P	P	P	P	P	-	H	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	M	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	P	P	H	H	M	-
S ²⁻	P	P	P	P	P	-	-	-	H	-	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HS ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	-	-	-	-	H	-	-	-	-	-	-	-
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	M	H	-	-	H	-	H	H	-	M	H	H	H	-	-
HSO ₃ ⁻	P	-	P	P	P	P	P	P	P	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	M	M	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	-	H	P
HSO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	H	-
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	-	-	-	P	M	-	-	M	-	-	-	-
PO ₄ ³⁻	P	H	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HPO ₄ ²⁻	P	-	P	P	P	H	H	M	H	-	-	H	-	-	-	H	-	-	-	M	H	-
H ₂ PO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	-	P	-	-	-	P	P	P	-	-	-	-
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	H	-	-	H	-	H	H	H	H	H	-	-	H	-
HCO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	-	P	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	-	P	-	P	P	P	P	P	P	P	-	P
SiO ₃ ²⁻	H	H	P	P	-	H	H	H	H	-	-	H	-	-	-	H	H	-	-	-	H	-
P – растворяется (более 1г в 100г воды), M – мало растворяется (от 0,1 до 1г в 100г воды), H – не растворяется (менее 1г в 100г воды), (-) – разлагается в воде или не существует																						

Таблица 4. Константы диссоциации слабых электролитов при 25°C
(в скобках указана степень диссоциации).

Слабые кислоты		Слабые основания	
Формула	K_D	Формула	K_D
H_3PO_4	$7,1 \cdot 10^{-3}$ (I)	$Mg(OH)_2$	$2,5 \cdot 10^{-3}$ (II)
	$6,2 \cdot 10^{-8}$ (II)	$Fe(OH)_2$	$1,3 \cdot 10^{-4}$ (II)
	$5,0 \cdot 10^{-10}$ (III)	$Fe(OH)_3^*$	$1,4 \cdot 10^{-12}$ (III)
H_3BO_3	$5,8 \cdot 10^{-10}$ (I)	$Pb(OH)_2^*$	$9,6 \cdot 10^{-4}$ (II)
H_2SiO_3	$2,2 \cdot 10^{-10}$ (I)	NH_4OH	$1,76 \cdot 10^{-5}$
	$1,6 \cdot 10^{-12}$ (II)	$Ni(OH)_2$	$2,5 \cdot 10^{-5}$ (II)
H_2SO_4	$1,3 \cdot 10^{-2}$ (II)	$Zn(OH)_2^*$	$4,0 \cdot 10^{-5}$ (II)
H_2SO_3	$1,5 \cdot 10^{-2}$ (I)	$Cu(OH)_2$	$3,4 \cdot 10^{-7}$ (II)
	$1,0 \cdot 10^{-7}$ (II)	$Cr(OH)_3^*$	$1,0 \cdot 10^{-10}$ (III)
H_2S	$9,5 \cdot 10^{-8}$ (I)	*Гидроксиды амфотерного характера	
	$1,0 \cdot 10^{-14}$ (II)		
H_2CO_3	$4,3 \cdot 10^{-7}$ (I)		
	$4,7 \cdot 10^{-11}$ (II)		
HNO_2	$4,3 \cdot 10^{-4}$		
$HClO$	$3,9 \cdot 10^{-8}$		
$HClO_2$	$1,1 \cdot 10^{-2}$		
HF	$6,6 \cdot 10^{-4}$		
HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$		
CH_3COOH	$1,75 \cdot 10^{-5}$		
$HCOOH$	$1,77 \cdot 10^{-4}$		

Таблица 5. Электрохимический ряд напряжений металлов

Реакционная способность металла	Электрод	Электродная реакция	$E^0, В$
Реагирует с водой и кислотами (в отсутствии воды)	Li ⁺ /Li	Li ⁺ + e ⁻ → Li	-3,04
	Cs ⁺ /Cs	Cs ⁺ + e ⁻ → Cs	-3,026
	Rb ⁺ /Rb	Rb ⁺ + e ⁻ → Rb	-2,98
	K ⁺ /K	K ⁺ + e ⁻ → K	-2,92
	Ba ²⁺ /Ba	Ba ²⁺ + 2e ⁻ → Ba	-2,905
	Fr ⁺ /Fr	Fr ⁺ + e ⁻ → Fr	-2,92
	Sr ²⁺ /Sr	Sr ²⁺ + 2e ⁻ → Sr	-2,899
	Ca ²⁺ /Ca	Ca ²⁺ + 2e ⁻ → Ca	-2,87
	Na ⁺ /Na	Na ⁺ + e ⁻ → Na	-2,71
Реагирует с кислотами	Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ + 2e ⁻ → Mg	-2,36
	Be ²⁺ /Be	Be ²⁺ + 2e ⁻ → Be	-1,847
	Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ + 3e ⁻ → Al	-1,66
	Ti ²⁺ /Ti	Ti ²⁺ + 2e ⁻ → Ti	-1,63
	Mn ²⁺ /Mn	Mn ²⁺ + 2e ⁻ → Mn	-1,18
	Cr ²⁺ /Cr	Cr ²⁺ + 2e ⁻ → Cr	-0,852
	Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ + 2e ⁻ → Zn	-0,76
	Cr ³⁺ /Cr	Cr ³⁺ + 3e ⁻ → Cr	-0,74
	Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ + 2e ⁻ → Fe	-0,44
	Cd ²⁺ /Cd	Cd ²⁺ + 2e ⁻ → Cd	-0,40
	Co ²⁺ /Co	Co ²⁺ + 2e ⁻ → Co	-0,28
	Ni ²⁺ /Ni	Ni ²⁺ + 2e ⁻ → Ni	-0,25
	Sn ²⁺ /Sn	Sn ²⁺ + 2e ⁻ → Sn	-0,14
	Pb ²⁺ /Pb	Pb ²⁺ + 2e ⁻ → Pb	-0,13
	Fe ³⁺ /Fe	Fe ³⁺ + 3e ⁻ → Fe	-0,04
	2H ⁺ /H ₂	2H ⁺ + 2e ⁻ → H ₂	0,00
Низкая реакционная активность	Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ + 2e ⁻ → Cu	0,34
	Cu ⁺ /Cu	Cu ⁺ + e ⁻ → Cu	0,52
	Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ + e ⁻ → Ag	0,80
	Hg ²⁺ /Hg	Hg ²⁺ + 2e ⁻ → Hg	0,85
	Pt ²⁺ /Pt	Pt ²⁺ + 2e ⁻ → Pt	1,28
	Au ⁺ /Au	Au ⁺ + e ⁻ → Au	1,50

СОДЕРЖАНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ	3
Тема 1. ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ	7
Тема 2. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА	10
Тема 3. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ	12
Номенклатура неорганических веществ	13
Простые вещества.....	19
Оксиды	20
Основания.....	22
Кислоты	24
Амфотерные гидроксиды (амфолиты)	27
Соли.....	29
<i>Лабораторная работа № 1</i>	32
<i>Лабораторная работа № 2</i>	35
Тема 4. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ.....	37
<i>Лабораторная работа № 3</i>	39
<i>Лабораторная работа № 4</i>	44
Тема 5. РАСТВОРЫ.	46
Тема 6. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ	49
<i>Лабораторная работа № 5</i>	52
Тема 7. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ. .	57
БУФЕРНЫЕ РАСТВОРЫ.....	57
Лабораторная работа № 6	62
Тема 8. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.....	67
<i>Лабораторная работа № 7</i>	71
Тема 9. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ.....	76
<i>Лабораторная работа № 8</i>	79

ЛИТЕРАТУРА	83
ПРИЛОЖЕНИЯ	84
<i>Таблица 1.</i> Порядковые номера, атомные массы и названия элементов Периодической системы	84
<i>Таблица 2.</i> Электроотрицательность элементов.....	87
<i>Таблица 4.</i> Константы диссоциации слабых электролитов при 25°С	89
<i>Таблица 5.</i> Электрохимический ряд напряжений металлов.....	90

Учебное издание
Соколова Светлана Анатольевна
Перегончая Ольга Владимировна
Дьяконова Ольга Вячеславовна
Ткаченко Сергей Владимирович

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ. ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ

Учебное пособие



Компьютерная верстка О. В. Перегончая
Издается в авторской редакции

Подписано в печать Формат 60×84 1/16
Бумага кн.-журн. П. л. 5,81. Гарнитура Таймс.
Тираж экз. Заказ №

Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Воронежский государственный аграрный университет имени императора Петра I»
Типография ФГБОУ ВО Воронежский ГАУ. 394087, Воронеж, ул. Мичурина, 1
Информационная поддержка: <http://tipograf.vsau.ru>

Отпечатано с оригинал-макета заказчика. Ответственность за содержание
предоставленного оригинал-макета типография не несет.
Требования и пожелания излагайте авторам данного пособия.