

А.А. Белохвостов

# **Химия с основами геохимии**

*Практикум*

Витебск, 2012 г.

## Методические указания к лабораторной работе №1

### Правила техники безопасности работы в химической лаборатории.

#### Техника лабораторных работ. Химическая посуда

Цель: Изучить основные правила техники безопасности при изучении химии и правила обращения с реактивами и оборудованием.

Задачи.

1. Изучить правила поведения в химической лаборатории во время учебных и самостоятельных занятий.
2. Выяснить виды опасности при работе с реактивами и оборудованием
3. Выяснить правила утилизации отходов в химической лаборатории.
4. Познакомиться с посудой и основным оборудованием. Научиться мыть посуду, работать с металлическим штативом.
5. Научиться проводить простейшие операции с твердыми и жидкими реактивами.

#### Программное содержание

1. Источники опасности в химической лаборатории: нагревательные и электрические приборы – спиртовки, электрические плитки бани, колбонагреватели, сушильные шкафы и др., стеклянная посуда и оборудование, статическое электричество, реактивы. Виды травм в химической лаборатории и меры первой помощи при них: ожоги термические и химические различных участков тела, колотые и резанные раны, электрические травмы. Спецодежда и индивидуальные средства защиты: очки, перчатки, защитные пасты. Действия студентов при воспламенении на столе, в вытяжном шкафу, при неисправности приборов, при получении травм.

2. Опасные в обращении химические вещества: токсичные, взрывоопасные и пожароопасные, экологически опасные. Действия студентов при попадании химических веществ на кожу, в глаза, в дыхательные органы, в пищеварительную систему.

2. Порядок хранения реактивов. Классификация реактивов по группам хранения. Сосуды, пробки, этикетки, справочные таблицы по работе с реактивами.

3. Способы утилизации и уничтожения отходов в химической лаборатории.

Правила сбора отходов и их временное хранение в лаборатории, подготовка отходов к уничтожению или утилизации: кислотно-основная и окислительно-восстановительная нейтрализация, перевод растворимых веществ в нерастворимые, токсичных в нетоксичные вещества. Сжигание органических растворителей на полигоне. Сбор отходов с дорогими реагентами и драгоценными металлами.

4. Уборка разлитых жидкостей и рассыпанных твердых веществ.

5. Меры безопасности при работе с наиболее часто используемыми реактивами: щелочами, кислотами, газами, веществами повышенной токсичности, принадлежащими VII группе хранения, легковоспламеняющимися (ЛВЖ) и горючими (ГЖ) жидкостями.

#### План занятия

Содержание	Вид деятельности студентов	Вид контроля
Беседа по правилам поведения в лаборатории	1. Самостоятельное изучение правил	Устное собеседование, роспись в журнале
Беседа об опасности реактивов, правилах утилизации отходов	1. Изучение таблиц	Записи в тетрадях
Знакомство с посудой и штативом	1. Рассматривание посуды, изучение особенностей работы с ней, ее назначение 2. Упражнения по взятию навесок твердых веществ и отмериванию жидких. Закрепление их в штативе 2. Мытье посуды: пробирок, колб.	Краткие записи в тетради Контроль качества очистки посуды
Изучение техники выполнения	1. Изготовление фильтров	

### ЗАДАНИЕ 1

Познакомьтесь с лабораторным оборудованием, находящимся на ваших столах. Уясните его назначение и схематично зарисуйте в лабораторном журнале.

### ЗАДАНИЕ 2

Уясните устройство и назначение лабораторного штатива. Соберите штатив, зарисуйте на рисунке отметьте его составные части.

### ЗАДАНИЕ 3

Познакомьтесь с назначением, устройством и приемами работы со спиртовкой. Налейте в пробирку 2 мл воды. Объем отмерьте.

Зажгите спиртовку спичкой.

Внесите пробирку в пламя спиртовки. Осторожно нагревайте сначала всю пробирку, а затем ту ее часть, где находится вода.

Направляйте отверстие нагреваемой пробирки в сторону от себя и соседей.

Не наклоняйтесь над нагреваемой пробиркой.

После закипания воды, поставьте пробирку в штатив.

Погасите спиртовку.

Когда пробирка немного остынет, выньте ее из зажима.

Отметьте на рисунке составные части спиртовки.

**ВНИМАНИЕ!**

- **При пользовании спиртовкой запрещается:**  
**передача зажженной спиртовки**
  - **зажигание одной спиртовки от другой**
  - тушение спиртовки задуванием.
- Гасите ее только накрывая пламя колпачком

### ЗАДАНИЕ 4

Изготовьте складчатый фильтр, разделите предложенную смесь песка и хлорида натрия.

#### Контрольные вопросы и задачи

1. Взяты две навески вещества массой 20 г и 2 г. Для какой из них относительная ошибка при одинаковой точности взвешивания будет больше?
2. Какую посуду называют мерной или измерительной посудой?
3. Каково назначение мерного цилиндра, пипетки, бюретки, мерной колбы?
4. Какие реактивы можно использовать для мытья посуды?
5. Как определить наивысшую степень чистоты стеклянной посуды?
6. В чем сущность метода фильтрования? Какие фильтрующие материалы могут быть использованы для процесса фильтрования?
7. Какие способы фильтрования существуют?
8. Что называется процессом центрифугирования? В каких случаях он

- применяется?
9. От каких факторов зависит скорость процесса фильтрования? Какие методы фильтрования существуют?
  10. Как проводят высушивание твердых и газообразных веществ?
  11. Какие способы очистки веществ существуют?
  12. На чем основан процесс перекристаллизации веществ? Какие другие процессы при этом используются?
  13. Чем отличается процесс возгонки от процесса перегонки?

***Отчет по лабораторной работе должен содержать:***

- 1) дату выполнения работы;
- 2) тему работы;
- 3) цель работы;
- 4) список необходимых реактивов;
- 5) список необходимой посуды и оборудования;
- 6) предварительный расчет, в соответствии с заданием;
- 7) порядок выполнения работы с указанием всех результатов (массы исходной соли, объема взятой воды, температуры проведения опыта, массы фильтра, массы полученной соли, запись уравнений реакций, протекающих при определении хлоридов и сульфатов, практический выход);
- 8) общий вывод по работе.

## **Методические указания к лабораторной работе №2**

**Тема: Основные понятия и законы химии. Номенклатурные правила ИЮПАК. Газовые законы. Получение газов**

Цель: изучить и научиться применять стехиометрические законы химии для решения расчетных задач.

Задачи.

6. Изучить основные понятия и законы химии (закон сохранения массы, закон сохранения постоянства состава, закон кратных отношений, закон Авогадро, газовые законы).
7. Научиться называть вещества, используя номенклатурные правила ИЮПАК.
8. Познакомиться с посудой и основным оборудованием, предназначенной для получения и собирания газов.
9. Выяснить особенности получения газов в лаборатории.
10. Научиться проводить простейшие операции с газообразными веществами.

### **Программное содержание**

1. Основные понятия химии – атом, молекула, химический элемент, химическая реакция. Роль химических элементов в живой природе. Органогены, макро, микро и ультрамикроэлементы. Простое и сложное вещество. Физические и химические свойства веществ, их разделение, очистка, идентификация. Химические реактивы, чистота, степени градации. Моль. Закон сохранения материи и энергии. Химическая и другие формы движения материи. Стехиометрические законы. Роль химии как производительной силы общества. Современные масштабы и темпы развития промышленности.
2. Газовые законы (Шарля, Бойля-Мариотта, Гей-Люссака).
3. Правила ИЮПАК. Классификация простых веществ. Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения- гидриды, окисды, пероксиды, сульфиды, галогениды и т.д. Гидроксиды, соли, кислоты.

## Работа с газообразными веществами

### 1.1. Приборы для получения газа

Наиболее простыми приборами для получения газа являются микроколбочка и цилиндрическая или коническая пробирка. Если реакция протекает при нагревании, ее лучше вести в микроколбочке или цилиндрической пробирке. Если же газ выделяется без нагревания или требуется получить несколько большее количество газа, лучше пользоваться конической пробиркой (она больше по объему).

Исходные вещества помещают в микроколбочку или пробирку, которые закрывают пробкой с отводной трубкой. Отводную трубку подбирают по форме в соответствии с методом получения газа, его свойствами и условиями использования. Сосуд с исходным веществом укрепляют в лапке штатива; конец трубки отводят в газоприемник.

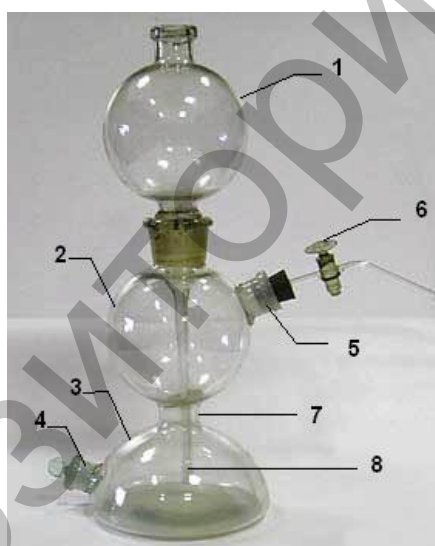


Рисунок 1. Аппарат Киппа

Для получения газа в больших количествах применяют аппарат Киппа (рис. 1). Он состоит из двух частей: нижней, представляющей собой два соединенных между собой резервуара 2 и 3, и верхней — шарообразной воронки 1, удлиненный конец 8 которой доходит почти до дна резервуара 3. В верхней части резервуара 2 имеется тубус 5, который закрыт пробкой с газоотводной трубкой, имеющей кран 6. В нижнем резервуаре 3 также имеется тубус 4, служащий для выливания жидкости из прибора. Чтобы зарядить аппарат, в резервуар 2 насыпают через тубус 5 твердое вещество. Размер кусочков твердого вещества должен быть таков,

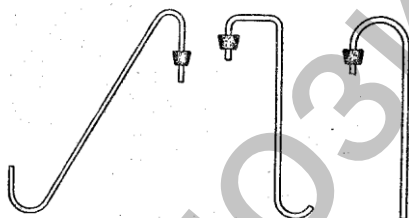
чтобы вещество не попадало в резервуар 3 через щель. Для надежности в месте перетяжки 7 помещают круглую резиновую прокладку с отверстием посередине для воронки 1 и несколькими небольшими отверстиями для свободного движения жидкости. Затем тубус 5 закрывают пробкой с газоотводной трубкой. Кран 6 открывают и в прибор через воронку 1 сверху наливают кислоту в таком количестве, чтобы твердое вещество в резервуаре 2 было ею покрыто (слишком много жидкости наливать не следует). Начинается реакция между кислотой и твердым веществом, сопровождающаяся выделением газа.

Кран 6 закрывают, и, если прибор герметичен, кислота вытесняется из среднего шара 2 под давлением выделяющегося в процессе реакции газа. Как только вся жидкость будет вытеснена из шара 2 в резервуары 3 и 1, реакция прекращается, и газ перестает выделяться.

Для возобновления выделения газа вновь открывают кран, жидкость при этом поднимается в средний резервуар 2, приходит в соприкосновение с твердым веществом, и аппарат начинает работать. По окончании работы кран снова закрывают. Аппарат периодически очищают и моют.

Газ собирают в газоприемник, которым может служить коническая или цилиндрическая пробирка. Если газ нужно сохранить в течение некоторого времени, пробирку закрывают хорошо подобранной пробкой.

Для конических пробирок применяют каучуковые пробки № 12 и 10, для цилиндрических — пробки заменяют эластичной резиновой трубкой длиной 7—8 мм и диаметром 3—5 мм, в которую вставляют стеклянную палочку.



Для работы с газообразными веществами нужно иметь комплект различно изогнутых трубок диаметром 2, 3 и 4 мм (рис. 29). Таким комплектом должен быть обеспечен каждый из студентов, одновременно работающих в лаборатории. Удобно иметь также короткие, различно изогнутые трубки, которые можно присоединить к прибору каучуковыми трубками. Концы всех трубок должны быть оплавлены.

Рисунок 2. Газоотводные трубки

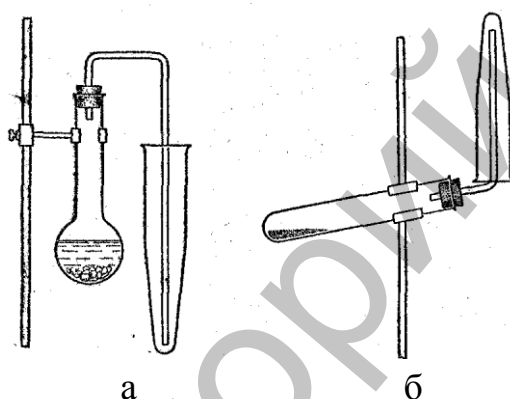
работающих в лаборатории. Удобно

иметь также короткие, различно изогнутые трубки, которые можно присоединить к прибору каучуковыми трубками. Концы всех трубок должны быть оплавлены.

## 1.2. Способы собирания газа

Методы собирания получаемых газов определяются свойствами этих газов.

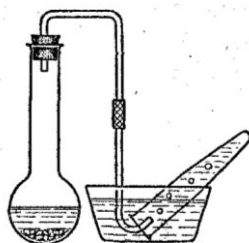
**Собирание газа путем вытеснения воздуха.** Микроколбочку или пробирку, в которой получают газ, укрепляют в штативе. Конец газоотводной трубки опускают в пробирку-газоприемник почти до дна. Если плотность газа приблизительно равна плотности воздуха или больше ее, газ собирают в открытую пробирку, поставленную вертикально отверстием вверх (рис. 3, а). Если же газ легче воздуха, пробирку-газоприемник держат (или укрепляют в штативе) отверстием вниз (рис. 3, б).



**Рисунок 3. Приборы для получения газов**

а – получение газов тяжелее воздуха; б – получение газов легче воздуха

**Собирание газа над водой.** Для собирания газа над водой необходима пневматическая ванна. В качестве такой ванны можно использовать маленький кристаллизатор, фарфоровую чашку или другой подобный сосуд. Пробирку-газоприемник наполняют водой, и, закрыв отверстие пальцем, опускают в ванну с водой дном вверх.



**Рисунок 4. Прибор для получения газа и собирания его под водой**



Под водой пробирку осторожно открывают и ставят так, чтобы вода из нее не выливалась. Когда весь воздух из реакционного сосуда будет вытеснен выделяющимся газом, конец газоотводной трубки погружают в воду и подводят под отверстие пробирки-газоприемника (рис. 4). Наполнив пробирку газом, закрывают ее под водой пальцем или пробкой и вынимают из ванны.

Если газ получают при нагревании, конец газоотводной трубки сразу же после наполнения газоприемника вынимают из ванны, так как при охлаждении приборчика в него может быть втянута вода.

Если требуется отметить только цвет и запах выделяющегося газа или наблюдать его горение, то собирать газ в отдельный сосуд нет необходимости. Цвет газа видно через стекло пробирки, запах определяют, направляя легким взмахом руки струю газа к себе.

В случае надобности газ очищают и осушают в промывных склянках с водой или растворами соответствующих поглотителей и в поглотительных склянках, наполненных каким-либо осушителем. Склянки эти размещают между аппаратом для получения газа и газоприемником.

### **Безопасность при использовании приборов для получения и собирания газов**

#### **Получение кислорода**

Собирают прибор по рисунку 1а. В реактор насыпают кристаллический перманганат калия. Проводят нагревание спиртовкой, прогревая сначала всю пробирку, а потом в одном месте. Чтобы воду не засосало в пробирку-реактор, необходимо обеспечить постоянное нагревание и достаточное поступление газа. При засасывании холодной жидкости горячая пробирка-реактор растрескивается.

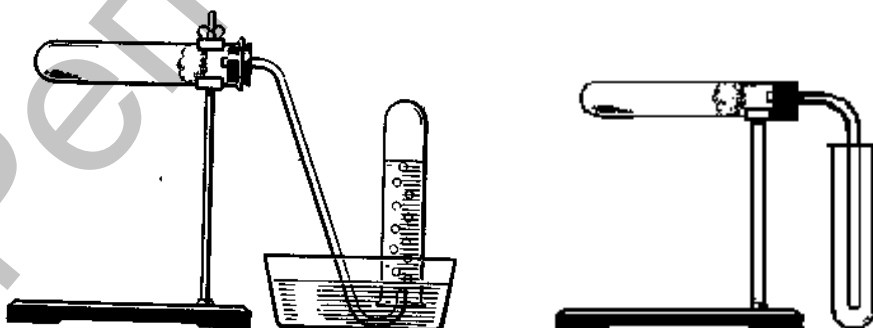


Рис.1а. Прибор для получения кислорода вытеснением воды

Рис.1б. Прибор для получения кислорода вытеснением воздуха

- Если в приборе несколько мест соединения частей, каждая для устойчивости **должна быть закреплена в штативе** (это дополнительные «руки» химика-экспериментатора). Со штативом необходимо научиться работать в совершенстве, узнав все его возможности.
- При проведении опыта руки у экспериментатора должны **быть свободны** для манипуляций в случае возникновения аварийных ситуаций.
- При сборке приборов с нагреванием открытым пламенем необходимо **определить места, где возможно растрескивание посуды** и принять меры, например монтировать эту часть на подносе (фотованночке).
- В эксперименте с нагреванием и выделением большого количества газов должно быть обеспечено **сообщение с атмосферой**.
- При получении газов с поглощением их жидкостью необходимо **обеспечить постоянный ток газа** для предохранения от засасывания жидкости в пробирку - реактор, с той же целью недопустимо прекращать нагревание реакционной пробирки, пока есть контакт газоотводной трубки с жидкостью (сначала нарушить контакт, затем прекратить нагрев)
- **Рядом с действующим прибором находится в защитных очках!** Не стоять близко с прибором, лучше наблюдать за процессом сбоку и стоя.

### Лабораторный опыт №1

#### ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА ОКСИДА УГЛЕРОДА (IV)

а) В аппарат Киппа положить кусочки мрамора и налить раствор HCl (1:4). Наблюдать выделение газа.

б) Выделяющийся из аппарата Киппа газ пропустить в пробирку с водой, подкрашенной нейтральным раствором лакмуса. Что наблюдается? Написать уравнения реакций, происходящих при получении CO<sub>2</sub> и растворении его в воде.

Каким способом можно собирать CO<sub>2</sub>?

в) Взять для опыта два стакана (или банки). Один из них наполнить CO<sub>2</sub> из аппарата Киппа. Проверить полноту наполнения сосуда газом с помощью горячей лучинки, поднесенной к отверстию стакана.

г) В пробирку с известковой водой пропускать в течение 2—3 мин быстрый ток  $\text{CO}_2$ . Какие происходят изменения? Написать уравнения реакций. Назвать образующиеся соли.

### Лабораторный опыт №2

<b>ЗАДАНИЕ</b>
----------------

**Разработать прибор для получения и собирания водорода. Собрать прибор, получить газ, доказать полноту его наполнения в пробирке.**

Репозиторий ВГУ

## Контрольные задания

1. Какой объем при температуре  $20^{\circ}\text{C}$  и давлении 250 кПа аммиак массой 51 г?
2. Газообразное вещество занимает объем 2,56 л при температуре  $37^{\circ}\text{C}$  и давлении  $2,0 \times 10^5$  Па. Какой объем займет газ при нормальных условиях?
3. В состав вещества входят 30,7 % калия, 25,2 % серы и 44% кислорода. Вывести простейшую формулу этого соединения.
4. Сколько г кальция вступило в реакцию с водой, если объем выделившегося газа при  $25^{\circ}\text{C}$  и 745 мм рт ст равен 480 мл? Ответ: 0,8 г.
5. Сколько л водорода при  $12^{\circ}\text{C}$  и 770 мм рт ст выделится при взаимодействии 1 кг цинка с соляной кислотой?
6. Сколько л кислорода при нормальных условиях требуется для сжигания серы массой 6,4 г и алюминия массой 5,4 г?
7. Сколько весит 1 л хлора при нормальных условиях, какова его плотность по воздуху? Какой объем занимают 142 г хлора при нормальных условиях?
8. При нормальных условиях 500 мл газа имеют массу 1,8 г. Определить плотность газа по воздуху и его молекулярную массу.
9. Аммиак при давлении 454,2 мм рт ст и температуре  $18^{\circ}\text{C}$  занимает объем 832 мл. Определить число молей и массу аммиака.
10. 0,111 г некоторого газа заняли 25 мл при  $17^{\circ}\text{C}$  и 780 мм рт ст. Вычислить молекулярную массу газа.
11. Вычислить массу 450 мл диоксида серы при  $80^{\circ}\text{C}$  и 740 мм рт ст.
12. Какой объем водорода при нормальных условиях выделится при действии избытка соляной кислоты на 130 г цинка?
13. Сколько л кислорода при  $21^{\circ}\text{C}$  и 784 мм рт ст выделится при разложении 490 г бертолетовой соли?
14. В закрытом баллоне находится 160 г кислорода под давлением 1 атм и  $12^{\circ}\text{C}$ . Вычислить массу углекислого газа в объеме баллона, если газ находится под давлением 2 атм. и  $37^{\circ}\text{C}$ .

## Методические указания к лабораторной работе №3

### Основные классы неорганических соединений

**Цель работы:** усвоить строение, номенклатуру, основных классов неорганических соединений, генетическую связь между ними.

#### Теоретический материал

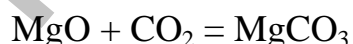
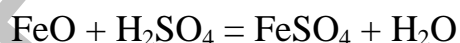
Таблица 1. Систематические и традиционные названия сложных веществ

Формула	Систематическое название	Традиционное название
$HNO_3$	триоксонитрат (V) водорода	азотная кислота
$HNO_2$	диоксонитрат (III) водорода	азотистая кислота
$HClO$	оксохлорат (I) водорода	хлорноватистая кислота
$HClO_2$	диоксохлорат (III) водорода	хлористая кислота
$HClO_3$	триоксохлорат (V) водорода	хлорноватая кислота
$H_2SO_4$	тетраоксосульфат (VI) водорода	серная кислота
$H_2SO_3$	триоксосульфат (IV) водорода	сернистая кислота
$H_2S_2O_3$	триоксодисульфат (II) водорода	тиосерная кислота
$H_2SO_3S$	тиотриоксосульфат (VI) водорода	—
$H_2Cr_2O_7$	гептаоксодихромат (VI) водорода	дихромовая кислота
$K_4P_2O_7$	гептаоксодифосфат (V) калия	дифосфат калия
$Na_2SO_4$	тетраоксосульфат (VI) натрия	сульфат натрия
$Fe(OH)_3$	гидроксид железа (III)	гидроксид железа (III)
$Fe(OH)_2$	гидроксид железа (II)	гидроксид железа (II)
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	пентагидрат тетраоксосульфата (VI) меди	медный купорос <sup>1</sup>

#### ОКСИДЫ

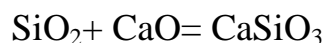
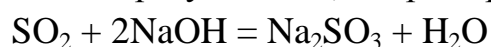
*Оксидами* или *окислами* называются соединения элементов с кислородом. По своим химическим свойствам они подразделяются на солеобразующие и несолеобразующие. В свою очередь, солеобразующие оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные.

*Основными* называются те оксиды, которые при взаимодействии с кислотами или с кислотными оксидами образуют соли, например:



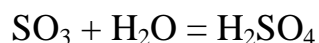
Присоединяя (прямо или косвенно) воду, основные оксиды образуют основные гидроксиды (основания); например, оксиду железа (II)  $FeO$  отвечает гидроксид железа (II)  $Fe(OH)_2$ , оксиду магния  $MgO$  — гидроксид магния  $Mg(OH)_2$ .

*Кислотными* оксидами или *ангидридами* называются оксиды, которые при взаимодействии с основными гидроксидами или с основными оксидами образуют соли, например:

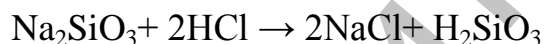
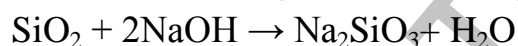


Присоединяя (прямо или косвенно) воду, кислотные оксиды образуют кислоты (кислородные); например, диоксиду серы  $\text{SO}_2$  отвечает сернистая кислота  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , диоксиду кремния  $\text{SiO}_2$  — кремневая кислота  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ . Кислотные оксиды можно рассматривать как продукты отнятия воды от кислот. Например,  $\text{B}_2\text{O}_3$  — ангидрид борной кислоты  $\text{H}_3\text{BO}_3$  (или просто борный ангидрид)  $\text{SO}_2$  — ангидрид сернистой кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_3$  (или сернистый ангидрид),  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  — ангидрид марганцевой кислоты  $\text{HMnO}_4$  (марганцовый ангидрид).

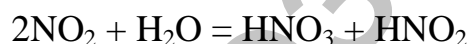
Большинство ангидридов образуют кислоты при непосредственном взаимодействии с водой, например:



Некоторые кислотные оксиды (например, диоксид кремния  $\text{SiO}_2$ ) непосредственно с водой не взаимодействуют, соответствующие этим оксидам кислоты получают косвенным путем, например:

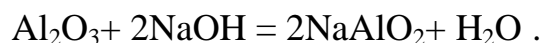
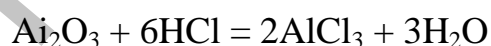


Существуют и такие кислотные оксиды, которые при взаимодействии с водой образуют одновременно две кислоты. Например:



Подобные кислотные оксиды называются *смешанными ангидридами*;  $\text{NO}_2$  — смешанный ангидрид азотной и азотистой кислот.

*Амфотерными* называются оксиды, которые образуют соли как при взаимодействии с кислотами или кислотными оксидами, так и при взаимодействии с основаниями или основными оксидами. Так, оксид алюминия  $\text{Al}_2\text{O}_3$  растворяется с образованием солей и в кислотах, и в щелочах:



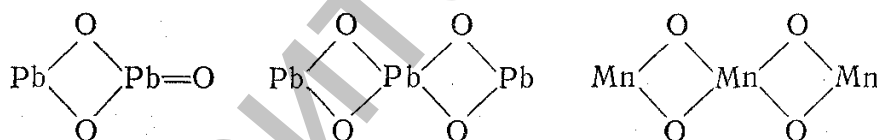
В первой из этих реакций  $\text{Al}_2\text{O}_3$  проявляет свойства основного оксида, во второй — кислотного.

К амфотерным оксидам относятся  $ZnO$ ,  $SnO$ ,  $SnO_2$ ,  $PbO$ ,  $PbO_2$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $Fe_2O_3$ ,  $Sb_2O_3$  и др. Кислотные и основные свойства выражены у этих оксидов в различной степени. Например,  $ZnO$  и  $Al_2O_3$  почти с одинаковой легкостью взаимодействуют и с кислотами, и со щелочами.  $Fe_2O_3$  обладает преимущественно основными свойствами; это выражается, в частности, в том, что оксид железа (III) хорошо растворяется в кислотах, но со щелочами взаимодействует только при сплавлении или при действии концентрированных горячих растворов щелочей. У  $PbO_2$  преобладают кислотные свойства.

Существуют оксиды, которые не взаимодействуют ни с кислотными, ни с основными оксидами.; им не соответствуют ни кислоты, ни основания. Такие оксиды называются *несолеобразующими* или *безразличными*. К ним относятся оксид азота (I)  $N_2O$ , оксид азота (II)  $NO$  и др.

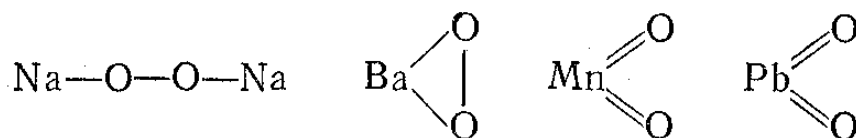
Некоторые соединения элементов с кислородом только формально относятся к классу оксидов, а по своему строению и свойствам принадлежат к классу солей. Это так называемые *смешанные оксиды* и *пероксиды* (или *перекиси*).

Примерами смешанных оксидов могут служить  $Pb_2O_3$ ,  $Pb_3O_4$ ,  $Mn_3O_4$ .



Как видно из структурных формул этих оксидов их следует рассматривать соответственно как свинцовые соли метасвинцовой ( $H_2PbO_3$ ) и ортосвинцовой ( $H_4PbO_4$ ) кислот и как соль, образованную марганцем и марганцеватистой кислотой  $H_4MnO_4$ . В связи с этим, формулы смешанных оксидов можно записывать следующим образом:  $PbPbO_3$ ;  $Pb_2PbO_4$ ;  $Mn_2MnO_4$ . Иногда применяют и другую (дуалистическую) форму записи:  $PbO-PbO_2$ ;  $2PbO-PbO_2$ ;  $2MnO-MnO_2$ .

Пероксидами или перекисями называют соли пероксида водорода  $H_2O_2$ . К ним относятся, например,  $Na_2O_2$ ,  $BaO_2$ ,  $CaO_2$ . Характерной особенностью строения этих соединений является наличие в их структурах «кислородного мостика» — двух связанных между собой атомов кислорода. Этим пероксиды отличаются от оксидов типа  $MnO_2$ ,  $PbO_2$ , как видно из приводимых ниже структурных формул:



В настоящее время в химической литературе применяют две различные номенклатуры неорганических соединений — русскую и международную.

По международной номенклатуре название любого оксида образуется из слова «оксид» и названия элемента в родительном падеже, после которого в скобках римскими цифрами указывается степень окисления элемента, например, Hg<sub>2</sub>O-оксид ртути (I); HgO — оксид ртути (II); Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>—оксид алюминия (III); CO<sub>2</sub> — оксид углерода (IV). Иногда вместо степени окисления элемента указывают греческими числительными (ди-, три-, тет-ра- и т. д.) число атомов кислорода, приходящихся на один атом элемента. Например, CO<sub>2</sub> — диоксид углерода; CrO<sub>3</sub> — триоксид хрома; OsO<sub>4</sub> — тетраоксид осмия.

Аналогично образуются по международной номенклатуре названия пероксидов: Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> — пероксид натрия, CaO<sub>2</sub> — пероксид кальция и т. д.

В русской номенклатуре оксиды называются окислами. Окислы элементов, проявляющих в соединениях постоянную степень окисления, называют окисями; например, Li<sub>2</sub>O — окись лития, SrO — окись стронция, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> — окись алюминия.

Если элемент в соединениях с кислородом проявляет две степени окисления и образует, соответственно, два различных окисла, то тот окисел, в котором элемент проявляет низшую степень окисления, называется закисью; окисью в этом случае называется окисел, в котором элемент проявляет более высокую степень окисления. Например, CoO — закись кобальта, Co<sub>2</sub>O<sub>3</sub> — окись кобальта. Однако это правило применяется нестрого. В частности, в тех случаях, когда на один атом элемента в молекуле окисла приходится целое число атомов кислорода, это число может быть указано числительными приставками «дву», «трех» или «четырёх» перед словом «окись»; например, CO — окись углерода, CO<sub>2</sub> — двуокись углерода; WO<sub>3</sub>—трехокись вольфрама; RuO<sub>4</sub> — четырехокись рутения.

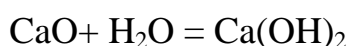
В тех случаях, когда элемент образует несколько окислов, наряду с указанными способами образования названий окислов, отдельные окислы называют ангидридами соответствующих кислот. Так, для окислов азота употребляются следующие названия: N<sub>2</sub>O — закись азота, NO — окись



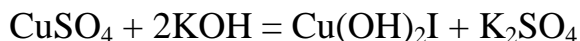
азота,  $N_2O_3$  — азотистый ангидрид;  $NO_2$  — двуокись азота,  $N_2O_3$  — азотный ангидрид.

### ОСНОВНЫЕ ГИДРОКСИДЫ (ОСНОВАНИЯ)

*Основными гидроксидами (основаниями)* называются сложные вещества, диссоциирующие в растворах с образованием гидроксильных анионов. Так, к основным гидроксидам относятся  $NaOH$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $NH_4OH$ . Некоторые из них действительно могут быть получены непосредственно взаимодействием основного оксида с водой, например:



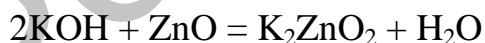
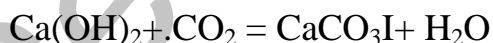
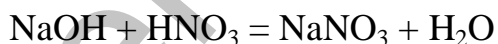
Однако многие основные оксиды с водой не взаимодействуют. В подобных случаях основные гидроксиды получают другими способами, например, действием растворимых основных гидроксидов на соль соответствующего элемента:



По растворимости в воде основания могут быть разделены на малорастворимые и хорошо растворимые или щелочи. К последним относятся гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов [ $KOH$ ,  $RbOH$ ,  $Ba(OH)_2$ ], гидроксид аммония- $NH_4OH$ . Большинство оснований в воде практически нерастворимы или малорастворимы, например,  $Cu(OH)_2$ ,  $Fe(OH)_3$ ,  $Mn(OH)_2$ .

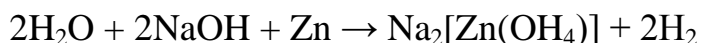
По числу гидроксильных групп, связанных с атомом металла, основания делятся на однокислотные [ $NaOH$ ,  $CsOH$ ,  $NH_4OH$ ], двухкислотные [ $Sr(OH)_2$ ,  $Cu(OH)_2$ ,  $Zn(OH)_2$ ], трехкислотные [ $Al(OH)_3$ ,  $Cr(OH)_3$ ], четырехкислотные [ $Th(OH)_4$ ] и т. д.

Важнейшее химическое свойство оснований — их способность взаимодействовать с кислотами, кислотными или амфотерными оксидами с образованием солей:

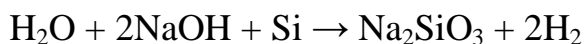


Щелочи могут взаимодействовать и с простыми веществами:

с металлами:



с неметаллами



По международной номенклатуре название оснований образуется из слова «гидроксид» и названия элемента в родительном падеже, после которого римскими цифрами в скобках указывается степень окисления элемента. Так,  $\text{CuOH}$  — гидроксид меди(I),  $\text{Cu(OH)}_2$  — гидроксид меди(II).

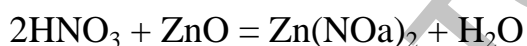
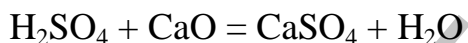
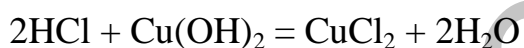
В русской номенклатуре название основания образуется от названия окисла, которому соответствует данное основание. Например:  $\text{KOH}$  — гидрат окиси калия;  $\text{CuOH}$  — гидрат закиси меди;  $\text{Cu(OH)}_2$  — гидрат окиси меди;  $\text{Al(OH)}_3$  — гидрат окиси алюминия;  $\text{Fe(OH)}_2$  — гидрат закиси железа.

Для щелочей применяют также традиционные названия, в которых слова «гидрат окиси» заменяются словом «едкий» (или «едкое»), например, едкий натр  $\text{NaOH}$ , едкое кали  $\text{KOH}$ .

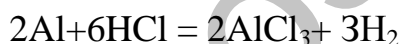
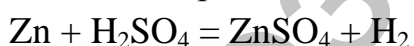
### КИСЛОТЫ

*Кислотами* называются сложные вещества, диссоциирующие в водных растворах с образованием катионов водорода.

Важнейшее химическое свойство кислот — способность взаимодействовать с основаниями, основными и амфотерными оксидами с образованием солей:



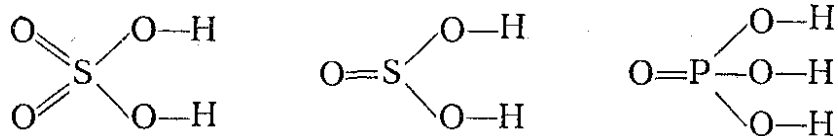
Для кислот также характерна способность взаимодействовать со многими металлами, в результате чего образуется соль и обычно выделяется водород:



Характер взаимодействия металлов с кислотами зависит от активности металла и природы кислоты. Так, при действии на металлы азотной кислоты водород обычно не выделяется, например:



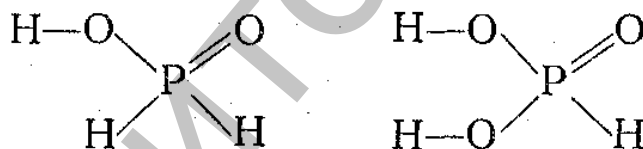
По своему составу кислоты могут быть разделены на кислородсодержащие (или кислородные) и бескислородные. Так, к кислородсодержащим кислотам относятся серная  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , сернистая  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , ортофосфорная  $\text{H}_3\text{PO}_4$  и другие. Атомы водорода, способные замещаться атомами металла, связаны здесь с элементом, образующим кислоту, через атом кислорода:



К бескислородным кислотам относятся, например, хлористоводородная (соляная) HCl, бромистоводородная HBr, сероводородная H<sub>2</sub>S, цианистоводородная (синильная) HCN и другие. В молекулах этих кислот атом водорода непосредственно связан с атомом элемента, образующего кислоту.

В зависимости от числа содержащихся в молекуле кислоты атомов водорода, способных замещаться атомами металла, различают кислоты одноосновные [например, азотная HNO<sub>3</sub>, хлористоводородная (соляная) HCl, уксусная CH<sub>3</sub>COOH], двухосновные (серная H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, угольная H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>), трехосновные (ортофосфорная H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>), четырехосновные (пирофосфорная H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub>), пятиосновные (ортоиодная H<sub>5</sub>IO<sub>3</sub>), шестиосновные (ортотеллуровая H<sub>6</sub>TeO<sub>6</sub>) и т. д.

Число атомов водорода, содержащихся в молекуле кислоты, не всегда совпадает с ее основностью, что видно, например, из структурных формул одноосновной фосфорноватистой (H<sub>3</sub>PO<sub>2</sub>) и двухосновной фосфористой (H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>) кислот:

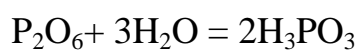
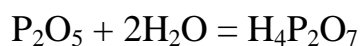
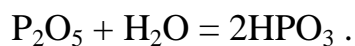


Для названий кислот обычно используется русская номенклатура. В случае бескислородных кислот к названию элемента (или группы атомов) кислоты добавляется суффикс «иста» (реже «о») и слова «водородная кислота». Например, HBr—бромистоводородная кислота, HN<sub>3</sub> — азотистоводородная кислота, HCN—цианистоводородная кислота, HSCN — роданисто-водородная кислота, H<sub>2</sub>S — сероводородная кислота.

Названия кислородсодержащих кислот образуются от названия элемента, образующего кислоту, и зависят от степени его окисления. Если элемент находится в высшей степени окисления, то к его названию добавляется окончание «ная» или «овая», например, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> — серная кислота, HNO<sub>3</sub> — азотная кислота, HClO<sub>4</sub>— хлорная кислота, H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>— хромовая кислота. Если элемент находится в более низкой степени окисления, то окончание «ная» обычно заменяется окончанием «истая», например, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>— сернистая кислота, HNO<sub>2</sub>—азотистая кислота,

$\text{HClO}_2$  — хлористая кислота,  $\text{H}_3\text{PO}_3$  — фосфористая кислота. Для образования названий кислот, в которых кислотообразующий элемент находится в еще более низкой степени окисления, используют окончание «оватистая», например,  $\text{HClO}$  — хлорноватистая кислота,  $\text{H}_3\text{PO}_2$  — фосфорноватистая кислота. Наконец, существуют кислоты, в которых степень окисления элемента, образующего кислоту, имеет промежуточное значение по сравнению с кислотами, получившими окончание «ная» и «истая»; названия таких кислот обычно получают окончание «оватая». Так, в хлорной кислоте  $\text{HClO}_4$  степень окисления хлора равна +7, а в хлористой кислоте  $\text{HClO}_2$  +3, поэтому кислота  $\text{HClO}_3$ , в которой степень окисления хлора составляет +5, называется хлорноватой кислотой.

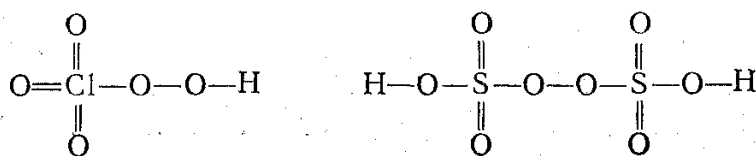
Некоторые кислотные оксиды, взаимодействуя с водой, могут присоединять разное число молекул воды, образуя кислоты различного состава. Так, фосфорный ангидрид  $\text{P}_2\text{O}_5$ , в зависимости от условий протекания реакции, может присоединять одну, две или три молекулы воды:



В подобных случаях перед названием наиболее гидратированной формы кислоты помещают приставку «орто», перед названием наименее гидратированной формы — приставку «мета». Так,  $\text{HPO}_3$  — метафосфорная кислота,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  — ортофосфорная кислота;  $\text{HVO}_2$  — метаборная кислота,  $\text{H}_3\text{BO}_3$  — ортоборная кислота.

Существуют кислоты, содержащие два атома кислотообразующего элемента и нечетное число атомов кислорода, например,  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ ,  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ . Названия таких кислот обычно образуются с помощью приставки «пиро» или «ди»; так,  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$  — пироксерная (дисерная) кислота,  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  — пиродифосфорная (дифосфорная) кислота.

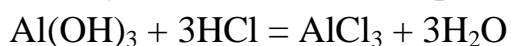
Молекулы некоторых кислот содержат в своем составе «кислородный мостик» — группировку атомов  $\text{—O—O—}$ . Такие кислоты могут рассматриваться как производные пероксида водорода и называются надкислотами. Примерами надкислот могут служить надхлорная кислота  $\text{HClO}_3$  и надсерная кислота  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ , строение молекул которых может быть представлено следующими структурными формулами:



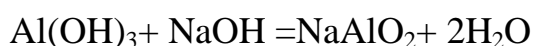
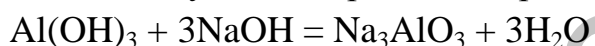
## АМФОТЕРНЫЕ ГИДРОКСИДЫ

Некоторые гидроксиды могут образовывать соли, взаимодействуя как с кислотами, так и с основаниями. В первом случае такие гидроксиды проявляют свойства оснований, во втором — свойства кислот. Подобные гидроксиды называются *амфотерными*.

Примером амфотерного гидроксида может служить гидроксид алюминия  $\text{Al}(\text{OH})_3$ . При взаимодействии его с кислотами образуется соль соответствующей кислоты, например:



При взаимодействии  $\text{Al}(\text{OH})_3$  со щелочами образуются соли алюминиевой кислоты, причем состав их может различаться в зависимости от условий протекания реакции, например:



В первом случае образовалась соль ортоалюминиевой кислоты  $\text{H}_3\text{AlO}_3$ , во втором — соль метаалюминиевой кислоты  $\text{HAlO}_2$ .

Амфотерные свойства гидроксида алюминия (как и других амфотерных гидроксидов) объясняются тем, что в водном растворе он способен диссоциировать как по типу кислоты (с образованием водородных ионов), так и по типу основного гидроксида (с образованием гидроксильных ионов).

К амфотерным гидроксидам относятся  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Mn}(\text{OH})_4$  и др.

## СОЛИ

Соли могут рассматриваться как продукты полного или частичного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла. При полном замещении атомов водорода образуются *средние (нормальные) соли*, диссоциирующие в водном растворе с образованием катионов металла и анионов кислотного остатка, при неполном — *кислые соли*, диссоциирующие с образованием катионов металла, катионов водорода и анионов кислотного остатка. Кислые соли образуются, как правило, многоосновными кислотами.

Можно рассматривать соли и как продукты полного или неполного замещения гидроксильных групп в молекуле основного гидроксида кислотными остатками. При этом в первом случае образуются средние соли, во втором — *основные соли*, которые диссоциируют в водном растворе с образованием катионов металла, гидроксильных анионов и анионов кислотного остатка.

Основные соли могут быть образованы только многокислотными, основными гидроксидами.

### СРЕДНИЕ СОЛИ

Названия средних солей бескислородных кислот по международной номенклатуре образуются от латинского корня названия кислотообразующего элемента (или группы атомов) с добавлением окончания «ид», после чего следует название металла с указанием в скобках степени его окисления (если металл способен находиться в разных степенях окисления). Например, NaCl — хлорид натрия, HgS — сульфид ртути(II), KCN — цианид калия, NH<sub>4</sub>SCN — роданид аммония, FeBr<sub>3</sub> — бромид железа (III).

Названия солей кислородсодержащих кислот также образуются по международной номенклатуре от латинского корня названия кислотообразующего элемента, но приобретают различные окончания или приставки в зависимости от степени окисления элемента-кислотообразователя. Высшей степени окисления соответствует окончание «ат»; так, соли серной кислоты называются сульфатами, азотной — нитратами, угольной — карбонатами, кремневой — силикатами, ортофосфорной — ортофосфатами и т. д. Как и в других случаях, степень окисления металла, входящего в состав соли, указывается римской цифрой, помещаемой в скобках после названия металла. Например, Co(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> — нитрат кобальта (II), Co(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> — нитрат кобальта(III).

Более низкой степени окисления элемента-кислотообразователя соответствует в названиях солей окончание «ит». Так, соли сернистой кислоты называются сульфитами, азотистой — нитритами, хлористой — хлоритами и т. д. Например, FeSO<sub>3</sub> — сульфит железа(II), KNO<sub>2</sub> — нитрит калия, Ba(ClO)<sub>2</sub>:—хлорит бария.

Если элемент, образующий кислоту, находится в еще более низкой степени окисления, то окончание «ит» сохраняется, но перед названием соли добавляется приставка «гипо». Так, соли хлорноватистой кислоты

$\text{HClO}$  называются гипохлоритами, фос-фороватистой кислоты  $\text{H}_3\text{PO}_2$  — гипофосфитами. Следовательно,  $\text{KClO}_3$  — хлорат калия,  $\text{KClO}_2$  — хлорит калия,  $\text{KClO}$  — гипохлорит калия.

Названия солей надкислот по международной номенклатуре образуются по тем же правилам с сохранением окончания «ат» и добавлением перед названием приставки «пер». Так, соли надсерной кислоты  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$  называются персульфатами. К немногим исключениям из этого правила относятся соли кислот  $\text{HClO}_4$  и  $\text{HMnO}_4$ , за которыми по исторически сложившимся причинам закрепились названия «перхлораты» и «перманганаты», хотя эти кислоты и не принадлежат к надкислотам.

В русской номенклатуре названия средних солей бескислородных кислот составляются из прилагательного, образованного добавлением окончания «истый» («истое») к названию элемента (или группы атомов), образующего кислоту, и названия металла. Например,  $\text{CaBr}_2$  — бромистый кальций,  $\text{FeS}$  — сернистое железо,  $\text{Ca}(\text{CN})_2$  — цианистый кальций,  $\text{NH}_4\text{SCN}$  — роданистый аммоний.

Если металл, входящий в состав соли, способен находиться в различных состояниях окисления, то окончание «истый» («истое») сохраняется в солях, в которых степень окисления металла ниже; названия солей с более высокой степенью окисления металла получают окончание «ный» («ное», «ная»). Так,  $\text{CuCl}$  — хлористая медь,  $\text{CuCl}_2$  — хлорная медь,  $\text{FeBr}_2$  — бромистое железо,  $\text{FeBr}_3$  — бромное железо,  $\text{SnCl}_2$  — хлористое олово,  $\text{SnCl}_4$  — хлорное олово.

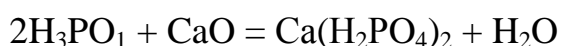
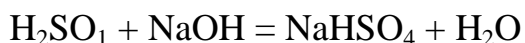
Названия средних солей, образованных кислородсодержащими кислотами, производятся в русской номенклатуре от названия соответствующей кислоты с прибавлением окончания «кислый» («кислое», «кислая»), после чего следует название металла, например,  $\text{KNO}_3$  — азотнокислый калий,  $\text{KNO}_2$  — азотисто-кислый калий,  $\text{CaSO}_4$  — сернокислый кальций,  $\text{CaSO}_3$  — сернисто-кислый кальций;  $\text{BaCO}_3$  — углекислый барий;  $\text{NaClO}$  — хлорноватисто-кислый натрий,  $\text{NaClO}_2$  — хлористо-кислый натрий,  $\text{NaClO}_3$  — хлорновато-кислый натрий,  $\text{NaClO}_4$  — хлорно-кислый натрий;  $\text{KPO}_3$  — метафосфорно-кислый калий.

Если металл, входящий в состав соли, проявляет переменную степень окисления, то к названию соли добавляется слово «за-кисный» («за-кисная», «за-кисное») в случае низшей и слово «о-кисный» («о-кисная», «о-кисное») в случае высшей степени окисления. Например,  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$  — азотно-кислое

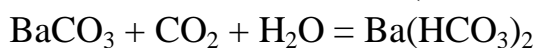
железо закисное,  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  — азотнокислое железо окисное;  $\text{Hg}_2\text{SO}_4$  — сернокислая ртуть закисная,  $\text{HgSO}_4$  — сернокислая ртуть окисная.

### КИСЛЫЕ СОЛИ

Кислые соли получают, как правило, взаимодействием многоосновной кислоты с таким количеством основного гидроксида или оксида, которое достаточно только для частичной нейтрализации взятого количества кислоты, например:



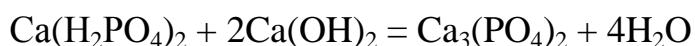
Можно получить кислую соль также взаимодействием средней соли с кислотой или кислотным оксидом:



Кислые соли можно рассматривать как продукты неполного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла. Кислые соли могут быть образованы только двух- и многоосновными кислотами, если не считать таких солей как  $\text{KHF}_2$ ,  $\text{KH}(\text{IO}_3)_2$ , образованных одноосновными кислотами. При этом двухосновная кислота образует один ряд кислых солей, соответствующий замещению атомом металла одного атома водорода в молекуле кислоты. Например, серная кислота образует кислые соли типа  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$  и т. п. Наряду с этим могут быть получены и кислые соли типа  $\text{AlH}(\text{SO}_4)_2$ .

Трехосновная кислота образует два ряда кислых солей, соответствующих замещению одного или двух атомов водорода в молекуле кислоты. Так, ортофосфорная кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$  образует кислые соли типа  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ , в которых сохраняются два незамещенных металлом атома водорода, а также соли, подобные  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{CaHPO}_4$ , с одним атомом водорода, не замещенным металлом. Кроме того, могут быть получены соли типа  $\text{AlH}_3(\text{PO}_4)_2$ .

При диссоциации кислых солей в водных растворах наряду с катионами металла и анионами кислотного остатка образуются также катионы водорода. Поэтому кислые соли сохраняют некоторые свойства, присущие кислотам. В частности, они способны вступать в реакции нейтрализации с основаниями, в результате чего образуется средняя соль и вода:

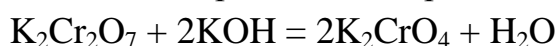




В некоторых случаях образование кислой соли сопровождается отщеплением воды



Хотя образующаяся в подобных процессах соль (в данном примере  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) и не содержит атомов водорода, она сохраняет свойства кислой соли, в частности, способность вступать в реакции нейтрализации с основаниями с образованием средних солей:



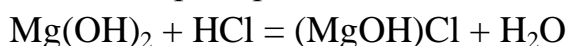
По международной номенклатуре названия кислых солей образуются так же, как и средних солей; при этом, однако, приставкой «гидро» с соответствующими греческими числительными (моно-, ди-, три- и т. д.) указывается число атомов водорода, оставшихся в молекуле кислоты незамещенными (числительное «моно-», как правило, опускается). Например,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  — дигидроортофосфат кальция,  $\text{K}_2\text{HPO}_4$  — гидроортофосфат калия;  $\text{FeH}_2\text{P}_2\text{O}_7$  — дигидропирофосфат железа (II);  $\text{NaHS}$ -гидросульфид натрия.

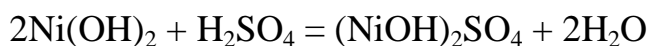
В случае кислых солей, образованных двухосновными кислотами, приставка «гидро» иногда заменяется приставкой «би»; например, соли  $\text{KHSO}_4$ ,  $\text{NaHSO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  называют соответственно бисульфатом калия, бисульфитом натрия, бикарбонатом кальция.

В русской номенклатуре названия кислых солей также образуются подобно названиям средних солей, но с добавлением слова «кислый» («кислая», «кислое»). Например,  $\text{KHSO}_3$  кислый сернистокислый калий,  $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_2$  — кислое сернокислое железо закисное и т. п. Если кислая соль образована кислотой, основность которой больше двух, то словами «однозамещенный», «двухзамещенный» и т. д. указывается число атомов водорода, замещенных в молекуле кислоты атомами металла. Например,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  — кислый ортофосфорнокислый кальций однозамещенный;  $\text{K}_2\text{HPO}_4$  — кислый ортофосфорнокислый калий двухзамещенный;  $\text{NaHS}$  — кислый сернистый натрий.

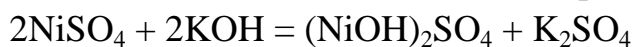
## ОСНОВНЫЕ СОЛИ

Основные соли получают при взаимодействии основания (или основного оксида) с таким количеством кислоты или кислотного оксида, которое может лишь частично нейтрализовать взятое количество основания, например:





Можно получить основную соль и взаимодействием средней соли с основанием или основным оксидом, например:



Основные соли можно рассматривать как продукты неполного замещения гидроксильных групп в молекуле основания кислотными остатками. Поэтому основные соли могут быть образованы только двух- и многокислотными основаниями. При этом двухкислотное основание может образовать один ряд основных солей, соответствующий замещению кислотным остатком одной гидроксильной группы в молекуле основания. Например, гидроксид меди (II)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  образует основные соли  $(\text{CuOH})\text{Cl}$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  и т. п. Наряду с этим могут быть получены и основные соли типа  $\text{Cu}_2(\text{OH})\text{PO}_4$ .

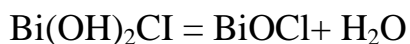
Трехкислотные основания образуют два ряда основных солей, соответствующих замещению одной или двух гидроксильных групп в молекуле основания. Так, гидроксид алюминия  $\text{Al}(\text{OH})_3$  образует основные соли типа  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ ,  $[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$ ,  $[\text{Al}(\text{OH})_2]_3\text{PO}_4$ , в которых молекула основания сохраняет две гидроксильные группы, не замещенные кислотными остатками, а также основные соли, подобные  $(\text{AlOH})\text{Cl}_2$ ,  $(\text{AlOH})\text{SO}_4$ ,

$(\text{AlOH})_3(\text{PO}_4)_2$ , в которых каждая молекула основания сохраняет только одну незамещенную гидроксильную группу. Наряду с этим могут быть получены соли типа  $\text{Al}_2(\text{OH})_3\text{PO}_4$ .

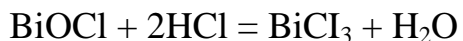
При диссоциации основных солей в водных растворах наряду со сложными катионами, содержащими атом металла и гидроксильные группы, и анионами кислотных остатков могут образовываться катионы металлов и гидроксильные анионы. Например, основная соль  $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$  образует в водном растворе анионы  $\text{Cl}^-$  и сложные катионы  $(\text{MgOH})^+$ , а также катионы  $\text{Mg}^{2+}$  и анионы  $\text{OH}^-$ . Поэтому основные соли сохраняют некоторые свойства, присущие основаниям. В частности, они способны вступать в реакции нейтрализации с кислотами, в результате чего образуется средняя соль и вода:



В некоторых случаях образование основной соли сопровождается отщеплением воды, например:



Образующиеся в результате подобных процессов соли («ок-сосоли») не содержат в своем составе гидроксильных групп, но тем не менее сохраняют свойства основных солей, в частности, способность вступать в реакции нейтрализации с кислотами с образованием средних солей:



Названия основных солей по международной номенклатуре образуются подобно названиям средних солей; при этом приставкой «гидроксо» с соответствующими греческими числительными указывается число гидроксильных групп, оставшихся в молекуле основания незамещенными. Например,  $(\text{MgOH})\text{Cl}$  — гидроксохлорид магния,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  — гидроксокарбонат меди (II);  $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$  — гидроксосульфат железа (II);  $[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$  — дигидроксосульфат железа(III),  $(\text{FeOH})\text{SO}_4$  — гидроксосульфат железа (III).

По русской номенклатуре названия основных солей образуются подобно названиям средних солей, но с добавлением слова «основной» («основная», «основное») и с указанием, если это необходимо, числа гидроксильных групп основания, замещенных кислотными остатками. Например,  $(\text{MgOH})\text{Cl}$  — основной хлористый магний;  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  — основная углекислая медь окисная;  $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$  — основное сернокислое железо закисное;  $[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$  — основное сернокислое железо окисное однозамещенное;  $(\text{FeOH})\text{SO}_4$  — основное сернокислое железо окисное двузамещенное.

В оксосолях, например,  $\text{BiOCl}$ ,  $\text{SbONO}_3$ ,  $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2$ , группы атомов  $\text{BiO}^+$ ,  $\text{SbO}^+$ ,  $\text{UC}^+$  получают специальные названия, образуемые от названия металла с добавлением окончания «ил».

Так, группа  $\text{BiO}^+$  — висмутил,  $\text{SbO}^+$  — стибил (или «антимония»),  $\text{UOI}^+$  — уранил. В соответствии с этим, соль  $\text{BiOCl}$  называется хлоридом висмута или хлористым висмутилом, соль  $\text{SbONO}_3$  — нитратом антимонила или азотнокислым антимонилем.

### **ДВОЙНЫЕ И СМЕШАННЫЕ СОЛИ**

*Двойные соли* содержат анионы одного вида, но два различных катиона, например,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{KMgCl}_3$ .

*Смешанные соли*, напротив, содержат катионы одного вида, но два различных кислотных остатка, например,  $\text{CaCl}(\text{ClO})$ ,  $\text{BaCl}(\text{NO}_3)$ .

### **ГАЛОГЕНАНГИДРИДЫ**

*Галогенангидридами* называют сложные вещества, которые можно рассматривать как продукты полного или неполного замещения

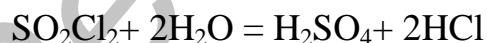
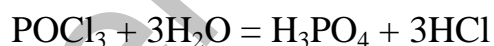
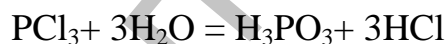
гидроксильных групп в молекулах кислородсодержащих кислот атомами галогенов. Так, соединения  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{POCl}_3$ ,  $\text{NOCl}$  можно считать продуктами замещения атомами хлора гидроксильных групп соответственно в молекулах фосфористой кислоты  $\text{H}_3\text{PO}_3$ , ортофосфорной кислоты  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , азотистой кислоты  $\text{HNO}_2$ .

Галогенангидриды могут быть простыми, т. е. содержащими атомы одного галогена (например,  $\text{PI}_3$ ,  $\text{PCl}_5$ ), и смешанными, в составе которых находятся атомы различных галогенов ( $\text{PCl}_2\text{Br}$ ,  $\text{SOClBr}$  и др.).

Некоторые галогенангидриды следует рассматривать как производные кислот, не полученных в свободном состоянии. Так, кислоты  $\text{H}_5\text{PO}_5$  не существует, однако соединение  $\text{PCl}_5$  известно и может рассматриваться как хлорангидрид этой кислоты.

Названия галогенангидридов образуются по-разному, в зависимости от того, рассматривать ли данное соединение как галогенангидрид, или как галогенид (или оксогалогенид) соответствующего элемента. Так, соединение  $\text{POCl}_3$  может быть названо либо трихлорангидридом ортофосфорной кислоты, либо-трихлорокислотом фосфора (V); точно так же соединение  $\text{PBr}_3$  можно назвать трибромангидридом фосфористой кислоты, бромидом фосфора (III) или трехбромистым фосфором.

Характерными свойствами галогенангидридов являются легко-коплавкость, летучесть и способность легко подвергаться гидролизу, т. е. вступать в реакции обменного разложения с водой. Галогенангидриды дымят на воздухе, так как пары их взаимодействуют с парами воды, содержащимися в воздухе, образуя при этом мельчайшие частицы галогеноводородной и кислородсодержащей кислоты соответствующего элемента. Гидролиз типичных галогенангидридов протекает необратимо с образованием кислот, например:



Следует отметить, что эти свойства характерны, главным образом, для галогенидов элементов V-VII групп периодической системы. Галогениды элементов I и II групп периодической системы, например,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{BaBr}$ , подобных свойств не проявляют и относятся к типичным солям.

Существуют галогениды, занимающие промежуточное положение; такие, например, соединения, как  $\text{SnCl}_4$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{AsCl}_3$  в зависимости от

условий могут проявлять и свойства солей, и свойства галогенангидридов. Это галогениды амфотерных элементов.  $\text{AsCl}_3$  — почти типичный галогенангидрид, так как металлические свойства у мышьяка очень слабо выражены и значительно менее характерны для него, нежели свойства неметалла.  $\text{AlCl}_3$  — по свойствам ближе к солям, чем к галогенангидридам, так как металлические свойства у алюминия сильнее выражены, чем свойства неметалла.

## КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Формула комплексного соединения составляется также, как и формула любого ионного вещества: на первом месте записывается формула катиона, на втором — аниона.

Формула комплексной частицы записывается в квадратных скобках в следующей последовательности: на первом месте ставится символ элемента-комплексообразователя, далее — формулы лигандов, бывших до образования комплекса катионами, затем — формулы лигандов, бывших до образования комплекса нейтральными молекулами, и после них — формулы лигандов, бывших до образования комплекса анионами.

Название комплексного соединения строится также, как и название любой соли или основания (комплексные кислоты называются солями водорода или оксония). В название соединения входит название катиона и название аниона.

В название комплексной частицы входит название комплексообразователя и названия лигандов (название записывается в соответствии с формулой, но справа налево. Для комплексообразователей в катионах используются русские названия элементов, а в анионах — латинские.

Названия наиболее распространенных лигандов:

$\text{H}_2\text{O}$ — аква	$\text{Cl}$ — хлоро	$\text{SO}_4^{2-}$ — сульфато	$\text{OH}$ — гидроксо
$\text{CO}$ — карбонил	$\text{Br}$ — бромато	$\text{CO}_3^{2-}$ — карбонато	$\text{H}$ — гидридо
$\text{NH}_3$ — аммин	$\text{NO}_2$ — нитро	$\text{CN}$ — циано	$\text{NO}$ — нитрозо
$\text{NO}$ — нитрозил	$\text{O}^{2-}$ — оксо	$\text{NCS}$ — тиоцианато	$\text{H}^{+1}$ — гидро

Примеры названий комплексных катионов:

$[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ — ион тетрааквацинка	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]^{2+}$ — ион хлоропентаакважелеза(III)
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]$ — ион диамминсеребра(I)	$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{OH})_2]$ — ион дигидроксотетраакваалюминия
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ — ион гексааквахрома(III)	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_3]$ — ион сульфитопентаамминкобальта(III)

Примеры названий комплексных анионов:

$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$  — тетрагидроксоцинкат-ион  
 $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$  — ди(тиосульфато)аргентат(I)-ион  
 $[\text{Cr}(\text{CN})_6]^{3-}$  — гексацианохромат(III)-ион

$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]$  – тетрагидроксодиакваалюминат-ион  
 $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$  – тетранитродиаамминкобальтат(III)-ион  
 $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})(\text{CN})_5]^{3-}$  – пентацианоакваферрат(II)-ион

Примеры названий нейтральных комплексных частиц:

$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ – пентакарбонилжелезо	$[\text{Cr}(\text{C}_6\text{H}_6)_2]$ – дибензолхром
$[\text{Co}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$ – трихлороамминкобальт	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Br}_2]$ – дибромодиаамминплатина

Более подробные номенклатурные правила приводятся в справочниках и специальных пособиях.

## Лабораторные опыты

### Опыт 1. Взаимодействие солей с кислотами

Положить в пробирку немного кристаллического сульфита натрия и прилить разбавленной серной кислоты. Отметить запах образующегося продукта, написать уравнение реакции. К отверстию пробирки поднести смоченную водой синюю лакмусовую бумажку. Написать уравнения реакций.

### Опыт 2. Взаимодействие оксида металла с водой.

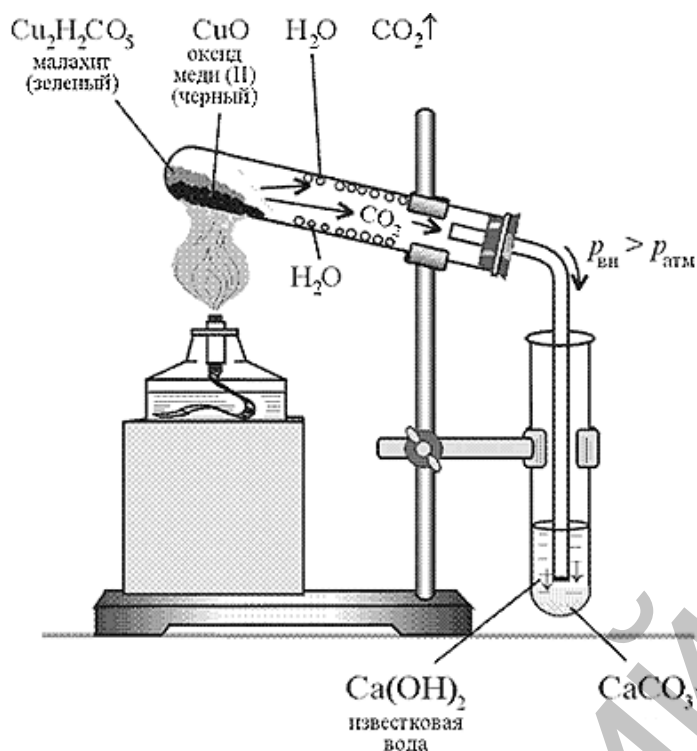
В пробирку с водой бросить 0,2 г оксида кальция. Прибавить 2—3 капли индикатора (какого?). Уравнение реакции?

### Опыт 3. Получение и свойства амфотерных гидроксидов

В пробирку с хлоридом алюминия (III) добавить небольшое количество щелочи [до образования осадка]. Затем содержимое пробирки разлить в две пробирки: в одну добавить соляной кислоты, в другую — избыток едкого натра. Отметить состав полученных растворов и объяснить происходящие явления. Написать уравнения реакций.

### Опыт 4. Генетическая связь «соль-оксид-соль-основание»

Соберите прибор, по схеме:



Образовавшийся оксид меди (II) обработайте раствором соляной кислоты (1-2 мл), затем прилейте к раствору 2 мл гидроксида натрия.

#### Опыт 5. Реакции ионного обмена между солями

В две пробирки с раствором нитрата свинца добавить: в одну — раствор хлорида натрия, в другую — раствор сульфата магния. Какие вещества выпали в осадок? По таблице растворимости ознакомьтесь с растворимостью нитратов, хлоридов и сульфатов, наиболее часто применяемых в лабораторной практике.

#### Опыт 6. Химические реакции между металлами и растворами солей

В пробирки с растворами сульфата меди, сульфата натрия, ацетата свинца положить по кусочку цинка и дать постоять. Что наблюдается?

На основании проведенных опытов сделать вывод о направлении течения подобных реакций.

#### Контрольные вопросы

1. Перечислите известные Вам типы оксидов.
2. Приведите примеры элементов, оксиды которых нельзя получить непосредственным взаимодействием простого вещества с кислородом.

3. Назовите следующие оксиды по русской и международной номенклатуре:  $\text{Cs}_2\text{O}$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{CaO}_2$ ,  $\text{MnO}$ ,  $\text{MgO}$ .
4. Укажите способы получения нерастворимых оснований.
5. Приведите примеры ангидридов, которые при взаимодействии с водой образуют кислоты. Напишите уравнения соответствующих реакций.
6. Приведите примеры ангидридов, которые непосредственно с водой не взаимодействуют.
7. Какие оксиды и гидроксиды называют амфотерными? Как доказать амфотерность  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Sb}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ?
8. Какая реакция называется реакцией нейтрализации? Приведите несколько примеров реакций такого типа.
9. Какие соединения называются галогенангидридами? Приведите примеры галогенангидридов и напишите их структурные формулы.
10. Напишите реакции взаимодействия следующих соединений с водой и щелочью:  $\text{SOCl}_2$ ,  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{SO}_2(\text{OH})\text{Cl}$ ,  $\text{POFClBr}$ .
11. Напишите возможные уравнения реакций для следующих переходов: 1)  $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ; 2)  $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow [\text{Cr}(\text{OH})_2]\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{NaCrO}_2 \rightarrow \text{CrCl}_3$ .
12. Назовите следующие соединения по международной и русской номенклатуре:  $\text{NaHS}$ ;  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ;  $\text{K}_2\text{Se}$ ;  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ;  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ;  $\text{K}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$ ;  $\text{K}_2\text{SnO}_2$ ;  $\text{K}_2\text{SnO}_3$ ;  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ .
13. Напишите формулы следующих соединений: ортоарсенат магния, соленат калия, метакромит железа(II), ванадат аммония, метаплюмбат свинца(II).
14. Написать формулы оксидов, соответствующих указанным гидроксидам:  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_3$ ,  $\text{H}_6\text{TeO}_6$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .
15. Какие из указанных газов вступают в химическое взаимодействие с раствором щелочи:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ? Написать уравнения соответствующих реакций.
16. Какие соли можно получить, имея в своем распоряжении  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{BaCl}_2$ ? Написать уравнения реакций и назвать полученные соли.
17. С каким из перечисленных ниже веществ будет реагировать соляная кислота:  $\text{B}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ? Составить уравнения соответствующих реакций.
18. Какие из указанных веществ реагируют с гидроксидом натрия:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Cd}(\text{OH})_2$ ,  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ? Составить уравнения реакций.
19. Напишите уравнения реакций, свидетельствующих об основных свойствах  $\text{FeO}$ ,  $\text{Cs}_2\text{O}$ ,  $\text{HgO}$ ,  $\text{Bi}_2\text{O}_3$ .
20. Напишите уравнения реакций, доказывающие кислотный характер



$\text{SeO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{P}_4\text{O}_6$ ,  $\text{CrO}_3$ .

21. Назовите соли:  $\text{SbCl}_2\text{NO}_3$ ,  $(\text{Fe}(\text{OH})_2)_2\text{CrO}_4$ ,  $(\text{AlOH})\text{SO}_4$ ,  $\text{Cd}(\text{HS})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ .
22. Написать уравнения реакций образования  $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  в результате взаимодействия:
- основного и кислотного оксидов;
  - основания и кислотного оксида;
  - основного оксида и кислоты;
  - основания и кислоты.
23. Назвать соли:  $\text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ,  $\text{NaH}_2\text{SbO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$ ,  $\text{CrOH}\text{SO}_4$ ,  $\text{NaHS}$ .
24. Приведите примеры оксидов, которые при взаимодействии с водой образуют две кислоты. Как взаимодействуют с раствором гидроксида кальция  $\text{N}_2\text{O}_3$ ;  $\text{N}_2\text{O}_5$ ;  $\text{NO}_2$ ?
25. Осуществите превращения через промежуточный продукт:  $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$ ;  $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ ;  $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuO}$ ;  $\text{MnBr}_2 \rightarrow \text{MnO}$ . Как можно для одного и того же элемента из одного оксида получить другой, например:  $\text{CuO}$  из  $\text{Cu}_2\text{O}$ ;  $\text{FeO}$  из  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ;  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  из  $\text{P}_4\text{O}_6$ ;  $\text{MnO}$  из  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ;  $\text{NO}_2$  из  $\text{NO}$ ?
26. Чем определяется основность кислот? Приведите примеры кислот разной основности и напишите их графические формулы. Как следует рассматривать строение молекулы фосфористой кислоты, исходя из того, что она ведет себя только как двухосновная?
27. На примере мета-, орто-, полифосфорных кислот покажите, чем отличаются эти формулы друг от друга и при каких условиях происходят их взаимопревращения?
28. Какие соединения образуются при термическом разложении следующих кислот или действии на них водоотнимающих средств:  $\text{HNO}_2$ ;  $\text{HClO}$ ;  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ;  $\text{H}_2\text{WO}_4$ ;  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ;  $\text{HBO}_2$ ;  $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ;  $\text{HAsO}_3$ ;  $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_{10}$ ?
29. С какими из перечисленных веществ взаимодействует соляная кислота:  $\text{CaO}$ ;  $\text{N}_2\text{O}_3$ ;  $\text{AgNO}_3$ ;  $\text{SO}_3$ ;  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ;  $\text{CuSO}_4$ ;  $\text{FeS}$ ;  $\text{FeO}$ ;  $\text{Cu}$ ;  $\text{Zn}$ ?
30. Основные свойства какого гидроксида выражены сильнее и почему:  $\text{As}(\text{OH})_3$  или  $\text{Bi}(\text{OH})_3$ ;  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  или  $\text{Sn}(\text{OH})_4$ ;  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  или  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ;  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  или  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ?
31. Определите массу гидроксида натрия, который может быть получен из морской соли массой 1 т при условии, что массовая доля хлорида натрия в ней составляет 95 %.
32. Напишите уравнения реакций, которые последовательно протекают при постепенном добавлении:
- $\text{NaOH}$  к раствору гидросульфата цинка;
  - серной кислоты к свежесозажденному гидроксиду алюминия.

33. Напишите уравнения реакций, при помощи которых перечисленные ниже соли могут быть переведены в средние:  $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$ ,  $[\text{Cr}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$ ,  $\text{FeOH}\text{SO}_4$ ,  $(\text{BiOH})\text{SO}_4$ .
34. Какие из солей  $\text{BaClNO}_3$ ,  $\text{KNa}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ,  $(\text{BiO})_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$  взаимодействуют с: а)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  б)  $\text{NaOH}$ ? Назовите исходные соли и продукты возможных реакций, напишите их графические формулы.
35. Какими способами можно получить из одной соли другую:
- а)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbSO}_4$ , б)  $\text{CuCl}_2 \rightarrow \text{CuSO}_4$ ,
  - в)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{FeCl}_3$ , г)  $\text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{BaCl}_4$ ,
  - д)  $\text{NaAlO}_2 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , е)  $\text{BaCO}_3 \rightarrow \text{BaCl}_2$ ?
36. Напишите уравнения реакций, которые протекают в водном растворе  $\text{HSe}$  между  $\text{FeS}$  и  $\text{HCl}$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  и  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NaHSO}_4$  и  $\text{NH}_3$ ,  $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$  и  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .
37. Термическим разложением каких солей можно получить три оксида в разных агрегатных состояниях?
38. Напишите уравнения реакций, которые протекают в водном растворе между следующими веществами:  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и  $\text{NO}_2$ ;  $\text{NH}_3$  и  $\text{SO}_2$ ;  $\text{CaCl}_2$  и  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{FeOH}\text{SO}_4$ ;  $\text{CaHAsO}_3$  и  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$  и  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ;  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  и  $\text{KOH}$ ;  $\text{NH}_4\text{Cr}(\text{SO}_4)_2$  и  $\text{BaCl}_2$ .
39. При помощи каких реакций можно осуществить следующие переходы от одного вещества к другому:
- а)  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ ;
  - б)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{FeNO}_3\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$ ;
  - в)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$ ;
  - г)  $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnS} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow (\text{ZnOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}$

## **Методические указания к лабораторной работе №5**

### **Строение атома. Принципы заполнения атомных орбиталей**

**Цель:** изучить особенности строения атома, принципы заполнения электронами энергетических уровней и подуровней.

**После освоения теоретического материала, Вы должны:**

*1. Знать, понимать и уметь описать:*

- 1) опытные факты, послужившие основанием для разработки моделей строения атома: планетарной (ядерной), квантовой (Н.Бора) и квантово-механической;
- 2) на качественном уровне указанные модели.

*2. Иметь представление об основных положениях квантовой механики:*

- 1) квантования энергии;
- 2) корпускулярно-волновом дуализме;
- 3) вероятностном описании состояния микрочастиц.

*3. Знать и уметь описать следующие понятия, принципы и физические величины:*

1) атом, массовое число, дефект массы, нуклид, нуклоны, электрон, протон, нейтрон, изотоп, изобар, изотон, естественная плеяда изотопов (природная смесь), изотопночистый элемент, атомное ядро, атомный номер, атомная орбиталь, квантовые числа: главное, орбитальное (побочное), магнитное, спиновое; волновая функция, электронная формула, электронно-графическая диаграмма; уровень (слой), подуровень (подслой), состояние электрона в атоме, атомный спектр, радиус атома, иона (эффективный и орбитальный);

2) принципы, определяющие распределение электронов по атомным орбиталям: В.Паули; наименьшей энергии, правила Клечковского, Гунда и следствия из него, определяющие провал или выброс электронов на другой подуровень;

3) энергия ионизации (ионизационный потенциал), энергия сродства к электрону.

*4. Уметь:*

1) определять число протонов и нейтронов по заряду ядра, элемента, рассчитывать средневзвешенную атомную массу и изотопный состав природной смеси элемента; подобрать любому нуклиду изотоп, изобар и изотон, рассчитывать и объяснять дефект массы при образовании нуклидов;

2) составлять электронные формулы (конфигурации), электронно-графические схемы (диаграммы) атомов в невозбужденном состоянии по заряду их ядер, не пользуясь Периодической системой Д.И.Менделеева.

**\*Вопросы для самоконтроля:**

1. Анализируя основные результаты эксперимента по взаимодействию потока  $\alpha$ -частиц с золотой фольгой (опыт Резерфорда - Гейгера - Марсдена). ответьте на следующие вопросы: а) что представляет собой  $\alpha$ -частица? б) почему подавляющее большинство ( $\alpha$ -частиц не отклоняется от первоначальной траектории? в) почему некоторые  $\alpha$ -частицы отклонялись от прямолинейной траектории или отражались в обратном направлении? г) какие сведения дает этот эксперимент о строении атома?
2. Какова роль спектрального анализа в утверждении теории Н.Бора?
3. Оптический спектр атомарного водорода содержит серию линий в инфракрасной (серия Пашена), видимой (серия Бальмера) и ультрафиолетовой (серия Лаймана) областях. Не проводя расчетов, на основании теории Бора покажите, какая серия соответствует возвращению возбужденного электрона в основное состояние ( $n=1$ ), первое возбужденное состояние ( $n=2$ ) и второе возбужденное состояние ( $n=3$ ).
4. Расстояние между линиями серии Бальмера в спектре атома водорода последовательно уменьшается по мере возрастания частоты, и в конце концов линии сливаются. Как с позиций теории Бора объяснить этот факт.
5. Приведите экспериментальные доказательства *корпускулярной* природы видимого света и *волновой* природы электрона.
6. Почему в обычной жизни мы не сталкиваемся с волновыми свойствами тел?
7. Какие последствия для описания электронного строения атома влечет за собой соотношение неопределенностей Гейзенберга?
8. Чем понятие "орбиталь" в квантовой механике отличается от понятия "орбита" в теории Бора?
9. Какое преимущество при решении уравнения Шредингера для атома водорода дает переход от декартовой к сферической (полярной) системе координат?
10. Объясните, почему, например, все р-орбитали имеют одинаковую форму и направления в пространстве, независимо от значения главного квантового числа?
11. В чем, по Вашему мнению, причина целочисленности  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$ .
12. Каковы общие принципы формирования электронных оболочек атомов?
13. Может ли электрон атома водорода находиться, например, в состоянии  $3d$ ?

14. Чем многоэлектронные атомы отличаются от водородоподобного? В чем состоит «проблема многоэлектронности»?
15. В чем преимущества и недостатки изображения электронного строения атома при помощи электронных формул и квантовых ячеек?
16. Является ли правило Гунда самостоятельным утверждением или оно лишь конкретизирует один из фундаментальных принципов формирования электронных оболочек атомов?
17. Напишите значения квантовых чисел  $m_l$  и  $m_s$  для тех электронов, у которых главное и орбитальное квантовые числа равны соответственно 4 и 3. Сколько электронов обладает таким набором значений  $n$  и  $l$ ?
18. Является ли, по Вашему мнению, правило Клечковского самостоятельным утверждением в дополнение к принципу наименьшей энергии и принципу Паули?
19. Существуют ли в Периодической таблице элементы, для которых характерно заполнение электронами энергетических подуровней с отклонением от правила Клечковского?
20. У элементов какого периода начинают заполняться  $3s$ -,  $3d$ -,  $4p$ -.  $3d$ -орбитали?
21. У какого элемента начинается заполнение подуровня  $4f$ ? У какого элемента заканчивается заполнение этого подуровня? Напишите электронные формулы этих элементов.
22. Какой подуровень заполняется после  $4s$ ; после  $4p$ ; после  $4d$ ; после  $4f$ ? Назовите эти элементы, приведите их электронные формулы.
23. Из двух элементов один образует ион  $\text{Э}^{3+}$ , а другой -  $\text{Э}^{3-}$ . Оба иона имеют одинаковую электронную конфигурацию  $[\text{Ne}]^{10}3s^23p^6$ . Определите период, группу, подгруппу и порядковый номер каждого элемента, кратко опишите его свойства.
24. Составьте сокращенные электронные формулы ионов:  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Ti}^{4+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{7+}$ ,  $\text{Br}^-$ . Для какой из двух элементов ионизационный потенциал должен быть большей величиной и почему, если они имеют следующие электронные формулы: а)  $1s^22s^22p^63s^23p^2$  и  $1s^22s^22p^63s^23p^5$  б)  $1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$  и  $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^1$ .
26. Электронная конфигурация атома неона совпадает с электронной конфигурацией ионов нескольких элементов. Приведите примеры таких ионов. Сколько их может быть?

27. Объясните причины «проскока» электрона  $4s \rightarrow 3d$  у элементов подгрупп хрома и меди. Как эти проскоки влияют на свойства простых веществ и их соединений?
28. Ориентируясь на закономерности изменения первого потенциала ионизации в периодической системе, укажите «наиболее металлический» и «наименее металлический» элементы.
29. Могут ли электроны  $Al^{3+}$  находиться на следующих орбиталях: а)  $2p$ ; б)  $1p$ ; в)  $3d$ ?
30. Запишите электронные конфигурации атомов Ne, F, Mg в первом возбужденном состоянии.
31. В атоме какого элемента — Cs или Li — связь валентного электрона с ядром прочнее? Почему?
33. Изобразите электронное строение элемента №110 при помощи электронной формулы и квантовых ячеек. Сколько неспаренных электронов содержит атом в невозбужденном состоянии? Аналогом какого элемента он является?
34. На каком основании хлор и марганец находятся в одной группе, но в разных подгруппах?
35. По какому принципу с электронной точки зрения элементы объединяются в группу? По какому принципу они подразделяются на подгруппы?
36. Существуют два способа обозначения главных и побочных подгрупп. По одному из них, например, элементы триады железа принадлежат к VIII B группе, по другому - к VIII A группе. На чем основаны эти два способа? Какому из них Вы отдаете предпочтение и почему?
37. Может ли находиться на одной орбитали два электрона с одинаковыми значениями всех квантовых чисел? Для иона  $Э^{2-}$ , элемент которого находится в VI A группе. Чему равно максимальное число валентных электронов?
38. В чем суть эффектов экранирования и проникновения? Как они сказываются на свойствах элементов? Как они учитываются в формуле  $E_n = -m_0 Z^2 e^4 / 2n^2 \eta^2$ , характеризующей уровни энергии электрона в водородоподобном атоме?
39. Что такое атомный радиус? Как соотносятся понятия эффективный и орбитальный радиус атома? Сколько эффективных радиусов может быть у атома одного элемента?

40. Что такое *d*- и *f*-сжатие? На свойствах каких элементов оно сказывается? Имеет ли место уменьшение радиусов в рядах *p*-элементов? Почему ничего неизвестно о *p*-сжатии?
41. В чем заключается сущность понятия кайносимметрия? Какими особыми свойствами обладают кайносимметричные элементы?
42. Что такое эффект инертной *6s*-электронной пары? На свойствах каких элементов и каким образом он проявляется?
43. Почему семейства *4f*- и *5f*-элементов с современной точки зрения имеют разные названия?
44. Сколько электронов может находиться на *g*-подуровне? В каком периоде он должен начать заполняться? Сколько элементов должно быть в этом периоде? Проблемами стабильности атомных ядер пренебречь.
45. В чем заключается физический смысл периодического закона? Почему при монотонном (и даже линейном!) изменении заряда ядра (порядкового номера элемента) свойства элементов изменяются не монотонно, а именно периодически?
46. В чем, по Вашему мнению, заключается значение принципа Паули для химии?
47. Чем обусловлена нецелочисленность атомных масс моноизотопных элементов ( $^{19}\text{F}$ ,  $^{31}\text{P}$ ,  $^{51}\text{V}$ ,  $^{151}\text{I}$  и т. п.)? Какую информацию можно извлечь из этого факта?
50. Считается, что изотопы одного элемента практически тождественны по химическим свойствам и лишь незначительно различаются по некоторым физическим (изотопные эффекты). Почему для изотопов водорода это не имеет места и сами изотопы даже обозначаются различными символами (H, D, T)?

## Методические указания к лабораторной работе №7

### Химическая связь

**Цель:** изучить особенности механизмов образования различных типов химической связи, влияние типа химической связи на свойства веществ.

**После освоения теоретического материала, Вы должны:**

#### 1. Знать, понимать и уметь описать:

1) следующие понятия и физические величины: химическая связь, ионная и ковалентная (полярная и неполярная) связь, механизмы образования ковалентной связи (обменный и донорно-акцепторный), энергия и длина связи, полярность связи, полярность молекулы, валентный угол, свойства связанных атомов: эффективный заряд, электроотрицательность (ОЭО), степень окисления, валентность, координационное число; свойства связи: насыщенность, направленность, поляризация; дипольный момент молекулы, поляризуемость и поляризующее действие;

2) основные положения метода валентных связей (схем) (ВС), концепции: гибридизации орбиталей и отталкивания электронных пар валентных орбиталей;

3) основные положения метода молекулярных орбиталей (МО ЛКАО);

4) основные положения теории поляризации;

5) конденсированное состояние вещества, типы связи в кристаллах, силы Ван-дер-Ваальса, ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие, водородная и металлическая связь.

#### 2. Уметь:

1) определять по химической формуле соединения:

- стехиометрическую валентность и степень окисления атомов,
- тип связи между атомами,
- знак эффективного заряда атомов,
- координационное число центрального атома;

2) используя основные положения метода ВС:

- прогнозировать валентные возможности, степени окисления и формы характеристических соединений элемента по электронной конфигурации атома (порядковому номеру);

- составлять валентные схемы молекулярных частиц, образованных элементами главных подгрупп;

- прогнозировать геометрическую форму частиц с ковалентной связью, валентный угол;

3) используя основные положения метода МО:

- составлять энергетические диаграммы, электронные формулы двухъядерных частиц (гомо- и гетеронуклеарных), образованных элементами второго периода;

- определять порядок связи;

- объяснять устойчивость частиц и их магнитные свойства;

4) используя теорию поляризации, прогнозировать изменение характера связи между атомами в односторонних соединениях;

5) различать характер связи между структурными частицами в ионных, атомно-ковалентных, атомно-металлических, молекулярных кристаллах; объяснять влияние типа химической связи, водородной связи и межмолекулярного взаимодействия на



энергию кристаллической решетки, температуру плавления (возгонки), проводимость электрического тока.

Репозиторий ВГУ

## ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОПОДГОТОВКИ И КОНТРОЛЯ:

1. Какую химическую связь называют ионной? Как она образуется и какими свойствами обладает? На основе разности относительных электроотрицательностей атомов элементов укажите, как изменяется степень ионности в соединениях HF, HCl, HBr, HI.
2. Какой тип связи осуществляется в кристаллах металлов? Каковы особенности этого типа связи?
3. В каком из приведенных соединений : LiF, BeF<sub>2</sub>, BF<sub>3</sub>, CF<sub>4</sub> - связь Э-Ф будет больше всего приближаться к ковалентной?
4. Какую ковалентную связь называют δ -, π -, σ-связью? Как метод ВС объясняет строение молекулы азота?
5. Молекула CO<sub>2</sub> имеет нулевое значение дипольного момента. Предложите структурно-графическую формулу углекислого газа. Чем объяснить, что у структуры СОСl<sub>2</sub> величина дипольного момента отлична от нуля?
6. Сравните способы образования ковалентных связей в молекуле NH<sub>3</sub> и в ионе NH<sub>4</sub><sup>+</sup>.
7. Молекула BF<sub>3</sub> имеет плоскостную структуру, а NF<sub>3</sub> - объемную (пирамидальную). В чем причина различия в строении молекул?
8. Почему молекула CF<sub>4</sub> имеет тетраэдрическую, COF<sub>2</sub> - треугольную, а CO<sub>2</sub> - линейную формы? Каково гибридное состояние валентных орбиталей атома углерода в данных молекулах?
9. Перечислите основные положения метода молекулярных орбиталей (МО). Напишите электронную формулу молекулы азота и определите в ней порядок связи.
10. Что такое связующие и разрыхляющие молекулярные орбитали? Каковы энергии электронов на них по сравнению с энергиями на исходных атомных орбиталях? Какая из частиц He или He<sub>2</sub><sup>+</sup> более устойчива? Объясните причину устойчивости с точки зрения метода молекулярных орбиталей.
11. Что такое диамагнетизм и парамагнетизм? Какие молекулы обладают диамагнитными свойствами, а какие парамагнитными? Объясните парамагнитные свойства молекулы кислорода с позиций метода МО. Возможно ли это сделать с помощью метода ВС?
12. Какая из частиц в ряду Be<sup>+</sup><sub>2</sub> - Be<sub>2</sub> - Be<sub>2</sub><sup>-</sup> наиболее устойчива? Каков порядок связи в этих частицах?
13. Почему отрыв одного электрона от молекулы CO приводит к ослаблению связи, а от молекулы NO - к ее усилению?
14. Составьте энергетические диаграммы молекулярных орбиталей молекул азота и оксида углерода ( II ). Что общего у этих молекул?
15. Составьте энергетическую диаграмму молекулы HF. Почему возможно образование молекулярной орбитали за счет атомных орбиталей с разным значением главного квантового числа?
16. Какую химическую связь называют ковалентной? Опишите ее основные свойства.
17. Почему при образовании ковалентной связи расстояние между атомами строго определено? Как оно называется?
18. Что называется кратностью связи? Как влияет увеличение кратности связи на ее длину и энергию?
19. Определите ковалентность и степень окисления: а) углерода в молекулах C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>; C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH; CH<sub>3</sub>COOH; CH<sub>3</sub>Cl; б) хлора в молекулах NaCl, NaClO<sub>3</sub>, NaClO<sub>4</sub>,

Ca(ClO)<sub>2</sub>; в) серы в молекулах Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>S, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

20. Какая из связей Ca – H, C – Cl, Br – Cl является наиболее полярной и почему?
21. Объясните почему максимальная ковалентность фосфора может быть равной 5, а у азота такое валентное состояние отсутствует?
22. Пользуясь значениями относительных электроотрицательностей определите степень ионности связи в молекулах: а) CH<sub>4</sub>, CCl<sub>4</sub>, CO<sub>2</sub>; б) NH<sub>3</sub>, NO, Mg<sub>3</sub>N<sub>2</sub>; в) LiCl, LiI, Li<sub>2</sub>O; г) HF, HCl, HBr; д) SO<sub>2</sub>, SeO<sub>2</sub>, TeO<sub>2</sub>; е) CO<sub>2</sub>, SiO<sub>2</sub>, SnO<sub>2</sub>.
23. Какой тип гибридизации электронных облаков в молекулах: а) BCl<sub>3</sub>; б) CaCl<sub>2</sub>; в) GeCl<sub>4</sub>; г) SiCl<sub>4</sub>; д) ZnI<sub>2</sub>; е) BeH<sub>2</sub>? Какую пространственную конфигурацию имеют эти молекулы?
24. Какая из связей K – S, H – S, Br – S, C – S наиболее полярна и почему?
25. В сторону какого атома смещается электронная плотность в молекулах H<sub>2</sub>O, NaNH<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub>?
26. Какую ковалентную связь называют полярной? Что служит количественной мерой полярности ковалентной связи?
27. Какую химическую связь называют водородной? Между молекулами каких веществ она образуется? Почему HF и H<sub>2</sub>O, имея меньшую молекулярную массу, плавятся и кипят при более высоких температурах, чем их аналоги?
28. Какие кристаллические структуры называют ионными, атомными, молекулярными и металлическими? Кристаллы каких веществ: алмаз, хлорид натрия, диоксид углерода, цинк - имеют указанные структуры?
29. Какую химическую связь называют ионной? Каков механизм ее образования? Какие свойства ионной связи отличают ее от ковалентной? Приведите примеры типичных ионных соединений.
30. Какую химическую связь называют дативной? Каков механизм ее образования? Приведите пример.
31. Какие силы молекулярного взаимодействия называют ориентационными, индукционными и дисперсионными? Когда возникают эти силы и какова их природа?
32. В ряду галогеноводородов HCl, HBr, HI электрические моменты диполей молекул равны  $3,5 \cdot 10^{-30}$ ,  $2,6 \cdot 10^{-30}$ ,  $1,4 \cdot 10^{-30}$  Кл·м соответственно. Как изменяется характер химической связи в этих молекулах?
33. Какое состояние электрона, атомных орбиталей или атомов в целом называют валентным? Сколько валентных состояний возможно для атомов кислорода и серы, фтора и хлора?
34. Какой способ образования ковалентной связи называют донорно-акцепторным? Какие химические связи имеются в ионах NH<sub>4</sub><sup>+</sup> и BF<sub>4</sub><sup>-</sup>? Укажите донор и акцептор?
35. Электрический момент диполя молекул сероводорода и диоксида серы равны  $3,1 \cdot 10^{-30}$  и  $2,0 \cdot 10^{-30}$  Кл·м. Какая из этих молекул более полярна?
36. Электрический момент диполя молекул метана, аммиака, воды и хлороводорода равны 0;  $4,7 \cdot 10^{-30}$ ;  $6,1 \cdot 10^{-30}$ ;  $3,5 \cdot 10^{-30}$  Кл·м. Какая из этих молекул более полярна?
37. Почему молекула диоксида углерода неполярна, хотя связь углерод - кислород имеет электрический момент диполя  $0,37 \cdot 10^{-30}$  Кл·м?
38. Каково взаимное расположение электронных облаков при sp<sup>2</sup>-гибридизации? Приведите примеры. Какова пространственная структура этих молекул?
39. Энергия связи в молекулах этилена и ацетилена равна 383,2 и 433,7 кДж/моль соответственно. В какой молекуле связь наиболее прочная?
40. В чем причина различной пространственной структуры молекул хлорида бора и

аммиака?

Репозиторий ВГУ

### Тестовое задание

1. Между двумя атомами водорода при сближении и образовании при этом молекулы  $H_2$  возникают силы:

1. притяжения между ядром одного атома и электроном другого, а также силы отталкивания между ядрами разных атомов и между электронами разных атомов водорода,
2. притяжения между ядрами разных атомов  $H$ ,
3. отталкивания между электроном одного атома и ядром другого атома,
4. притяжения между электронами разных атомов  $H$ ,
5. донорно-акцепторного взаимодействия двух атомов  $H$  .

2. Изменения энергии, которые наблюдаются при образовании молекулы  $H_2$  из двух атомов водорода:

1. энергия расходуется на образование молекулы  $H_2$ ,
2. энергия выделяется при образовании молекулы  $H_2$ ,
3. энергия системы не изменяется,
4. энергия может и выделяться, и поглощаться,
5. при образовании любой молекулы из двух атомов, в том числе  $H_2$ , энергия всегда расходуется

3. Энергия связи наибольшая в молекуле

1.  $O_2$  ,
2.  $Cl_2$  ,
3.  $I_2$  ,
4.  $N_2$  ,
5.  $H_2$  .

4. Наибольшая длина связи в молекуле:

1.  $N_2$  ,
2.  $F_2$  ,
3.  $Cl_2$  ,
4.  $Br_2$  ,
5.  $I_2$  .

5. Тип связи, которая образуется при перекрывании двух p-орбиталей в плоскости по обе стороны от линии, соединяющей центры связанных атомов

1.  $\pi$ -связь,
2.  $\sigma$ -связь
3.  $\delta$ -связь,
4. такое перекрывание двух p-орбиталей невозможно,
5. образуются одновременно две сигма-связи ?

6. В молекуле азота образуется:

1. три  $\sigma$ -связи,
2. три  $\pi$ -связи,
3. две  $\sigma$ -связи и одна  $\pi$ -связь,
4. одна  $\sigma$ -связь и две  $\pi$ -связи,
5. две  $\sigma$ -связи и две  $\pi$ -связи ?

7. Связь наиболее ионная в соединении (относительная электроотрицательность атомов элементов увеличивается в ряду Cs, Na, Li, Ca, Br, Cl, F):

1. NaBr,
2. LiF,
3. CaCl<sub>2</sub>
4. CsF,
5. LiCl .

8. Полярная ковалентная связь имеется в соединении:

1. KCl,
2. H<sub>2</sub>O,
3. NaBr,
4. KH,
5. NaF.

9. Ионную кристаллическую решетку образует вещество:

1. H<sub>2</sub>O,
2. O<sub>2</sub> ,
3. алмаз,
4. Na,
5. NaCl .

10. Молекулярную кристаллическую решетку, образует вещество:

1. алмаз,
2. KCl,
3. K,
4. CO<sub>2</sub> ,
5. NaBr .

11. π- связь присутствует в соединении

1. CO<sub>2</sub> ,
2. CH<sub>4</sub>,
3. H<sub>2</sub>O,
4. HCl,
5. NH<sub>3</sub> .

12. Из приведенных ниже молекул полярна:

1. O<sub>2</sub> ,
2. H<sub>2</sub>,
3. H<sub>2</sub>O,
4. CO<sub>2</sub> ,
5. Cl<sub>2</sub> .

13. Максимальная ковалентность атома азота, имеющего 4 валентные орбитали и 5 валентных электронов:

1. 4,
2. 5,
3. 3,
4. 2,

5. 1 .

14. Наиболее полярной, из приведенных будет молекула (значение дипольных моментов этих молекул увеличивается в ряду HJ, HCl, NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O, HF):

1. HCl,
2. H<sub>2</sub>O,
3. HJ,
4. NH<sub>3</sub>,
5. HF.

15. Тип гибридизации атомных орбиталей углерода в линейной молекуле CO<sub>2</sub>

1. sp<sup>2</sup>,
2. sp<sup>3</sup>,
3. sp<sup>3</sup>d<sup>2</sup>,
4. sp,
5. гибридизация отсутствует .

16. Геометрия молекулы CCl<sub>4</sub>, в которой возможна sp<sup>3</sup>-гибридизация атомных орбиталей углерода:

1. октаэдр,
2. линейная молекула,
3. тетраэдр,
4. правильный треугольник,
5. угловая молекула .

17. Валентный угол между орбиталями в молекуле BF<sub>3</sub>, если имеет место sp<sup>2</sup>-гибридизация атомных орбиталей бора

1. 180<sup>0</sup>,
2. 109<sup>0</sup>28<sup>1</sup>,
3. 90<sup>0</sup>,
4. 120<sup>0</sup>,
5. 104,5<sup>0</sup>.

18. Образование водородных связей возможно между молекулами

1. CH<sub>4</sub>,
2. C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>,
3. жидкий H<sub>2</sub>,
4. H<sub>2</sub>O,
5. SiH<sub>4</sub> .

19. Внутримолекулярная водородная связь может возникнуть в молекуле

1. H<sub>2</sub>O,
2. NH<sub>3</sub>,
3. HF,
4. молекула белка,
5. HCl .

20. При образовании разрыхляющих молекулярных орбиталей из атомных орбиталей:

1. энергия выделяется,
2. энергия поглощается,

3. энергия не изменяется,
4. энергия может и выделяться, и поглощаться ,
5. энергия разрыхляющей молекулярной орбитали меньше, чем исходных атомных орбиталей, из которых она образуется ?

21. Число связывающих и разрыхляющих орбиталей образующихся из 8 валентных атомных орбиталей 2-х атомов азота

1. 6 связывающих и 2 разрыхляющих,
2. 4 связывающих и 4 разрыхляющих,
3. 2 связывающих и 6 разрыхляющих,
4. 2 связывающих и 2 разрыхляющих,
5. 3 связывающих и 5 разрыхляющих .

22. Кратность связи в молекуле фтора, если в образовании связи принимают участие 8 связывающих и 6 разрыхляющих электронов

1. 7,
2. 3,
3. 2,
4. 1,
5. 4 .

23. Молекула  $O_2$  обладает парамагнитными свойствами, так как

1. в ней прочная двойная связь,
2. в ней все электроны спарены,
3. в ней нет неспаренных электронов,
4. в ней есть два неспаренных электрона,
5. в ней нет электронов, расположенных на разрыхляющих МО .

24. Ориентационное межмолекулярное взаимодействие возможно между молекулами

1.  $H_2O$ ,
2. He,
3.  $H_2$ ,
4.  $F_2$ ,
5.  $N_2$ .

25. Наибольшую температуру кипения будет иметь вещество

1.  $H_2$ ,
2. NaCl,
3.  $NH_3$ ,
4.  $O_2$ ,
5.  $CO_2$  .



## Лабораторная работа № 2. Химическая кинетика. Химическое равновесие

 Не ставить на горячую электроплитку мокрые стаканы.

**Оборудование и реактивы:** 1) Большие пробирки ( $\varnothing$  22 мм). 2) Мерные цилиндры емкостью 25 см<sup>3</sup> для воды и раствора  $Na_2S_2O_3$ . 3) Мерные пробирки (пальчики) на 10–15 см<sup>3</sup> для  $H_2SO_4$ . 4) Стеклограф. 5) Два стакана емкостью 200 см<sup>3</sup> для нагревания воды. 6) Электроплитка. 7) Раствор  $Na_2S_2O_3$  (1н и 1:200). 8) Серная кислота (2н и 1:200). 9) Хлорид железа (III)  $FeCl_3$  (0,001н и насыщ.). 10) Крист. хлорид калия  $KCl$ . 11) Два сообщающихся сосуда, заполненных  $NO_2$ .

### 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

а) К 1 н. раствору тиосульфата натрия  $Na_2S_2O_3$  прилить 2 н. раствор серной кислоты  $H_2SO_4$ . Наблюдать помутнение раствора, которое вызвано взаимодействием тиосульфата натрия и серной кислоты с выделением свободной серы



Время, которое проходит от начала реакции до заметного помутнения раствора, характеризует скорость реакции.

б) В три большие нумерованные пробирки налить разбавленный (1:200) раствор тиосульфата натрия  $Na_2S_2O_3$ : в первую – 5 см<sup>3</sup>, во вторую – 10 см<sup>3</sup>, в третью – 15 см<sup>3</sup>. К содержимому первой пробирки добавить затем 10 см<sup>3</sup> воды, а второй – 5 см<sup>3</sup> воды. В три другие пробирки налить по 5 см<sup>3</sup> разбавленной (1:200) серной кислоты. В каждую пробирку с раствором  $Na_2S_2O_3$  прилить при помешивании по 5 см<sup>3</sup> приготовленной  $H_2SO_4$  и засесть время с момента добавления кислоты до помутнения раствора в каждой пробирке.

Результаты занести в таблицу:

Таблица 19

№ пробирки	Объем раствора $Na_2S_2O_3$ , см <sup>3</sup>	Объем $H_2O$ , см <sup>3</sup>	Объем раствора $H_2SO_4$ , см <sup>3</sup>	Общий объем раствора, см <sup>3</sup>	Условная концентрация $Na_2S_2O_3$	Время протекания реакции до появления мути, с	Скорость реакции в условных единицах
1	5	10	5	20	1С		
2	10	5	5	20	2С		
3	15	–	5	20	3С		

Те же результаты изобразить графически, отложив на оси абсцисс условные концентрации  $Na_2S_2O_3$ , а на оси ординат – скорости реакции  $V = 1/\tau$ .

Сделать вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Согласуются ли ваши наблюдения с законом действия масс?

### 2. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ.

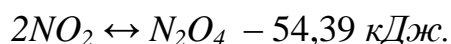
В небольшом стаканчике смешать по 5 см<sup>3</sup> 0,001 н. растворов хлорида железа (III)  $FeCl_3$  и роданида калия  $KSCN$ . Написать уравнение этой обратимой реакции и выражение константы равновесия для нее.

Полученный раствор разлить поровну в четыре пробирки. В первую пробирку добавить немного концентрированного раствора хлорида железа (III), во вторую – концентрированного раствора роданида калия, в третью – немного кристаллического хлорида калия, а четвертую пробирку оставить для сравнения. Сравнить цвет жидкостей в пробирках после реакции. По изменению интенсивности окраски судят об изменении концентрации роданида железа (III)  $Fe(SCN)_3$ , т.е. о смещении равновесия. Объяснить изменение цвета на основании закона действия масс. Сместится ли равновесие при разбавлении полученных растворов? Почему?

### 3. Влияние изменения температуры на смещение химического равновесия.

Для опыта использовать два сообщающихся сосуда (рис. 12), заполненных оксидом азота (IV)  $NO_2$ .

Оксид азота (IV) полимеризуется, и в результате обратимой реакции устанавливается равновесие:



$NO_2$  – газ темно-бурого цвета,  $N_2O_4$  – бледно-желтый, почти бесцветный газ. Поэтому по изменению окраски смеси этих газов можно судить об изменении концентрации ее

компонентов, т.е. о смещении равновесия в сторону прямой или обратной реакции. Одну из колб

прибора опустить в стакан с горячей водой, а другую в стакан с холодной. Наблюдать изменение цвета газовой смеси в колбах. В какую сторону сместилось равновесие в каждой из колб? Вынуть сосуды из стаканов. Как изменяется окраска газа через некоторое время в этом случае? Дать объяснение наблюдаемым явлениям, исходя из принципа Ле Шателье.

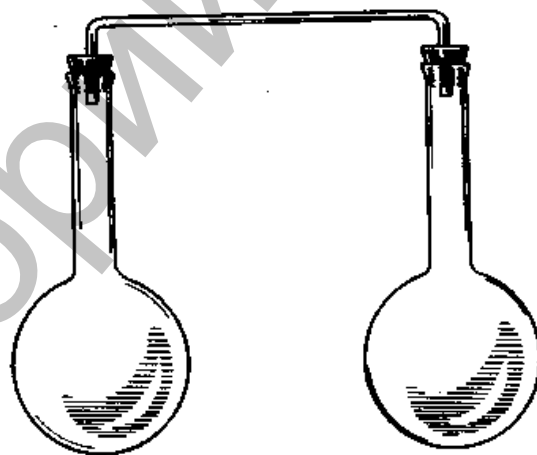



Рис. 12. Прибор для изучения смещения равновесия при изменении температуры

### Лабораторная работа № 3. Приготовление растворов

 С концентрированными кислотами и щелочами работать только под тягой!

**Оборудование и реактивы:** 1) Цилиндры на 100 мл – 5–6 шт. 2) Весы с разновесами. 3) Шпатели. 4) Стаканы на 100–200 мл. 5) Мерные колбы с пробками на 100 мл – 6 шт. 6) Ареометры. 7) Карбонат натрия кристаллический  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ . 8)  $H_2SO_4$  (конц.).

1. Приготовить 60 г 5%-ного раствора  $Na_2CO_3$  из кристаллогидрата  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$  и воды.

Для этого надо вычислить, какая масса кристаллогидрата необходима для приготовления 60г 5%-ного раствора  $Na_2CO_3$  в расчете на безводную соль, и рассчитать, какой объем воды необходим для растворения взятой навески. Отвесить рассчитанную массу  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$  с точностью до 0,01 г. Всыпать в стакан на 100 см<sup>3</sup>, отмерить мерным цилиндром нужный объем воды (какова плотность воды?), влить воду в стакан и размешать. Вылить раствор в тонкий цилиндр и с помощью ареометра определить плотность. По найденной плотности определить процентное содержание  $Na_2CO_3$  в растворе. После этого рассчитать молярную концентрацию эквивалента ( $C_{эkv}$ ) полученного раствора.

2. Приготовить 100 см<sup>3</sup> (мл) 0,1 н раствора  $H_2SO_4$  из 96%-ной кислоты ( $\rho = 1,84$  г/см<sup>3</sup>).

Определить ареометром плотность раствора кислоты, имеющейся в лаборатории. Вычислить навеску, необходимую для приготовления заданного раствора, а затем ее объем. Налить в мерную колбу на 100 см<sup>3</sup> около 1/2 рассчитанного объема воды и влить в нее тонкой струйкой отмеренную  $H_2SO_4$  (конц.). Раствор перемешать, охладить до комнатной температуры, долить оставшуюся воду, закрыть пробкой и снова перемешать. Перелить полученный раствор в тонкий мерный цилиндр и замерить плотность. Сравнить вычисленную концентрацию с полученной.

#### Лабораторная работа № 4.

##### ТЭД, реакции в растворах электролитов

**Оборудование и реактивы:** 1) Пробирки. 2) Растворы индикаторов: лакмус, метиловый оранжевый, фенолфталеин. 3) Гидроксид натрия  $NaOH$  (2 н). 4) Соляная кислота  $HCl$  (1 н). 5) Серная кислота  $H_2SO_4$  (1 н). 6) Раствор хлорида бария  $BaCl_2$  (1 н). 7) Растворы солей:  $KCl$  (0,5 н),  $KBr$  (0,5 н),  $KI$  (0,5 н). 8) Раствор нитрата серебра  $AgNO_3$  (0,1 н).

##### 1. Окраска индикаторов.

а) Налить в три пробирки по 3 мл дистиллированной воды и прибавить по 2 капли раствора одного из индикаторов: лакмуса, метилового оранжевого и фенолфталеина. Отметить в таблице их цвет в нейтральной среде. В каждую пробирку прибавить раствор какой-нибудь кислоты. Наблюдать за изменениями окраски и записать их в соответствующие графы таблицы.

Среда	Цвет индикатора		
	Лакмус	Метилоранж	Фенолфталеин
Кислая			
Нейтральная			
Щелочная			

б) Прodelать то же самое, взяв вместо кислоты раствор какой-либо щелочи.

### Лабораторная работа № 5.

#### Ионное произведение воды. pH. Гидролиз

**Оборудование и реактивы:** 1) Пробирки. 2) Универсальная индикаторная бумага. 3) Растворы солей (2 н):  $AlCl_3$ ,  $FeCl_3$ ,  $CuSO_4$ ,  $NaNO_2$ ,  $Na_2CO_3$ ,  $CH_3COONa$ ,  $NaCl$ .

#### 1. Реакция среды растворов солей при гидролизе.

Из имеющихся в штативе реактивов подобрать растворы солей, образованных различными катионами и анионами. Нанести по капле каждого раствора на кусочек индикаторной бумаги. Отметить по шкале  $pH$  раствора. Составить уравнения гидролиза в молекулярной и ионной форме.

#### 2. Влияние температуры на степень гидролиза.

Смешать в пробирке по 15 капель растворов  $FeCl_3$  и  $CH_3COONa$ . Заметны ли внешние признаки протекания химической реакции? Нагреть пробирку до кипения. Что наблюдаете? Написать уравнения гидролиза в молекулярном и ионном виде.

## Часть 2

### Основы геохимии

По материалам Н.С. Чертко

#### Лабораторная работа №1

**Тема:** Кларки литосферы и педосферы.

**Цель работы:** Раскрыть закономерности концентрации химических элементов в почвах Беларуси на различных иерархических уровнях.

**Материалы:** Таблицы с аналитическими данными, калькулятор, миллиметровая бумага, простой и цветные карандаши.

**Основные понятия:** Кларк, кларк концентрации, кларк рассеяния, глобальные, региональные и местные кларки, контрастность распределения.

**Задание 1.** Подсчитать кларки концентрации и рассеяния (КК и КР) почв с использованием данных таблицы 1, используя следующие формулы:

$$КК = C_i / K, \quad КР = K / C_i$$

где  $C_i$  – содержание элемента в почве,  $K$  – кларк педосферы (среднее содержание элемента в почвах мира). Занести результаты в свободные ячейки таблицы 1.

**Задание 2.** Составить геохимические индексы почв путем ранжирования значений КК и КР.

Записывать ранжированные показатели в виде дроби, где:

возле дроби – элементы с околочларковыми содержаниями (КК и КР = 1,0-1,1),

в числителе – элементы с содержаниями выше кларка (КК > 1,2),

в знаменателе – элементы с содержаниями ниже кларка (КР > 1,2)

**Задание 3.** Построить графики геохимических спектров почв.

Геохимический спектр почв Беларуси принимается за эталонный (строится в виде монотонно возрастающей или убывающей линии). Для этого по оси ординат располагаются значения КК (вверх) и КР (вниз) от величины  $КК(КР)=1$ , по оси абсцисс через равные интервалы проставляются

символы анализируемых элементов в порядке ранжирования эталонного объекта. Спектры других анализируемых почв имеют вид ломаных линий.

**Задание 4.** Написать заключение, в котором дается краткая сравнительная характеристика особенностей распределения химических элементов в почвах 1) Беларуси, 2) бассейна Зап. Двины, 3) одной из почв данного бассейна с ответами на вопросы:

- а) в почвах преобладает концентрация или рассеяние элементов по сравнению с кларком,
- б) какова контрастность спектра,
- в) какие элементы в почве относятся к концентрирующимся, рассеивающимся?

## Лабораторная работа №2

**Тема:** «Геохимическая структура ландшафта»

**Цель работы:** Анализ химического состава почв в сопряженном ряду элементарных ландшафтов, выявление закономерностей радиальной и латеральной миграции элементов в почвах Беларуси.

**Материалы:** Таблицы с аналитическими данными, калькулятор, миллиметровая бумага, простой и цветные карандаши.

**Основные понятия:** Ландшафтно-геохимическая система, элементарный и местный геохимический ландшафт, радиальная и латеральная геохимическая структура, геохимический барьер.

**Задание 1.** Рассчитать коэффициенты радиальной дифференциации элементов в почве, используя данные таблицы 1 по формуле:

$$R = C_i / C_{\text{пор.}}$$

где  $C_i$  – содержание элемента в генетическом горизонте,  $C_{\text{пор.}}$  – содержание элемента в материнской породе почвы

**Задание 2.** Построить геохимические диаграммы, отражающие распределение анализируемых элементов в вертикальном профиле почв. Диаграммы строятся в виде прямоугольников, расположенных друг над другом, длина которых равна величине  $R$  элемента, отложенной по обе стороны центральной оси, ширина – мощности почвенного горизонта. Диаграмма каждого элемента закрашивается цветом, принятым в почвенно-геохимическом картировании: Mn - розовым, Cu - голубым, V - желтым

**Задание 3.** Рассчитать коэффициенты латеральной дифференциации элементов в почвах, используя табличные данные по формуле:

$$L = C_n / C_a,$$

где  $C_n$  – содержание элемента в почвах подчиненного ландшафта,  $C_a$  – содержание элемента в почвах автономного (элювиального) ландшафта

**Задание 4.** Построить геохимические диаграммы, отражающие распределение анализируемых элементов в почвах сопряженных ландшафтов.

Диаграммы строятся в виде прямоугольников, расположенных в ряд, длина которых равна величине  $L$  элемента, отложенной по обе стороны центральной оси, ширина – протяженности элементарного ландшафта на профиле.

**Задание 5.** Заключение.

Выявить особенности радиальной дифференциации элементов в данной почве (зад. 1,2). Выявить особенности латеральной дифференциации элементов в почвах сопряженного ряда элементарных ландшафтов.

### Лабораторная работа №3 (2 часа)

**Тема:** «Показатели водной миграции химических элементов»

**Цель работы:** Определение химического состава речных вод и интенсивности водной миграции химических элементов

**Материалы:** Таблицы с аналитическими данными, калькулятор, миллиметровая бумага, простой и цветные карандаши.

**Основные понятия:** Интенсивность водной миграции, химический состав вод, солевой профиль.

**Задание 1.** Расчет химического состава природных вод с использованием данных таблицы 1.

$$C (\text{мг-экв/дм}^3) = C (\text{мг/дм}^3) \cdot K_n,$$

где  $C$  – содержание иона в водах,  $K_n$  - коэффициент пересчета (табл.2).

Содержание иона в %-экв рассчитывается исходя из равенства

$$\sum \text{мг-экв/дм}^3 = 100\%$$

отдельно для катионов и анионов.

$M_x$  в формуле Курлова – минерализация вод в г/дм<sup>3</sup>

**Задание 2.** Построение соляного профиля, отражающего трансформацию ионного состава вод в сопряженных ландшафтах.

На оси абсцисс обозначаются пункты опробования вод, по оси ординат вверх и вниз от центральной оси последовательно откладываются содержания анионов и катионов, выраженные в мг-экв/дм<sup>3</sup>. Профиль каждого иона закрашивается цветом.

**Задание 3.** Расчет коэффициентов интенсивности водной миграции химических элементов по формуле:

$$K_x = \frac{m_x \cdot 100}{n_x \cdot a},$$

где  $m_x$  - содержание элемента в воде, мг/дм<sup>3</sup>,

$n_x$  - содержание элемента в осадочных породах (табл. 3), %,

$a$  - минерализация воды, мг/дм<sup>3</sup>

Результаты расчетов занести в таблицу 4.

Расположить элементы в таблице 5 согласно значению  $K_x$ .



**Табл. 5. Ряды водной миграции химических элементов**

Миграционная активность элементов ( $K_x$ )	1-й ландшафт	2-й ландшафт
Очень сильная ( $n > 10$ )		
Сильная ( $n 1-10$ )		
Средняя ( $n 0,1-1$ )		
Слабая и очень слабая ( $0,01- 0,1$ и менее)		

**Задание 4.** Заключение.

*Сравнить первый и второй ландшафт по химическому составу речных вод и интенсивности водной миграции элементов.*

#### **Лабораторная работа №4 (2 часа)**

**Тема:** «Показатели биогенной миграции»

**Цель работы:** Биогеохимический анализ растений Беларуси путем сопоставления их химического состава с составом почв и горных пород.

**Материалы:** Таблицы с аналитическими данными, калькулятор.

**Основные понятия:** Кларк живого вещества, биофильность, коэффициент биологического поглощения, биогеохимическая специализация.

**Задание 1.** Рассчитать коэффициенты биологического поглощения элементов (КБП) для двух растений, используя данные таблицы 1 по формуле:

$$КБП = l / n,$$

где  $l$  – содержание элемента в золе растения,  $n$  - содержание элемента в почве.

Определить биогеохимическую активность (БХА) растений по формуле:

$$БХА = \sum КБП \text{ растения.}$$

Внести результаты вычислений в таблицу 2.

**Задание 2.** Построить ряды биологического поглощения для двух исследуемых растений.

Элементы располагаются в ряд в порядке убывания величин их КБП.

**Задание 3.** Внести символы элементов (согласно величине их КПБ в каждом исследуемом растении) в таблицу 3.

Табл.3. Интенсивность биологического поглощения химических элементов растениями.

Растение	Группы элементов (по А.И. Перельману)					
	биологического накопления (КБП > 1)			биологического захвата (КБП < 1)		
	энергичного (10-100)	сильного (5-10)	слабого (1-5)	среднего (0,1-1)	слабого (0,01-0,1)	очень слабого (<0,01)
Сосна						
Рожь						
Растительность Земли (в среднем)			Mn	Ni, Cu, Ti		

**Задание 4.** Заключение.

Сравнить БХА двух исследуемых растений. Сопоставить их ряды биологического поглощения. По интенсивности поглощения микроэлементов сравнить растения между собой и с растениями Земли (в среднем).

### Лабораторная работа №5 (2 часа)

**Тема:** «Показатели техногенной миграции»

**Цель работы:** Геохимическая индикация качества загрязненных почв и речных вод Беларуси

**Материалы:** Таблицы с аналитическими данными, калькулятор.

**Основные понятия:** Коэффициент техногенной концентрации, суммарный показатель загрязнения, ПДК, индекс загрязненности вод.

**З а д а н и е 1.** Рассчитать коэффициенты техногенной концентрации элементов ( $K_c$ ), используя данные табл. 1 по формуле:

$$K_c = C_i / C_{\text{фон}},$$

где  $C_i$  - содержание элемента в данной почве,  $C_{\text{фон}}$  - его фоновое содержание в почвах. Сравнить содержание элементов в загрязненных почвах с величинами ПДК:

$$K_{\text{ПДК}} = C_i / \text{ПДК},$$

где  $C_i$  - содержание элемента в почве, ПДК - его предельно допустимая концентрация. Внести результаты расчетов в таблицу 1.

**З а д а н и е 2.** Рассчитать суммарный показатель загрязнения ( $Z_c$ ), по формуле:

$$Z_c = \sum K_c - (n-1),$$

где  $K_c$  - коэффициенты техногенной концентрации, величина которых превышает 1,5,  $n$  - число элементов с  $K_c > 1,5$ .

Определить ассоциации накапливающихся элементов в анализируемых почвах.

Определить уровень загрязнения почв, пользуясь данными табл. 3.

Результаты занести в табл.2.

**З а д а н и е 3.** Сравнить исследуемые почвы по уровню загрязнения и составу ассоциации элементов-загрязнителей.

**З а д а н и е 4.** Сравнить содержание шести химических веществ - приоритетных загрязнителей в речных водах с величинами ПДК:

$$K_{\text{ПДК}} = C_i / \text{ПДК},$$

где  $C_i$  - содержание химического вещества в водах, ПДК - его предельно допустимая концентрация.

Вычислить индекс загрязненности вод (ИЗВ) для двух пунктов:

$$\text{ИЗВ} = \sum K_{\text{ПДК}} / n,$$

где  $n$  - число приоритетных загрязнителей.

Внести результаты вычисления в табл. 4.

## Приложения. Варианты заданий КСР

### Лабораторная работа №1 «Кларки литосферы и педосферы» Вариант

З а д а н и е 1. Подсчет кларков концентрации и рассеяния (КК и КР) почв с использованием табличных данных по формулам:

$КК = C_i / K$ ,  $КР = K / C_i$  где  $C_i$  – содержание элемента в почве,  $K$  – кларк педосферы (среднее содержание элемента в почвах мира)

Среднее содержание химических элементов в почвах

Почвы	Si	Al	F	Ca	M	Na	K	Ti	M	C	N	C	V	C	Zr
	%							n 10 <sup>-3</sup> %							
Почвы мира (кларк)	70 ,6	13 ,6	5, 4	1, 9	3, 3	0, 85	1, 64	460	85	2	4	0, 8	1 0	2 0	30
Почвы Беларус и	83 ,2	6, 3	3, 4	0, 98	0, 53	0, 67	1, 76	156 ,2	24 ,7	1, 3	2, 0	0, 6	3, 4	3, 6	33 ,6
КК/КР*															
Почвы бассейна Зап. Двины	79 ,8	8, 5	3, 4	1, 2	0, 93	0, 8	1, 64	196 ,4	23 ,7	2, 5	3, 3	0, 9	4, 5	5, 0	21 ,8
КК/КР															
Дерново - подзоли стые песчаны е на озерно- леднико вых отложен	84 ,4	6, 4	1, 6	1, 2	0, 66	0, 66	1, 75	147 ,9	45 ,1	1, 0	0, 9	0, 4	4, 1	2, 1	33 ,7

иях															
почвы															
бассейна															
Зап.															
Двины															
КК/КР															

\* - Кларк концентрации/Кларк рассеяния

**З а д а н и е 2.** Составление геохимического индекса почв путем ранжирования значений КК и КР.

Запись ранжированных показателей в виде дроби, где:

возле дроби – элементы с околочларковыми содержаниями (КК и КР = 1,0-1,1),

в числителе – элементы с содержаниями выше кларка (КК>1,2),

в знаменателе - элементы с содержаниями ниже кларка (КР>1,2)

**З а д а н и е 3.** Построение графика геохимических спектров почв.

Геохимический спектр почв Беларуси принимается за эталонный (строится в виде монотонно возрастающей или убывающей линии). По оси ординат располагаются значения КК (вверх) и КР (вниз) от величины КК(КР)=1, по оси абсцисс через равные интервалы проставляются символы анализируемых элементов в порядке ранжирования эталонного объекта.

Спектры других анализируемых почв имеют вид ломаных линий

**З а д а н и е 4.** Заключение.

Краткая сравнительная характеристика особенностей распределения химических элементов в почвах 1) Беларуси, 2) бассейна Зап. Двины, 3) одной из почв данного бассейна с ответами на вопросы:

а) в почвах преобладает концентрация или рассеяние элементов по сравнению с кларком,

б) какова контрастность спектра,

в) какие элементы в почве относятся к концентрирующимся, рассеивающимся?

Лабораторная работа №2  
**«Геохимическая структура ландшафта»**  
*Вариант*

З а д а н и е 1. Рассчитать коэффициенты радиальной дифференциации элементов в почве, используя табличные данные по формуле:

$R = C_i / C_{пор.}$ , где  $C_i$  – содержание элемента в генетическом горизонте,  $C_{пор.}$  – содержание элемента в материнской породе почвы

Табл.1. Содержание микроэлементов в дерново-подзолистой песчаной почве на озерно-ледниковых отложениях бас. Зап. Двины, ( $n \cdot 10^{-3}\%$ )

Генетический горизонт почвы	Mn		Cu		V	
	$C_i$	R	$C_i$	R	$C_i$	R
A <sub>1</sub>	18		3		1,7	
A <sub>2</sub> B <sub>1</sub>	12		0,7		1,7	
B <sub>2</sub>	5,5		1,6		2,3	
C	4,5		1,4		1,2	

З а д а н и е 2. Построить геохимические диаграммы, отражающие распределение анализируемых элементов в вертикальном профиле почв.

Диаграммы строятся в виде прямоугольников, расположенных друг над другом, длина которых равна величине R элемента, отложенной по обе стороны центральной оси, ширина – мощности почвенного горизонта. Диаграмма каждого элемента закрашивается цветом, принятым в почвенно-геохимическом картировании: Mn - розовым, Cu - голубым, V - желтым

З а д а н и е 3. Рассчитать коэффициенты латеральной дифференциации элементов в почвах, используя табличные данные по формуле:

$L = C_n / C_a.$ , где  $C_n$  – содержание элемента в почвах подчиненного ландшафта,  $C_a$  – содержание элемента в почвах автономного (элювиального) ландшафта

Табл.2. Содержание микроэлементов в почвах сопряженных ландшафтов бассейна Западной Двины, развивающихся на озерно-ледниковых отложениях, ( $n \cdot 10^{-3}\%$ )

Почвы	Mn	Cu	V
Почвы элювиального ландшафта	18,0	3,0	1,7
L			
Почвы трансэлювиального ландшафта	16,5	1,8	1,6

L			
Почвы элювиально-аккумулятивного ландшафта	21,6	4,6	1,7
L			
Почвы трансупераквального ландшафта	17,1	0,9	1,5
L			

**З а д а н и е 4.** Построить геохимические диаграммы, отражающие распределение анализируемых элементов в почвах сопряженных ландшафтов.

*Диаграммы строятся в виде прямоугольников, расположенных в ряд, длина которых равна величине L элемента, отложенной по обе стороны центральной оси, ширина – протяженности элементарного ландшафта на профиле.*

**З а д а н и е 5.** Заключение. Выявить особенности радиальной дифференциации элементов в данной почве (зад. 1,2). Выявить особенности латеральной дифференциации элементов в почвах сопряженного ряда элементарных ландшафтов

### Лабораторная работа №3

#### «Показатели водной миграции химических элементов»

##### Вариант

**З а д а н и е 1.** Расчет ионного состава природных вод с использованием данных таблицы 1.

$C \text{ (мг-экв/ дм}^3) = C \text{ (мг/дм}^3) \cdot K_n$ , где C – содержание иона в водах,  $K_n$  - коэффициент пересчета (табл.2). Содержание иона в %-экв рассчитывается исходя из равенства  $\sum \text{мг-экв/дм}^3 = 100\%$  отдельно для катионов и анионов.  $M_x$  в формуле Курлова – минерализация вод в г/дм<sup>3</sup>

Табл. 1. Химический состав атмосферных осадков и речных вод

Воды	Ед ин. из ме	Минер ализац ия	C a <sup>2+</sup>	M g <sup>2+</sup>	N a <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Сум ма кати оно	Н С O <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Cl <sup>-</sup>	S O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Су мма ани оно	Фор мул а Кур	Кл ас с во
------	-----------------------	-----------------------	----------------------	----------------------	---------------------	----------------	--------------------------	---------------------------------------	-----------------	-----------------------------------	-------------------------	------------------------	---------------------

	р.						в				в	ЛОВ а	Д
Атмосферные осадки	МГ/ДМ <sup>3</sup>	31,26	3,77	1,03	1,00	1,41	-	8,44	2,86	8,22	-	M <sub>x</sub> <u>Анионы</u> (%-ЭКВ)  Катионы (%-ЭКВ)	
	МГ-ЭКВ/ДМ <sup>3</sup>	-											
	%-ЭКВ	-					100%				100%		
Воды 1-го ландшафта	МГ/ДМ <sup>3</sup>	123,18	32,04	12,67	0,45	3,00	-	29,46	2,84	41,79	-	M <sub>x</sub> <u>Анионы</u> (%-ЭКВ)  Катионы (%-ЭКВ)	
	МГ-ЭКВ/ДМ <sup>3</sup>	-											
	%-ЭКВ	-					100%				100%		
Воды 2-го ландшафта	МГ/ДМ <sup>3</sup>	331,56	80,72	7,90	18,35	3,00	-	180,00	18,43	22,57	-	M <sub>x</sub> <u>Анионы</u>	



МГ	-											(%- ЭКВ)
- ЭК В/ ДМ 3												Кат ион ы
%- ЭК В	-						100 %				100 %	(%- ЭКВ)

Табл. 2. Коэффициенты пересчета ионного состава вод из мг/дм<sup>3</sup> в мг-экв/дм<sup>3</sup> (К<sub>п</sub>)

Катионы		Анионы	
Ca <sup>2+</sup>	0,05	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	0,0164
Mg <sup>2+</sup>	0,0822	Cl <sup>-</sup>	0,0282
Na <sup>+</sup>	0,0435	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	0,0208
K <sup>+</sup>	0,0256	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	0,0164

З а д а н и е 2. Построение соляного профиля, отражающего трансформацию ионного состава вод в сопряженных ландшафтах. На оси абсцисс обозначаются пункты опробования вод, по оси ординат вверх и вниз от центральной оси последовательно откладываются содержания анионов и катионов, выраженные в мг-экв/дм<sup>3</sup>. Профиль каждого иона закрашивается цветом.

З а д а н и е 3. Расчет коэффициентов интенсивности водной миграции химических элементов по формуле:

$K_x = \frac{m_x}{n_x} \times 100$ , где  $m_x$  - содержание элемента в воде, мг/дм<sup>3</sup>,  $n_x$  - содержание элемента в осадочных породах (табл. 3), %, а - минерализация воды, мг/дм<sup>3</sup>

Табл. 3. Кларки литосферы, %

Ca	2,96
Mg	1,87
Na	2,50

К	2,50
Сl	0,017

Результаты расчетов занести в табл. 4.

Табл. 4. Интенсивность водной миграции некоторых элементов ( $K_x$ )

Воды	Ca	Mg	Na	Сl
Воды 1-го ландшафта				
Воды 2-го ландшафта				

Расположить элементы в табл. 5 согласно их  $K_x$ .

Табл. 5. Ряды водной миграции химических элементов

Миграционная активность элементов ( $K_x$ )	1-й ландшафт	2-й ландшафт
Очень сильная ( $n > 10$ )		
Сильная ( $n 1-10$ )		
Средняя ( $n 0,1-1$ )		
Слабая и очень слабая ( $0,01- 0,1$ и менее)		

З а д а н и е 4. Заключение. Сравнить первый и второй ландшафт по ионному составу речных вод и интенсивности водной миграции элементов

Лабораторная работа №4  
**«Показатели биогенной миграции»**  
*Вариант*

З а д а н и е 1. Рассчитать коэффициенты биологического поглощения элементов (КБП) для двух растений, используя данные таблицы 1 по формуле:

$KBP = l / n$ , где  $l$  – содержание элемента в золе растения,  $n$  – содержание элемента в почве. Определить биогеохимическую активность (БХА) растений:

$BXA = \sum KBP$  растения. Внести результаты вычислений в таблицу 2.

Табл.1. Среднее содержание микроэлементов в некоторых растениях Беларуси (п 10<sup>-3</sup>% на золу)

Растение	Pb	Co	V	Cu	Ni	Mn	Ti
Сосна	10,63	1,04	5,61	28,5	13,2	1230	75,9
Рожь	5,32	0,62	5,13	7,46	0,35	880	40,6
Почвы Беларуси	1,2	0,6	3,4	1,3	2,0	24,7	156,2

Табл.2. Коэффициенты биологического поглощения (КБП) растений

Растение	Pb	Co	V	Cu	Ni	Mn	Ti	БХА
Сосна								
Рожь								

З а д а н и е 2. Построить ряды биологического поглощения для двух исследуемых растений.

*Элементы располагаются в ряд в порядке убывания величин их КБП.*

З а д а н и е 3. Внести символы элементов (согласно величины их КБП в каждом исследуемом растении) в таблицу 3.

Табл.3. Интенсивность биологического поглощения химических элементов растениями.

Растение	Группы элементов (по А.И. Перельману)					
	биологического накопления (КБП > 1)			биологического захвата (КБП < 1)		
	энергичног о (10-100)	сильног о (5-10)	слабог о (1-5)	среднег о (0,1-1)	слабог о (0,01- 0,1)	очень слабог о (<0,01)
Сосна						
Рожь						
Растительнос ть Земли (в среднем)			Mn	Ni, Cu, Pb, Co, V	Ti	

З а д а н и е 4. Заключение. Сравнить БХА двух исследуемых растений. Сопоставить их ряды биологического поглощения. По интенсивности

поглощения микроэлементов сравнить растения между собой и с растениями Земли (в среднем).

Лабораторная работа №5  
**«Показатели техногенной миграции»**  
 Вариант 1

**З а д а н и е 1.** Рассчитать коэффициенты техногенной концентрации элементов ( $K_c$ ), используя данные табл. 1 по формуле:  $K_c = C_i / C_{фон}$ , где  $C_i$  - содержание элемента в данной почве,  $C_{фон}$  - его фоновое содержание в почвах Беларуси. Сравнить содержание элементов в почвах с величинами ПДК:  $K_{ПДК} = C_i / ПДК$ , где

$C_i$  - содержание элемента в почве, ПДК - его предельно допустимая концентрация. Внести результаты расчетов в табл. 1.

Табл. 1. Содержание микроэлементов в почвах зон влияния полигонов твердых отходов, мг/кг абс. сух. в-ва

Почва	Pb	Ni	Co	Cr	V	Mn	Ti	Zn	Cu	Sn
1) зоны влияния полигона ТКО г. Минска $K_c$ $K_{ПДК}$	26,6	47,0	12,4	248,4	72,7	762,8	2661,0	770,0	133,1	12,0
2) зоны влияния полигона ТПО г. Бобруйска $K_c$ $K_{ПДК}$	39,0	27,0	6,0	6500,0	45,0	650,0	1800,0	1100,0	120,0	60,0
Почвы Беларуси (фон)	12	20	6	36	34	247	1562	50	13	10

ПДК в почвах Беларуси	30	85	50		150	1500		100	55	
Класс опасности и элемента	1	1	2	2	3	3		1	2	

**З а д а н и е 2.** Рассчитать суммарный показатель загрязнения ( $Z_c$ ), по формуле:  $Z_c = \sum K_c - (n-1)$ , где  $K_c$  - коэффициенты техногенной концентрации, величина которых превышает 1,5,  $n$  - число элементов с  $K_c > 1,5$ . Определить ассоциации накапливающихся элементов в анализируемых почвах. Определить уровень загрязнения почв, пользуясь данными табл. 3. Результаты занести в табл.2.

Табл. 2. Оценка загрязнения почв

Почва в зоне влияния полигона	Ассоциация накапливающихся элементов	Суммарный показатель загрязнения	Уровень загрязнения
ТКО г. Минска			
ТПО г. Бобруйска			

Табл. 3. Уровень загрязнения почв (по величине показателя  $Z_c$ )

менее 16	допустимый
16-32	умеренно опасный
32-128	опасный
более 128	чрезвычайно опасный

**З а д а н и е 3.** Сравнить исследуемые почвы по уровню загрязнения и составу ассоциации элементов-загрязнителей.

**З а д а н и е 4.** Сравнить содержание шести химических веществ - приоритетных загрязнителей в речных водах с величинами ПДК:  $K_{ПДК} = C_i / ПДК$ , где  $C_i$  - содержание химического вещества в водах, ПДК - его

предельно допустимая концентрация. Вычислить индекс загрязненности вод (ИЗВ) для двух пунктов:

$ИЗВ = \sum K_{ПДК} / n$ , где  $n$  - число приоритетных загрязнителей. Внести результаты вычисления в табл. 4.

Табл. 4. Гидрохимические показатели реки

Пункт отбора пробы	Азот аммонийный, мг/дм <sup>3</sup>	Азот нитритный, мг/дм <sup>3</sup>	БПК <sub>5</sub> , мг О <sub>2</sub> /дм <sup>3</sup>	Нефтепродукты, мг/дм <sup>3</sup>	Цинк, мг/дм <sup>3</sup>	Фенолы, мг/дм <sup>3</sup>	ИЗВ
Выше города	0,93	0,029	2,17	0,05	0,007	0,002	
K <sub>ПДК</sub>							
Ниже города	1,08	0,039	3,07	0,06	0,008	0,003	
K <sub>ПДК</sub>							
ПДК в речных водах	0,5	0,02	3	0,3	1	0,001	-

З а д а н и е 5. С помощью табл. 5 оценить, как изменилось качество речных вод под влиянием города.

Табл. 5. Оценка качества речных вод (по величине показателя ИЗВ)

ИЗВ	Состояние вод	Класс качества вод
менее или равно 0,3	очень чистые	1
от 0,3 до 1	чистые	2
от 1 до 2,5	умеренно загрязненные	3

от 2,5 до 4	загрязненные	4
от 4 до 6	грязные	5
от 6 до 10	очень грязные	6
более 10	чрезвычайно грязные	7

Репозиторий ВГУ

Репозиторий ВГУ