

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РФ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего образования

**«Саратовский национальный исследовательский государственный  
университет имени Н.Г. Чернышевского»**

Институт химии

Авторы - составители

Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В.

**Изучение химии «шаг за шагом»:  
дидактические материалы для самостоятельной работы**

Учебно-методическое пособие для студентов геологического факультета

Саратов, 2018

Авторы - составители: Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В  
Изучение химии «шаг за шагом»: дидактические материалы для самостоятельной работы. Учебно-методическое пособие для студентов геологического факультета. Электронный ресурс. Саратов. 2018. – 107 с.

Предлагаемое пособие составлено преподавателями кафедры общей и неорганической химии Института химии СГУ, работающими со студентами геологического факультета, которые обучаются в бакалавриате и специалитете.

Особенностью процесса обучения является резкое сокращение учебного времени, отведенного на изучение дисциплины «Химия. Часть 1».

При значительно уменьшенном объеме содержательной части дисциплины изменяются методы обучения – от репродуктивных к частично-поисковым и проблемно-поисковым; меняется форма организации занятий – чтение лекции заменяется беседой-дискуссией с самостоятельным освоением и обсуждением учебного материала, групповая работа сочетается с индивидуальной и фронтальной формами. Компетентностный подход, заявленный в ФГОС ВО, требует изменения целей обучения. Знания становятся не основной и единственной целью образования, а средством развития профессиональных и общекультурных компетенций студентов.

Предлагается создание каждым студентом индивидуального комплекта изучаемых материалов в виде портфолио. *Портфолио – это не просто бумажная версия лекций, которые доступны им в электронном виде, а прежде всего материалы, которые демонстрируют самостоятельную работу студентов в процессе обучения.*

Данное пособие может быть полезно преподавателям химии, желающим актуализировать форму и методы работы со студентами нехимических факультетов в соответствии с новыми тенденциями в современном образовании.

Рекомендуют к печати

Кафедра общей и неорганической химии  
Саратовского государственного университета  
НМС Института химии СГУ

Рецензенты

к.х.н., доцент кафедры общей и неорганической химии

Института химии СГУ

Акмаева Т.А.

к.х.н., доцент кафедры общей, биорганической и фармацевтической химии Саратовского государственного медицинского университета

Скуратова М.И.

## Содержание

Введение	4
Необходимые пояснения	6
Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины «Химия. Часть 1»	9
Тема: «Строение атома и Периодическая система элементов»	11
Тема: «Важнейшие классы неорганических соединений»	31
Тема: «Растворы и их свойства»	46
Тема: «Окислительно-восстановительные процессы»	65
Тема: «Общие свойства металлов и их соединений»	79
Тема: «Общие свойства неметаллов и их соединений»	87
Сообщение преподавателя перед выполнением экспериментальной проверочной работы	103
Примеры заданий на распознавание веществ	105
Оценивание портфолио студентов	107

## Введение

Процессы модернизации в высшей школе привели к значительному уменьшению аудиторного времени, выделенного на обучение студентов геологического факультета (как в бакалавриате, так и в специалитете). Промежуточная аттестация для студентов бакалавриата – *зачет*, для студентов специалитета – *экзамен*. Отличительная особенность данного учебного года – лекции проводятся для всех студентов **одновременно**, при общей численности студентов более 100 человек.

Сложившаяся ситуация требует более тесного взаимодействия администрации факультета, преподавателей смежных дисциплин и преподавателей химии для рационального и четкого выделения тем, умений и навыков, которые необходимо сформировать в процессе освоения химии. Кроме того, необходимо тесное сотрудничество с кураторами групп, которые могут оказать значительную помощь в воспитании и организации студентов. Главная задача кураторов – помочь студентам осознать, что главной целью при обучении в вузе является получение сформированных и необходимых для профессиональной работы знаний и практических навыков, наличие которых обеспечит им востребованность и конкурентоспособность на рынке труда.

Компетентностный подход, заявленный в ФГОС ВО, требует изменения целей обучения. Знания становятся не основной и единственной целью образования, а средством развития профессиональных и общекультурных компетенций студентов.

Целью изучения химической дисциплины (Химия. Часть 1) является углубление имеющихся представлений и получение новых знаний и умений в области химии, без которых невозможно решение современных технологических, геохимических, экологических, сырьевых и энергетических проблем.

В ходе изучения химии происходит частичное формирование общепрофессиональных компетенций:

- владение представлениями о современной научной картине мира на основе базовых законов и методов химии;
- способность использовать в профессиональной деятельности базовые знания химии, математики и естественных наук;
- способность к абстрактному анализу, мышлению, синтезу.

При изучении химии основными предметами интеграции являются предметы естественного цикла: геохимия, физика, экология, общая геология, минералогия и др. Основная нагрузка по изучению химии отводится на

самостоятельную работу студентов, однако, в большинстве своем, студенты-первокурсники не обладают такими навыками.

В соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению «Геология» реализация компетентного подхода предусматривает широкое использование в учебном процессе активных и интерактивных форм проведения занятий. Интерактивное обучение – это путь к управлению системой самостоятельной работы студентов. Технология интерактивного обучения заключается в том, что на протяжении всего учебного времени, практически на каждом занятии, происходит обмен мнениями, выслушиваются и обсуждаются разные точки зрения студентов. Интерактивные методы – это способы целенаправленного усиленного взаимодействия преподавателя и студентов по созданию оптимальных условий для обучения. Высокая степень интенсивности общения, обмен результатами деятельности, сменой и разнообразием ее видов, форм и приемов ведут к развитию личностной и социальной составляющей участников образовательного взаимодействия.

Совместное взаимодействие преподавателя и студентов способствует развитию активности и самостоятельности обучающихся, их творческих способностей, формированию организаторских умений. Преподаватель при этом опирается на демократический стиль общения. Такой подход имеет свои сложности: *организация дел при таком подходе требует от преподавателя значительного объема времени.* Преподаватель принимает минимальное участие в деятельности обучающегося, он создает условия обучения, а студент сам организует свою деятельность, опираясь на эти условия.

При резко сокращенном объеме содержательной части дисциплины изменяются методы обучения – от репродуктивных к частично-поисковым и проблемно-поисковым; форма организации занятий – от чтения лекций к беседе-дискуссии с самостоятельным освоением и обсуждением учебного материала, и при этом групповая работа сочетается с индивидуальной и фронтальной формами. Важно научить студентов самостоятельно приобретать знания и активно их использовать в своей деятельности. Осознанность усвоения знаний проявляется в умениях решения задач, в умениях устанавливать связи между элементами знаний, различать существенные и несущественные связи. Для такого вида деятельности студенты должны проводить осмысление и переосмысление, т.е. развивать **рефлексивные** способности. Таким образом, повышение осознанности знаний и процесс решения задач (качественных и количественных) имеют общий механизм, которым является **рефлексия**.

### Необходимые пояснения

В течение всего периода изучения химии студенты будут работать индивидуально, в парах и группах.

Студенты имеют в своем распоряжении электронный вариант материалов **лекций**. Это позволяет отойти от традиционной формы чтения лекций – *подачи материала в готовом виде* и проводить занятия в форме беседы-дискуссии с участием студентов, выступающих в роли активных участников процесса обучения. Студенты могут участвовать в дискуссии: в процессе осознания изучаемого материала, не отвлекаясь на подробную запись лекции. Во время лекционных занятий в большей степени используется фронтальная форма работы. Во время лекционного занятия студентам предлагается делать пометки по материалу лекционного занятия:

**Уже знал (V)**

**Узнал новое (+)**

**Думал иначе (-)**

**Есть вопросы (?)**

**Лабораторные работы** имеют целью практическое освоение теоретического материала, овладение навыками экспериментальных работ и анализа полученных результатов, выполнение правил техники безопасности при работе с химическими веществами. При проведении лабораторных работ сочетается индивидуальный и групповой метод выполнения работы. Отчет о работе оформляется в рабочей тетради и защищается индивидуально каждым студентом. Лабораторная работа – форма обучения, связанная с процессом осознания изучаемого материала на основе самостоятельной предварительной учебной деятельности студентов. При этом обсуждаются вопросы, наиболее трудные для понимания и усвоения. Их обсуждение в условиях коллективной работы обеспечивает активное участие каждого студента.

К выполнению лабораторной работы допускаются студенты, предварительно оформившие тетрадь лабораторных работ и выполнившие домашнюю письменную работу.

Под **самостоятельной работой** понимается такой **метод обучения**, при котором по заданию преподавателя и под его руководством обучаемые самостоятельно решают познавательную задачу, проявляя усилия и активность. Самостоятельная работа включает в себя много элементов учебно-познавательной деятельности: конспектирование лекций, аудиторная и внеаудиторная работа, подготовка к текущему и итоговому контролю успеваемости, к зачету или экзамену.

Усвоение материала проверяется *решением задач*. Общие рекомендации, которым необходимо следовать при решении задач:

- несколько раз перечитайте условие для того, чтобы правильно понять задание и найти то место, с которого следует начинать решение задачи;
- все физические величины в условии задачи выразите в одинаковых единицах измерения;
- напишите уравнения химических реакций и расставьте в них коэффициенты;
- найдите количество моль реагирующих веществ и конечных продуктов;
- составьте необходимые пропорции или уравнения, связывающие известные и неизвестные величины, и решите их;
- проверьте ответ задачи для того, чтобы избежать нелепых результатов, например, 150%-го выхода продукта реакции.

Реальное время, затраченное студентами на самостоятельную работу, зависит от их индивидуальных качеств и подготовки. Не оставляйте подготовку к занятиям на последний день, равномерно распределяйте время подготовки.

**Студенты-первокурсники** обладают слабо развитыми навыками записи лекций: не умеют выделять главное и второстепенное. Студенческие записи лекционного материала в очень малой степени отражают содержание лекции, разработанной преподавателем. Большую трудность представляет для них и самостоятельная работа с учебниками при составлении конспекта занятия.

Именно этим продиктовано стремление к созданию студентом индивидуального комплекта изучаемых материалов в виде **портфолио**.

– **Каковы цели работы с портфолио?** *Сбор и систематизация материала изучаемой дисциплины, динамика увеличения объема и качества знаний по предмету.*

- **Что собирать в портфолио?** *Все материалы процесса изучения дисциплины. Каждый элемент портфолио должен быть датирован, чтобы можно было проследить динамику роста знаний и формирования компетенций студента.*

*Студенты должны понять, что портфолио – это не просто бумажная версия лекций, которые доступны им в электронном виде, а прежде всего материалы, которые демонстрируют самостоятельную работу студентов в процессе обучения.*

**В портфолио входят:**

- задания, выполненные в аудитории в ходе освоения лекционного материала;
- ответы на вопросы по изучаемой теме;
- домашние работы;
- результаты проверочных работ и тестов;
- результаты групповой работы, алгоритмы решения учебных задач;

- лабораторные работы (рабочая тетрадь с письменной основой);
- итоговое тестирование.

**Портфолио используют для:**

- определения связи между предыдущим и новым знанием.
- обсуждения результатов работы на зачете или итоговом занятии.

**Основной смысл учебного портфолио – «показать все, на что способен студент»**

**Студент допускается к зачету или экзамену при условии выполнения учебного плана.**

Зачет или экзамен проводится по результатам БАРС. Студент, не выполнивший необходимые требования в рамках БАРС, считается не аттестованным по соответствующей дисциплине и допускается к сдаче зачета/экзамена только после отработки не выполненных ранее заданий в дополнительное время (с предоставлением направления деканата).

**Таблица 1. Таблица максимальных баллов по видам учебной деятельности в 1 семестре (Химия, часть 1) для студентов бакалавриата**

Лекции	Лаб. раб.	Практ. занятия	Сам раб.	Авт.т ест.	Др. виды	Промежуточная аттестация	Итого
<b>10</b>	<b>25</b>	<b>0</b>	<b>20</b>	<b>0</b>	<b>15</b>	<b>30</b>	<b>100</b>

Промежуточная аттестация – *зачет* представляет собой **собеседование** преподавателя со студентом по контрольным вопросам дисциплины.

Ответ на «отлично» оценивается от 24-30 баллов;

Ответ на «хорошо» оценивается от 15-23 баллов;

Ответ на «удовлетворительно» оценивается от 8-14 баллов;

Ответ на «неудовлетворительно» оценивается от 0-7 баллов.

Таким образом, максимально возможная сумма баллов за все виды учебной деятельности за 1 семестр по дисциплине «Химия» составляет **100** баллов.

**Таблица 2. Таблица перерасчета полученной студентом суммы баллов по дисциплине «Химия, часть 1» в зачет для студентов бакалавриата**

50 баллов и более	«зачтено»
Менее 50 баллов	«не зачтено»

**Таблица 3. Таблица максимальных баллов по видам учебной деятельности в 1 семестре (Химия, часть 1) для студентов специалитета**

Лекции	Лаб.	Практ.	Сам.	Авт.	Другие виды	Промежуточная	Итого
--------	------	--------	------	------	-------------	---------------	-------



	раб.	занятия	раб.	тест.		аттестация	
<b>10</b>	<b>25</b>	<b>0</b>	<b>20</b>	<b>0</b>	<b>15</b>	<b>30</b>	<b>100</b>

Промежуточная аттестация – экзамен представляет собой **собеседование** преподавателя со студентом по контрольным вопросам дисциплины.

Ответ на «отлично» оценивается от 35-40 баллов;

Ответ на «хорошо» оценивается от 39-35 баллов;

Ответ на «удовлетворительно» оценивается от 23-34 баллов;

Ответ на «неудовлетворительно» оценивается от 0-22 баллов.

Таким образом, максимально возможная сумма баллов за все виды учебной деятельности за 1 семестр по дисциплине «Химия» составляет **100** баллов.

Таблица 4. Таблица перерасчета полученной студентом суммы баллов по дисциплине «Химия, часть 1» в экзамен для студентов **специалитета**

85 – 100 баллов	«отлично»
73-84 баллов	«хорошо»
56-72 баллов	«удовлетворительно»
0-55 баллов	«неудовлетворительно»

### **Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины «Химия. Часть 1»**

*а) основная литература:*

1. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. пособие. – М.: КНОРУС, 2009. – 746с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по химии. (под ред. В.А. Рабиновича и др.) Интеграл–Пресс, 2009. – 240 с.

*б) дополнительная литература:*

1. Кожина Л.Ф., Чернозубова Е.В. Количественные характеристики окислительно-восстановительных процессов. Электронный ресурс.2015. 64с. [http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/1236.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1236.pdf)
2. Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В. Гидроксиды и их свойства. Электронный ресурс.2015. 25с. [http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/1219.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1219.pdf)
3. Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В. Металлы и их свойства. Электронный ресурс. 2015. 46с. [http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/1221.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1221.pdf)
4. Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В. Неметаллы и их свойства. Электронный ресурс. 2015. 35с. [http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/1220.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1220.pdf)
5. Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Макушова Г.Н. Строение атома и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Электронный ресурс. 2015. 34с. [http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/1221.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1221.pdf)
6. Кожина Л.Ф., Акмаева Т.А. Термодинамика химических процессов в общей и неорганической химии. Электронный ресурс. 2014.41с.[http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/962.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/962.pdf)

7. Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В. Растворы и их свойства в вопросах и ответах. Электронный ресурс. 2014. 66с.

[http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/858.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/858.pdf)

8. Кожина Л.Ф., Захарова Т.В. Готовимся к экзамену. Электронный ресурс. 2014. 24с. [http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/959.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/959.pdf).

9. Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В. Задания для подготовки по общей и неорганической химии. Часть 1. Общая химия: учебно-методическое пособие для студентов бакалавриата нехимических факультетов. [Электронный ресурс]. – Саратов. – 2018. - 78с. [http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/2061.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/2061.pdf)

10. Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В. Классификация и свойства неорганических соединений. Учебно-методическое пособие для студентов геологического факультета. [Электронный ресурс]. – Саратов. – 2018.- 82 с. [http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/2060.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/2060.pdf)

## Тема «Строение атома и Периодическая система элементов»

Химия – наука о веществах, их свойствах и превращениях. Превращения одних веществ в другие называются *химическими реакциями*. Каждое вещество обладает определенным набором химических свойств.

Химия изучает все, что нас окружает. На границе между химией и геологией возникла геохимия, изучающая распространенность и миграцию химических элементов на Земле. Физико-химические превращения в литосфере, гидросфере, атмосфере и живых организмах являются основой процессов, которые обуславливают современное состояние биосферы.

Неорганическая химия изучает свойства большого числа химических элементов и их соединений. Чтобы разобраться в различных вопросах неорганической химии необходимо помнить, что *общие периодические закономерности – это фундамент, необходимый для понимания неорганической химии*. Поэтому необходимо уделять большое внимание закономерностям в изменении реакционной способности элементов и их соединений в зависимости от положения элемента в периодической системе Д.И. Менделеева.

### Вопросы:

- Что изучает химия?
- Как вы считаете, нужны ли геологу химические знания?
- Какие дисциплины, изучаемые вами при обучении на геологическом факультете, тесно связаны с химией?

**Входной контроль** знаний обучающихся по теме «Строение атома и периодическая система элементов Д.И. Менделеева» с использованием тестового задания по химии. Пример одного из вариантов тестового задания:

**Для выполнения задания используйте ряд химических элементов:**

1) фосфор    2) цезий    3) азот    4) серы    5) марганец

**а)** Атомы каких элементов в основном состоянии имеют на внешнем энергетическом уровне 3 неспаренных электрона.

**б)** Атомы каких элементов находятся в одном периоде. Расположите выбранные элементы в порядке увеличения электроотрицательности.

**в)** Выберите элементы, которые проявляют в соединениях степень окисления +6.

\*ответом является последовательность цифр, под которыми указаны химические элементы в задании.

**Форма ответа:****Тема: «Строение атома и периодическая система элементов Д.И. Менделеева»**

Дата \_\_\_\_\_

ФИО \_\_\_\_\_

Группа \_\_\_\_\_

Вопрос	а)	б)	в)
Ответы			

После проверки правильности выполненного задания (оценка и подпись преподавателя) вкладывается в портфолио, хранится и предоставляется в составе портфолио на зачете или экзамене.

**Содержание лекционного материала по теме «Строение атома и периодическая система элементов Д.И. Менделеева»**

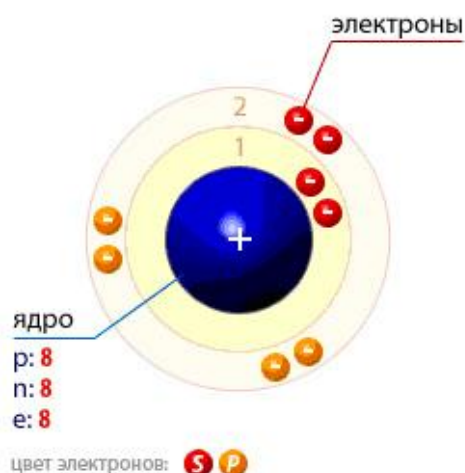
*Атом – наименьшая электронейтральная частица химического элемента, являющаяся носителем его свойств. Химический элемент – вид атомов с одинаковым зарядом ядра. Химический элемент – составная часть простых и сложных тел.*

*Атом – электронейтральная микросистема, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. Ядро составляет основу атома и определяет индивидуальность элемента.*

Ядра атомов всех элементов (исключение атом водорода –  ${}^1_1\text{H}$ ) состоят из протонов и нейтронов. Протон ( $p$ ) – элементарная частица с положительным зарядом, по абсолютной величине равным заряду электрона, и массой  $m = 1$  а.е. Число протонов в ядре характеризует его заряд и принадлежность атома данному химическому элементу. Нейтрон ( $n$ ) – элементарная частица, не обладающая электрическим зарядом и массой  $m = 1$  а.е. Электрон ( $e$ ) – частица, обладающая элементарным отрицательным зарядом ( $-1$ ). Линейные размеры атомов  $\sim 10^{-8}$  см; ядра  $\sim 10^{-12}$  см. Основная масса атома сосредоточена в ядре и характеризуется массовым числом  $A$ , равным сумме чисел протонов  $Z$  (заряда ядра) и нейтронов  $N$ :

$$A = Z + N$$

Зная массовое число и число нейтронов, можно определить заряд ядра атома. Например, если атомная масса элемента равна 41, а число нейтронов – 20, то заряд ядра  $Z = 41 - 20 = 21$ .



### Строение атома кислорода

Атомы, обладающие одинаковым зарядом ядра ( $Z$ , следовательно, тождественными химическими свойствами), но разным числом нейтронов ( $N$ ), называют **изотопами**. Как правило, каждый элемент представляет собой совокупность нескольких изотопов. Именно этим объясняются значительные отклонения атомных масс многих элементов от целочисленных величин.

Устойчивому состоянию ядер атомов соответствуют определенные соотношения чисел протонов и нейтронов: для легких элементов  $Z/N \sim 1$ , для тяжелых – около 0,6. Если это соотношение нарушено, то атом становится радиоактивным.

Главной характеристикой атома является *заряд ядра*. Он определяет число электронов, находящихся в атоме, и соответствует *атомному номеру*, т.е. *порядковому номеру элемента* в периодической системе. При химических реакциях ядра атомов элементов, входящих в состав реагирующих веществ, не изменяются. Изменения претерпевают только электронные оболочки.

Движение электрона в атоме носит вероятностно-волновой характер. Электрон при своем движении как бы “размазан” по всему объему, образуя электронное облако. *Околоядерное пространство, в котором с наибольшей вероятностью может находиться электрон, называется атомной орбиталью (АО)*. Она характеризуется определенной формой и расстоянием от ядра.

Каждую орбиталь можно описать тремя квантовыми числами ( $n, l, m_l$ ). Электрон в атоме имеет еще одну характеристику, не связанную со свойствами орбитали – собственный магнитный момент ( $m_s$ ).

Главное квантовое число  $n$  определяет возможные значения энергии электрона, т.е. степень его удаления от ядра, или размер электронного облака. Для электронов, находящихся в невозбужденных атомах, оно может принимать целочисленные значения 1, 2, 3, ... $\infty$  (равные номеру периода в периодической системе элементов, числу энергетических уровней). Электроны, имеющие одинаковые значения  $n$ , образуют *электронные слои*, обозначаемые 1,

2, 3, 4, 5, 6, 7 или K, L, M, N, O, P, Q. Наименьшему значению энергии  $E$  электрона в атоме соответствует значение  $n = 1$ . Остальным квантовым состояниям отвечают более высокие значения энергий, и электроны, находящиеся на этих энергетических уровнях, менее прочно связаны с ядром. Квантовое состояние атома с наименьшей энергией называют *основным или стационарным*. Остальные квантовые состояния с более высокими уровнями энергии называют *возбужденными*.

Орбитальное квантовое число  $l$  характеризует форму электронных облаков и указывает на различие энергии электронов, находящихся в пределах одного энергетического уровня. Орбитальное квантовое число  $l$  обычно обозначают буквами в соответствии со схемой:

значение $l$	0	1	2	3	4
обозначение	s	p	d	f	g

Для каждого значения главного квантового числа  $n$  орбитальное число  $l$  принимает целочисленные значения от 0 до  $(n-1)$ , т.е. каждому значению  $n$  соответствует определенное число значений  $l$ . Следовательно, *энергетический уровень* представляет собой *совокупность энергетических подуровней*. При этом *число подуровней равно номеру уровня, т.е. численному значению  $n$* .

Таким образом, для электрона первого энергетического уровня ( $n = 1$ ) возможна только одна форма орбитали, для второго энергетического уровня ( $n = 2$ ) возможны две формы орбиталей, для третьего уровня ( $n = 3$ ) – три и т.д. Согласно квантовомеханическим расчетам s-орбитали имеют форму сферы, p-орбитали – форму гантели, d – четырехлепестковую форму.

Главное квантовое число $n$	Орбитальное квантовое число $l$	Обозначение орбитали (электронного облака, подуровня)
1	0	1s
2	0,1	2s,2p
3	0,1,2	3s,3p,3d
4	0,1,2,3	4s,4p,4d,4f

Магнитное квантовое число  $m_l$  характеризует проекцию магнитного момента на оси координат и пространственное расположение электронных облаков. Число возможных значений  $m_l$  при заданном  $l$  равно  $(2l+1)$ , при этом  $m_l$  изменяется от  $-l$  через 0 до  $+l$ .

Орбитальное квантовое число $l$	Магнитное квантовое число $m_l$	Число орбиталей с данным значением $l$
0 (s)	0	1
1 (p)	-1,0,1	3
2 (d)	-2,-1,0,1,2	5
3 (f)	-3,-2,-1,0,1,2,3	7

Число значений  $m_l$  указывает число орбиталей с заданным значением  $l$ . s-Состоянию отвечает одна орбиталь, p-состоянию – три, d-состоянию – пять, f-состоянию – семь. Орбитали с одинаковой энергией называются вырожденными. Таким образом, p-состояние вырождено трехкратно, d-состояние – пятикратно, f-состояние – семикратно. По характеру ориентации в пространстве p-орбитали обозначают  $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$  (рис.1), d-орбитали, ориентированные своими лепестками по осям координат, обозначаются  $d_{x^2-y^2}$ ,  $d_{z^2}$ ; а d-орбитали, ориентированные лепестками между осями координат, обозначают  $d_{xy}$ ,  $d_{yz}$ ,  $d_{xz}$  (рис.1). Общее число орбиталей, из которых состоит любой энергетический уровень, равно  $n^2$ , число орбиталей, составляющих подуровень, равно  $(2l+1)$ .

Спиновое квантовое число  $m_s$  характеризует собственный магнитный момент электрона. Оно может иметь только 2 значения :  $+1/2$  или  $-1/2$  (условно).

Набором четырех квантовых чисел ( $n$ ,  $l$ ,  $m_l$ ,  $m_s$ ) можно полностью охарактеризовать состояние любого электрона в атоме.

Распределение электронов в атомах элементов по АО определяется принципом наименьшей энергии, принципом Паули и правилами Хунда и Клечковского.

**Принцип наименьшей энергии:** последовательность размещения электронов по АО в невозбужденном атоме должна отвечать наибольшей связи их с ядром, т.е. электрон должен обладать наименьшей энергией.

**Принцип Паули:** в атоме не может быть двух или более электронов, имеющих одинаковый набор всех четырех квантовых чисел. Следствие: на одной орбитали могут находиться не более двух электронов с противоположными спинами. Следовательно, в s-состоянии (одна орбиталь) может быть лишь 2 электрона, в p-состоянии (три орбитали) – 6 электронов, в d-состоянии (пять орбиталей) – 10 электронов, в f-состоянии (семь орбиталей) – 14 электронов. Согласно принципу Паули, максимальное число электронов на уровне равно  $2n^2$ .

**Правило Хунда:** в пределах энергетического подуровня электроны располагаются так, чтобы их суммарный спин был максимальным.

$\Sigma m_s = 1$	<table border="1"><tr><td>-</td><td>-</td><td></td></tr></table>	-	-		правильно
-	-				
$\Sigma m_s = 0$	<table border="1"><tr><td>-</td><td>-</td><td></td></tr></table>	-	-		неправильно
-	-				
$\Sigma m_s = 0$	<table border="1"><tr><td>-</td><td></td><td></td></tr></table>	-			неправильно
-					

**Правила Клечковского:** энергия электрона в основном определяется значением главного квантового числа  $n$  и орбитального  $l$ , таким образом,

сначала заполняются те подуровни, для которых сумма значений  $(n + l)$  является меньшей; если суммы значений  $(n + l)$  равны, то сначала идет заполнение подуровня с меньшим значением  $n$ . Отсюда следует, что после 3p-подуровня заполняется 4s-подуровень ( $n + l = 4 + 0 = 4$ ), затем 3d-подуровень ( $n + l = 3 + 2 = 5$ ), 4p ( $n + l = 4 + 1 = 5$ ) и 5s-подуровень ( $n + l = 5 + 0 = 5$ ).

Согласно этим правилам, электроны заполняют уровни и подуровни в следующей последовательности:

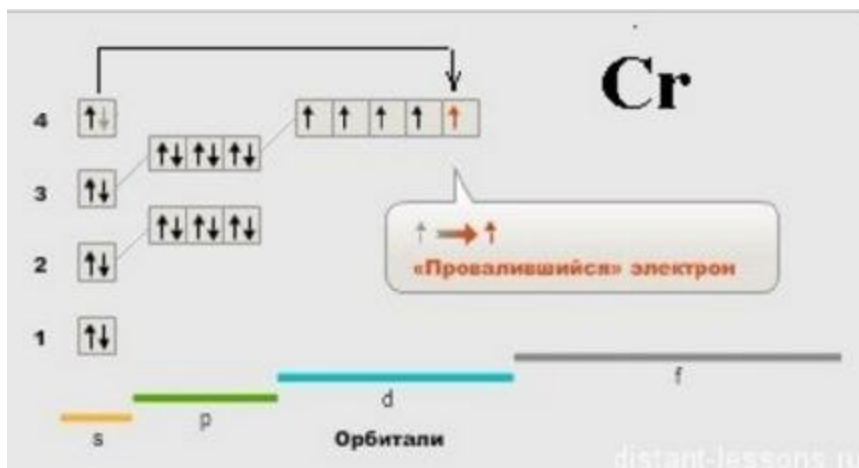
$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f \approx 5d < 6p < 7s < 5f \approx 6d < 7p,$$

где s, p, d, f – энергетические подуровни, цифры впереди букв означают энергетический уровень, на котором находятся данные электроны.

Строение электронных оболочек атомов тесно связано с положением атомов в периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Существует большое число вариантов периодической таблицы химических элементов. Наиболее распространены клеточные варианты таблицы с короткими (восемь групп) и длинными (восемнадцать групп) периодами. Элементы в таблице располагаются в порядке возрастания заряда ядра атома. Вертикальные ряды называются группами, а горизонтальные – периодами. *Период представляет собой последовательный ряд элементов, в атомах которых происходит заполнение одинакового числа электронных уровней.* При этом номер периода совпадает со значением главного квантового числа внешнего энергетического уровня. Длина периодов определяется максимальной емкостью уровней:  $2n^2$ . В зависимости от того, на какой энергетический уровень в атоме поступает последний электрон, элементы делятся на s-, p-, d- и f-элементы. У s- и p-элементов валентные электроны находятся на внешнем n-энергетическом уровне; у d-элементов – на s-подуровне внешнего энергетического уровня и предвнешнего (n-1) d-подуровня.

В малых периодах находятся только s- и p-элементы. В больших периодах между s-элементами и p-элементами внедряются 10 d-элементов, у которых электроны заполняют предвнешний d-подуровень. У всех d-элементов, независимо от номера группы, на внешнем уровне находится 2 электрона (или один электрон, если имеет место «провал» электрона). Явление «провала» электрона (электрон с подуровня ns «проваливается» на подуровень (n-1)d) можно объяснить наибольшей устойчивостью наполовину или полностью заполненных d-подуровней.





Проскок электрона на примере атома хрома

В четвертом и пятом периодах располагаются соответственно 3d- и 4d-элементы. В шестом и седьмом периодах помимо 10 d-элементов располагаются еще по 14 f-элементов (лантаноиды и актиноиды). Между s- и p-элементами в шестом и седьмом периодах находятся по 24 переходных металла, соответственно (5d- и 4f-элементы) и (6d- и 5f-элементы).

В группы объединяют атомы элементов, имеющие одинаковое число валентных электронов. Каждая группа делится на две подгруппы: главную (s-, p-элементы) и побочную (d-, f-элементы). Подгруппа – это совокупность элементов, являющихся полными химическими аналогами. Электронными аналогами называются элементы, у которых валентные электроны описываются общей для всех элементов формулой. Например, галогены являются электронными аналогами, электронная конфигурация внешнего уровня  $ns^2np^5$ .

Суммарное количество электронов на внешнем уровне у s- и p-элементов соответствует номеру группы, в которой находится элемент.

На основании рассмотренных положений можно представить распределение электронов по уровням и подуровням в атомах любых элементов в виде электронно-графических или электронных формул.

Периодическое изменение электронного строения атомов элементов является причиной периодического изменения химических свойств элементов, а также соединений, которые они образуют.

В настоящее время периодический закон Д.И. Менделеева формулируется следующим образом: *свойства простых веществ, а также свойства и формы соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов элементов.*

Химическая природа элемента обуславливается способностью его атома терять и приобретать электроны. Эта способность может быть количественно оценена энергией ионизации атома и его сродством к электрону.

**Энергия ионизации (I)** - количество энергии, необходимое для отрыва электрона от невозбужденного атома:  $\text{Э}^0 + \text{I} = \text{Э}^+ + \bar{e}$

Характеризует *металлические*,  
восстановительные свойства элементов

**Общая закономерность**

В периоде слева направо  
увеличивается

В группе сверху вниз  
уменьшается

Наиболее устойчивы подуровни, заполненные электронами полностью или наполовину

**Сродство к электрону (F)** - энергетический эффект процесса присоединения электрона к нейтральному атому с превращением его в отрицательный ион  $\text{Э}^0 + \bar{e} = \text{Э}^- \pm \text{F}$

Характеризует *неметаллические*, окислительные свойства элементов

**Общая закономерность**

В периоде слева направо  
увеличивается

В группе сверху вниз  
уменьшается

**Электроотрицательность** является условным понятием, оно позволяет оценить способность атома данного элемента притягивать к себе электроны, связывающие их с другими атомами в гетероатомной молекуле. Значения электроотрицательности, полученные разными способами, не совпадают. Однако общие тенденции в изменении электроотрицательности по периодической таблице совпадают. Изменение электроотрицательности по группам и периодам представлено ниже.

**Электроотрицательность** — способность атома данного элемента притягивать к себе электроны, связывающие их с другими атомами в гетероатомной молекуле

**Общая закономерность**

Электроотрицательность  
в периоде увеличивается слева  
направо

Ослабевают металлические,  
возрастают неметаллические  
свойства

Электроотрицательность  
в группе уменьшается сверху  
вниз

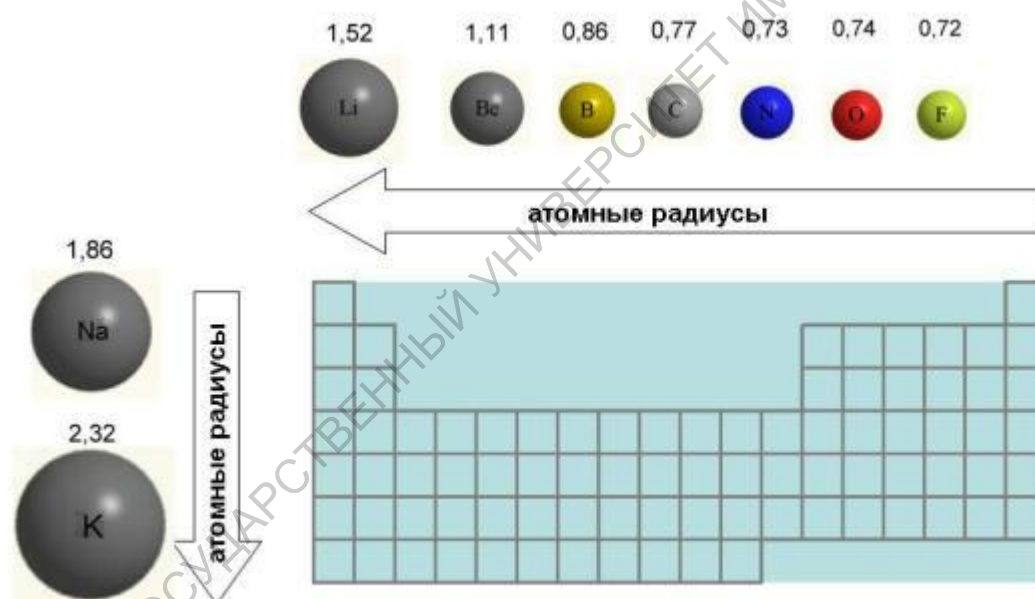
Ослабевают неметаллические,  
возрастают металлические  
свойства

**Радиусы атомов** – условные величины, поскольку изолированный атом не имеет строго определенного размера из-за волновых свойств электронов.

Атомный радиус определяют как полусумму соответствующих расстояний между ядрами соседних атомов в молекуле.

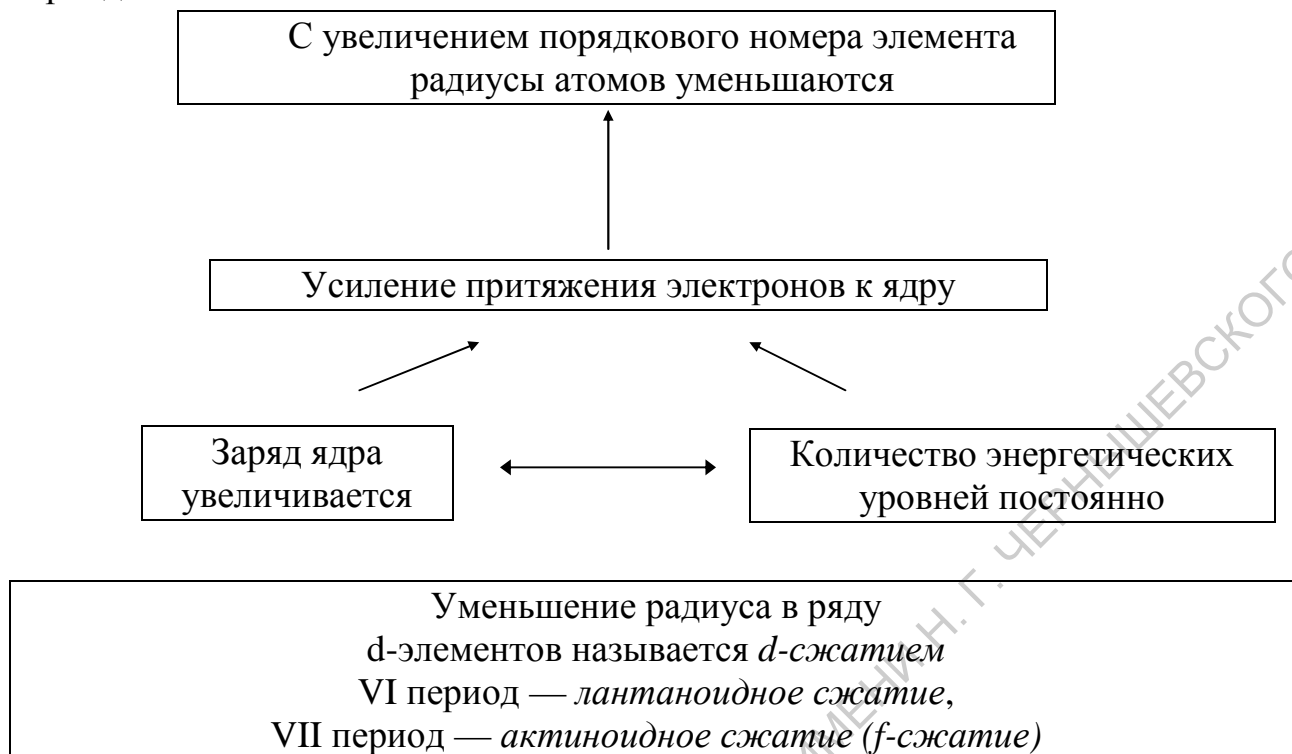
Атомные радиусы элементов в периоде слева направо уменьшаются. Объяснить это можно тем, что с увеличением заряда ядра увеличивается сила кулоновского притяжения электронов к ядру, которая преобладает над силами взаимного отталкивания электронов. Происходит сжатие электронной оболочки. Наиболее заметное уменьшение радиуса наблюдается для s- и p-элементов. В рядах d- и f-элементов радиусы изменяются более плавно вследствие заполнения электронами второй и третьей снаружи оболочки.

В главных подгруппах с увеличением номера периода (главного квантового числа) происходит заметное увеличение радиуса атома. Для элементов побочных подгрупп изменение радиусов незначительное, а при переходе от пятого к шестому периоду радиусы атомов практически не изменяются. Это является следствием сжатия электронной оболочки в семействе лантаноидов, которое и компенсирует увеличение объема атома.

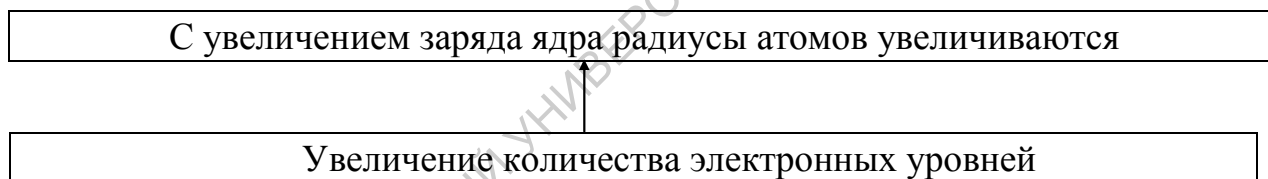


Общие закономерности изменения радиусов по периодам и группам можно представить следующим образом.

В периоде:



В группе:



*Общие закономерности в изменении ионных радиусов такие, как и для атомных радиусов:*

- ионные радиусы увеличиваются по группе сверху вниз;
- радиусы ионов одинакового заряда уменьшаются по периоду;
- если ион может существовать в разном координационном окружении, то его ионный радиус увеличивается с ростом координационного числа;
- если элемент может образовывать катионы с различным зарядом, то для данного координационного числа его ионный радиус уменьшается с увеличением заряда;
- образование положительно заряженных ионов связано с отдачей части электронов, а значит с увеличением притяжения ядра для оставшихся электронов, то катионы обычно меньше по размеру, чем анионы для элементов с близкими атомными номерами.

***Все анионы имеют больший размер, чем исходные атомы; катионы имеют меньший размер, чем исходные атомы.***

Увеличение радиуса при образовании аниона это результат более сильного электронного отталкивания в анионах по сравнению с нейтральным атомом. Уменьшение радиуса катиона по сравнению с исходным атомом происходит не только из-за понижения электронного отталкивания при потере электронов, но также из-за того, что катион обычно образуется в результате потери валентных электронов. При этом остается наиболее компактная замкнутая внутренняя электронная оболочка.

*Катионы в высших степенях окисления стабилизируются большими по размеру анионами. Большие по размеру катионы стабилизируют большие анионы.*

*Ионные радиусы частиц, образованных разными элементами, которые принимают участие в образовании химических связей, можно сравнивать только при условии, что они образуют соединения с одинаковым типом химической связи и одинаковым координационным числом элемента.*

Полиморфизмом называется существование различных кристаллических структур одного и того же вещества при разных термодинамических условиях.

В твердом веществе молекулы располагаются в пространстве не беспорядочно, а строго закономерно для каждого вещества. Чтобы уловить эту закономерность, нужно в трехмерном пространстве мысленно соединить центры молекул пересекающимися прямыми линиями. При этом получится пространственный каркас, который называют *кристаллической решеткой*. Точки, в которых линии пересекаются, называются *узлами* кристаллической решетки.

**Кристаллическая решетка** (структура) – *геометрически правильное расположение частиц твердого вещества в пространстве.*

Обычно при описании кристаллической структуры форма атома считается сферической и размер атома отражается радиусом этой сферы.



Среди природных соединений широко распространено явление изоморфизма. **Изоморфизм** характеризуется способностью веществ, обладающих в чистом виде различными при данной температуре стабильными модификациями, образовывать общие кристаллические решетки со структурой одного из компонентов.

При изучении явления изоморфизма установлено:

- изоморфные смеси образуются, если ионные радиусы взаимозамещающихся ионов различаются не более, чем на 15% от меньшего значения;

- «правила диагоналей», согласно которому объясняются близость ионных радиусов и изоморфная взаимозаместимость катионов, расположенных в периодической системе элементов по диагонали, например, Na и Ca, Ca и Y, Sc и Zr, Ti и Nb и т. д.;

- способность к образованию изоморфных смесей уменьшается с увеличением различия в величинах электроотрицательности атомов. Различие в величинах электроотрицательности должно быть меньше 0,4.

- правило полярности (направленности) **Гольдшмидта**:

а) В случае *изовалентных* замещений ион с меньшим радиусом будет входить в общую кристаллическую структуру легче, чем ион с большим радиусом, занимающий ту же позицию. Например,  $\text{Na}^+$  ( $r = 1,02 \text{ \AA}$ ) должен охотнее замещать  $\text{K}^+$  ( $r = 1,38 \text{ \AA}$ ) в KCl, чем более крупный  $\text{K}^+$  будет замещать  $\text{Na}^+$  в NaCl.

б) В случае *гетеровалентных* замещений ион с бóльшим зарядом входит в кристалл легче, чем ион с меньшим зарядом, занимающий ту же кристаллографическую позицию. Например,  $\text{Mg}^{2+}$  может замещаться на  $\text{Sc}^{3+}$ , а обратное замещение маловероятно ( $r_{\text{Mg}(2+)} = 0,72 \text{ \AA}$  (к.ч. = 6),  $r_{\text{Sc}(3+)} = 0,75 \text{ \AA}$  (к.ч. = 6)).

Полезной является классификация разновалентных «изоморфных» ионов (с различием в величине радиусов не более 10–15%) по принципу геохимических рядов А.Е. Ферсмана:

Ряд одновалентных катионов:

Катион	$\text{Li}^+$	$\text{Cu}^+$	$\text{Na}^+$	$\text{Ag}^+$	$\text{K}^+$	$\text{NH}_4^+$	$\text{Tl}^+$	$\text{Rb}^+$	$\text{Cs}^+$
$r, \text{ \AA}$	0,68	0,94	0,98	1,13	1,33	1,40	1,49	1,49	1,65

Ряд двухвалентных катионов:

Катион	$\text{Be}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Ni}^{2+}$	$\text{Co}^{2+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{Zn}^{2+}$	$\text{Mn}^{2+}$	$\text{Cd}^{2+}$
$r, \text{ \AA}$	0,34	0,74	0,74	0,78	0,80	0,80	0,83	0,91	0,99

Катион	$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Sr}^{2+}$	$\text{Pb}^{2+}$	$\text{Ba}^{2+}$	$\text{Ra}^{2+}$
$r, \text{ \AA}$	1,04	1,26	1,26	1,38	1,44

Ряд трехвалентных катионов:

Катион	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	РЗЭ <sup>3+</sup> и Y <sup>3+</sup>
r, Å	0,68	0,94	0,98	1,13

Группы изоморфных ионов отделены друг от друга двойной чертой. Аналогичные изоморфные ряда известны для анионов. Именно этим объясняется способность различных ионов замещать друг друга в узлах кристаллической решеткой природных веществ.

*Изоморфизм атомов в кристаллах является универсальным кристаллохимическим законом природы и мощным геохимическим и технологическим фактором, который определяет реальную картину минерального мира Земли и материальную культуру человечества.*

*Изоморфизм атомов в кристаллах может рассматриваться как геохимический процесс, ответственный за сложность химического состава минералов, как процесс гомогенного вовлечения атомов примесей в кристаллическую структуру минерала-хозяина, сопутствующий или накладывающийся на любой природный процесс минералообразования. В природе практически невозможно найти чистые кристаллические минералы, все они представляют собой изоморфные смеси переменного состава.*

*Если бы изоморфизм был запрещен законами природы, то минеральный мир нашей планеты и вся химическая технология выглядели бы как мир химически чистых природных соединений – минералов и химически чистых самородных элементов, выделившихся из соответствующих многокомпонентных магматических расплавов и растворов по законам простой эвтектической кристаллизации. Не было бы никаких вообще минералов переменного состава. Не было бы рассеянных элементов и проблемы микропримесей. Не существовала бы технологическая проблема получения высокочистых элементов и соединений: они предоставлялись бы человеку самой природой. Но это означает, что не было бы и ряда технически важных материалов для полупроводниковой и электронной промышленности, для авиации и машиностроения – всюду, где изоморфизм обеспечивает получение твердых растворов с нужными свойствами.*

## **Рефлексия**

### **Задание по итогам беседы**

В группы предлагается 6 утверждений (на экране или выдается каждому); поставьте знак:

«+» – **согласен**, «-» – **не согласен**.

*1 - Главное квантовое число равно номеру периода и числу энергетических уровней.*

- 2- Номер группы соответствует минимальной степени окисления элемента.
- 3- Число валентных электронов равно номеру группы.
- 4- Порядковый номер определяет число электронов в атоме.
- 5- Высшая степень окисления атома равна номеру периода.
- 6- Изотопы одного элемента различаются числом протонов в ядре.

Преподаватель собирает ответы групп:

Утверждение	1	2	3	4	5	6
Ответы						

Обсуждение результатов таблицы проводится на занятии с отдельной академической группой.

### Задание на дом

1. Распечатать и изучить материал лекции. Поместить его в портфолио.
2. Используйте прием «Инсерт» для работы с материалом лекции  
Во время лекционного занятия делайте пометки в тексте распечатанного материала:

Уже знал (V)

Узнал новое (+)

Думал иначе (-)

Есть вопросы (?)

Заполните таблицу, систематизируя материал:

		Ответы
(V)	Уже знал	
(+)	Узнал новое	
(-)	Думал иначе	
(?)	Есть вопросы	

Студенты делают записи в таблице: краткие, выписывая ключевые слова и фразы. Заполнив таблицу, студенты имеют мини-конспект по изучаемой теме.

### 3. Составить глоссарий по данной теме:

*Атом* –

*Протон (p)* –

*Нейтрон (n)* –

*Электрон (e<sup>-</sup>)* –

*Изотопы* –

*Атомная орбиталь* –

*Главное квантовое число (n)* -

*Орбитальное квантовое число (l)* -

*Магнитное квантовое число (m<sub>l</sub>)* -

*Спиновое квантовое число (m<sub>s</sub>)* –



*Принцип наименьшей энергии –*

*Принцип Паули –*

*Правило Хунда –*

*Правила Клечковского –*

*Электронные аналоги –*

*Группа –*

*Подгруппа –*

*Период –*

*Периодическое изменение электронного строения атомов –*

*Периодический закон –*

*Энергия ионизации (I) –*

*Сродство к электрону –*

*Электроотрицательность (ЭО) –*

На занятии с каждой академической группой преподаватель в ходе беседы-дискуссии обобщает результаты работы. При возникновении у студентов затруднений преподаватель может более подробно остановиться на сущности изучаемых вопросов.

### **Вопросы для самостоятельного решения**

1. Относительная атомная масса изотопа неизвестного элемента равна 40, число протонов в его ядре на 2 меньше, чем число нейтронов. Укажите, какой это элемент?

2. Определите число протонов в атоме элемента, у которого валентные электроны находятся на подуровнях  $3d^5 4s^1$ .

3. Укажите число электронов на внешнем энергетическом подуровне атома хлора.

4. Возбужденному состоянию атома отвечает электронная конфигурация:

- а)  $1s^2 2s^2 2p^3$                       б)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^2$   
в)  $1s^2 2s^2 2p^2$                       г)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

5. На энергетическом уровне с главным квантовым числом равным 3, максимально может расположиться электронов:

- а) 2              б) 18              в) 32              г) 26

6. Укажите число электронов в частице  $Al^{3+}$ :

- а) 13              б) 27              в) 10              г) 40

7. Сколько всего орбиталей на четвертом энергетическом уровне:

- а) 10              б) 16              в) 9              г) 32

8. Электронная конфигурация частицы  $S^{+4}$ :

- а)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$       б)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$   
в)  $1s^2 2s^2 2p^6$       г)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

9. Число электронов на внешнем энергетическом уровне атома хрома:

- а) 1      б) 2      в) 3      г) 8

10. Наибольшее значение энергии ионизации имеет атом элемента:

- а) Na    б) Cl      в) P      г) Al

11. Число полностью заполненных энергетических подуровней в атоме серы:

- а) 2      б) 3      в) 4      г) 5

12. Наименьшее значение энергии ионизации имеет атом элемента:

- а) Cs    б) Na      в) N      г) Cl

13. Электронную конфигурацию инертного газа имеет ион:

- а)  $Na^+$     б)  $Al^{3+}$     в)  $Ag^{1+}$     г)  $Cu^{2+}$

14. Наибольшее значение сродства к электрону имеет атом элемента:

- а) Ca    б) Si      в) C      г) Cl

15. Наименьшее значение сродства к электрону имеет атом элемента:

- а) S    б) F      в) Cl      г) Si

16. Номер периода в Периодической системе элементов Д.И. Менделеева соответствует:

- а) числу орбиталей на внешнем энергетическом уровне  
б) числу валентных электронов  
в) числу энергетических уровней  
г) числу электронов на внешнем уровне

17. Наиболее ярко металлические свойства выражены у атома с электронной конфигурацией:

- а)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$       б)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$   
в)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$       г)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

18. Укажите элемент с наибольшим значением электроотрицательности:

- а) Ca    б) Al      в) S      г) F

19. Порядковый номер элемента соответствует:

- а) относительной атомной массе элемента  
б) числу нейтронов в ядре атома  
в) числу валентных электронов  
г) числу протонов в ядре атома

20. Какие характеристики атомов элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра:



11. Дайте характеристику элемента Ca, исходя из положения в периодической системе.

12. Дайте характеристику элемента N, исходя из положения в периодической системе.

13. Составьте электронную конфигурацию атома железа Fe и ионов  $Fe^{+2}$  и  $Fe^{+3}$ . Объясните устойчивость электронной конфигурации иона  $Fe^{+3}$ .

14. Из предложенных элементов марганец, фтор, углерод, кремний выберите атом, который относится к d-элементам; для обоснованного ответа составьте электронные конфигурации атомов; с точки зрения строения атома укажите металл и неметалл; выпишите величины электроотрицательности;

15. Охарактеризуйте явление изоморфизма. Какие условия необходимы для проявления изоморфизма?

### Самостоятельная работа с использованием материала портфолио (этап осмысления):

*Работа выполняется в письменном виде, оценивается преподавателем и включается в портфолио. Пример одного из вариантов:*

1. Определите порядковый номер элемента  ${}^{41}\text{Э}$ , если в его ядре находится 20 нейтронов.

2. Чему равна емкость энергетических уровней, для которых главное квантовое число равно 2 и 3?

3. Напишите электронную и электронно-графическую формулы атомов кальция и кобальта в основном состоянии.

4. Сколько электронных слоев и какое число электронов содержит атом с внешним электронным слоем  $4s^24p^2$ ?

5. Что общего в основном электронном состоянии элементов 7 группы?

6. Какой заряд должен быть у атома фосфора, чтобы быть изоэлектронным иону хлора  $Cl^-$ ?

7. Объясните, почему хром и сера находятся в одной группе, но в разных подгруппах?

8. Какую информацию о месте элемента в периодической системе и его свойствах можно получить, зная порядковый номер элемента? Покажите это на примере элементов с порядковыми номерами 26 и 16 (номер периода, группа, подгруппа, число протонов, электронов и нейтронов, число валентных электронов, металл или неметалл, валентность, степени окисления, электронная конфигурация элемента в основном и возбужденном состояниях).

9. Из двух элементов один образует ион  $\text{Э}^{2-}$ , а другой  $\text{Э}^{2+}$ . Оба иона имеют одинаковую электронную конфигурацию  $1s^22s^22p^6$ . Определите период, группу, подгруппу и порядковый номер каждого элемента.

10. Что такое энергия ионизации? Как изменяются величины энергии ионизации по периоду и в группе? Какие свойства характеризует величина энергии ионизации?

11. Составьте ряд металлов в порядке возрастания химической активности, исходя из предложенных элементов: барий, медь, бериллий, алюминий.

12. Какой из элементов имеет наибольшее сродство к электрону: хлор или иод? Обоснуйте свой выбор. Дайте определение понятию энергия сродства к электрону.

13. Галогенид-ионы легко замещают друг друга в минералах. Чем это обусловлено? Дайте обоснованное объяснение.

На заключительном этапе обсуждения изучаемой темы в группу каждому студенту выдается вариант тестового задания (5 вопросов), который представляет собой мини контрольную работу, в которой он дает объяснения к вопросу (этап *рефлексии*).

**Форма ответа:**

**Тема:**

**Дата** \_\_\_\_\_

**ФИО** \_\_\_\_\_

**Группа** \_\_\_\_\_

Вопрос	1	2	3	4	5
Ответы					

*\*На каждый вопрос может быть несколько ответов.*

*Если требуется по заданию, то дать пояснения для обоснования выбранного ответа.*

После проведения текущего контроля по изучаемой теме преподаватель, анализирует полученные результаты и прорабатывает на занятии вопросы, которые вызвали наибольшие затруднения у студентов при выполнении работы. Сложность заданий для самостоятельной работы на занятиях может варьироваться с учетом индивидуальных особенностей студентов.

В результате изучения данной темы студенты должны:

**Уметь:**

- определять состав ядра – с помощью квантовых чисел рассчитывать количество энергетических уровней и подуровней, число электронов на данном уровне

- записывать электронные, электронно-графические формулы элементов и ионов

- сопоставлять различные свойства элементов (металлические и неметаллические; электроотрицательность, радиус атомов и ионов; энергия ионизации, сродство к электрону), исходя из положения элементов в периодической системе.

Значительную помощь студентам, которые обучаются на геологическом факультете, окажет пособие, разработанное для них и представленное в электронном ресурсе СГУ:

*Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В. Задания для подготовки по общей и неорганической химии. Часть 1. Общая химия: учебно-методическое пособие для студентов бакалавриата нехимических факультетов. [Электронный ресурс]. – Саратов. – 2018. – 78с.*  
[http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/2061.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/2061.pdf)

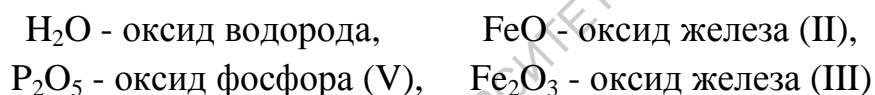


## Содержание лекционного материала по теме «Важнейшие классы неорганических соединений»

Все многообразие неорганических соединений позволяет разделить их по составу и свойствам на несколько классов. Представители каждого из них имеют общие черты состава, общие свойства и поэтому связаны друг с другом по принадлежности к данному классу. Важнейшими классами неорганических соединений являются оксиды, кислоты, основания и соли.

*Оксидами называются сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2.* Почти все химические элементы образуют оксиды.

Согласно международной номенклатуре, разработанной Международным союзом теоретической и прикладной химии (ИЮПАК) названия оксидов образуются от латинского корня названия кислорода (oxxygenium) с окончанием - ид и русского названия элемента в родительном падеже. Если элемент образует несколько оксидов, то в их названиях указывается степень окисления элемента римской цифрой в скобках сразу после названия:



Иногда степень окисления не указывают, а к слову "оксид" добавляют приставку, соответствующую греческому числительному, обозначающему число атомов кислорода в формуле (моно-, ди- и т.д.). Употребляется также исторически сложившиеся эмпирические названия оксидов, а в случае ангидридов кислот - еще и названия, показывающие, ангидридом какой кислоты является данный оксид. Для оксида углерода –  $\text{CO}_2$  употребляются следующие названия: оксид углерода (IV), диоксид углерода, углекислый газ, ангидрид угольной кислоты.

Особую группу кислородных соединений элементов составляют пероксиды. Обычно их рассматривают как соли пероксида водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$ . У пероксидов атомы кислорода химически связаны не только с атомами других элементов, но и между собой (образуют пероксидную группу -O-O-).  $\text{Na}_2\text{O}_2$  - пероксид натрия,  $\text{BaO}_2$  - пероксид бария.

Оксиды делятся на *солеобразующие* (обладающие способностью образовывать соли) и *несолеобразующие* (безразличные)  $\text{CO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{SiO}$  – не проявляют ни основных, ни кислотных свойств и не образуют солей.

По химическим свойствам солеобразующие оксиды делятся на три группы. *Основные оксиды* образуют металлы в низших степенях окисления, им соответствуют основания.

*Кислотные оксиды* образуют неметаллы и переходные металлы в высших степенях окисления, им соответствуют кислоты.



*Амфотерные* оксиды в зависимости от условий проявляют как основные, так и кислотные свойства, т.е. обладают двойственными свойствами (их образуют некоторые металлы – Al, Zn, Cr (III) и др.).

Оксиды и соответствующие им гидроксиды

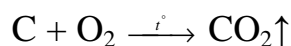
↙	↓	↘
основные	кислотные	амфотерные
Li <sub>2</sub> O - LiOH	CO <sub>2</sub> - H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	ZnO - Zn(OH) <sub>2</sub>
CaO - Ca(OH) <sub>2</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> - H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> - Al(OH) <sub>3</sub>
FeO - Fe(OH) <sub>2</sub>	SO <sub>2</sub> - H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> - Cr(OH) <sub>3</sub>
MnO - Mn(OH) <sub>2</sub>	Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub> - HMnO <sub>4</sub>	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> - Fe(OH) <sub>3</sub>

*Химические свойства* оксидов обусловлены их отношением к воде, кислотам и основаниям:

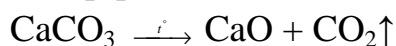
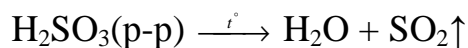
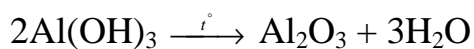
<b><u>Основный оксид</u></b> реагирует:	
1) с водой -> основание	в воде растворимы оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов Na <sub>2</sub> O + H <sub>2</sub> O = 2NaOH CaO + H <sub>2</sub> O = Ca(OH) <sub>2</sub>
2) с кислотным оксидом -> соль	CaO + CO <sub>2</sub> = CaCO <sub>3</sub>
3) с кислотой -> соль и вода	CaO + H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> = CaSO <sub>4</sub> + H <sub>2</sub> O
<b><u>Кислотный оксид</u></b> реагирует:	
1) с водой -> кислота	в воде растворимы все кислотные оксиды за исключением SiO <sub>2</sub> P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> + 3H <sub>2</sub> O = 2H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>
2) с основным оксидом -> соль	CO <sub>2</sub> + BaO = BaCO <sub>3</sub>
3) с основанием -> соль (и вода)	SO <sub>3</sub> + NaOH = NaHSO <sub>4</sub> SO <sub>3</sub> + 2NaOH = Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> + H <sub>2</sub> O
<b><u>Амфотерный оксид</u></b> реагирует:	
1) с кислотами -> соль и вода	ZnO + 2HCl = ZnCl <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O
2) с основаниями -> соль и вода	ZnO + 2NaOH + H <sub>2</sub> O = Na <sub>2</sub> [Zn(OH) <sub>4</sub> ] ZnO + 2NaOH $\xrightarrow{\text{сплавление}}$ Na <sub>2</sub> ZnO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O
<b>! Все амфотерные оксиды нерастворимы в воде !</b>	
ZnO + H <sub>2</sub> O $\nrightarrow$	

***Основные способы получения оксидов:***

1. Непосредственное взаимодействие простого вещества с кислородом (при различных условиях):



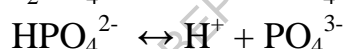
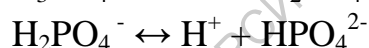
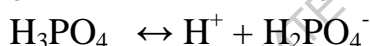
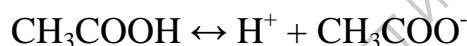
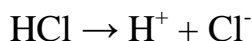
2. Разложение при нагревании кислородных соединений - гидроксидов (оснований, кислот), карбонатов, нитратов:



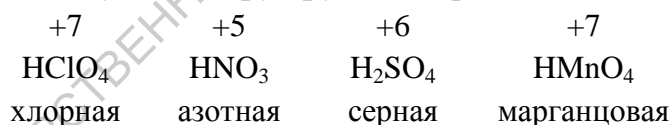
3. Если ангидриду соответствует непрочная кислота и основному оксиду - непрочное основание, то возможно получить оксид действием более сильных кислот и щелочей на соответствующую соль:



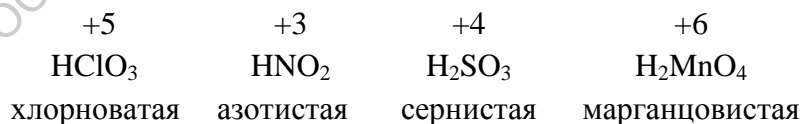
*Кислотами называются электролиты, при диссоциации которых в водных растворах в качестве катионов образуются только катионы водорода:*



*Номенклатура кислот.* Названия кислородсодержащих кислот образуются от названия неметалла с прибавлением окончаний *-ная*, *-вая*, если степень окисления его соответствует номеру группы периодической системы:



По мере понижения степени окисления суффиксы меняются в следующем порядке: *-оватая*, *-истая*:



Если элемент в одной и той же степени окисления образует несколько кислородсодержащих кислот, то к названию кислоты с меньшим содержанием кислородных атомов добавляется префикс "мета", при наибольшем числе - префикс "орто" :



Названия бескислородных кислот производятся от названия неметалла с окончанием "о" и прибавлением слова водородная:



хлороводородная  
(соляная)

иодоводородная

сероводородная

Все кислоты классифицируются по составу, основности (по числу ионов водорода, образующихся при электролитической диссоциации) и силе (по константе диссоциации кислот).

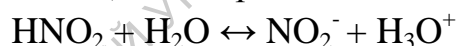
по составу	кислородсодержащие: $H_2SO_4, H_3PO_4, HNO_3, H_4SiO_4$
	бескислородные: $HCl, HBr, HI, H_2S$
по основности	одноосновные: $HNO_3, HCl, CH_3COOH$
	двухосновные: $H_2SO_4, H_2S, H_2C_2O_4$
	трехосновные: $H_3PO_4$
по силе	сильные: $HI, HBr, HCl, HNO_3, H_2SO_4$
	средней силы: $H_3PO_4, H_2F_2, H_2SO_3, HNO_2, HCOOH$
	слабые: $H_2CO_3, H_2S, H_4SiO_4, CH_3COOH$

При обычных условиях кислоты могут быть твердыми (фосфорные), жидкими (серная) или растворами газов в воде (соляная).

Химические свойства кислот обусловлены ионами водорода  $H^+$  ( $H_3O^+$  - гидроксония), образующимися в растворе. Растворы кислот имеют кислый вкус, разъедают растительные и животные ткани.

1. Диссоциация в воде на ионы :

кислота +  $H_2O \leftrightarrow$  анион +  $H_3O^+$  (ион гидроксония:  $H_2O + H^+$ )

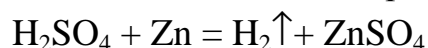


2. Изменение цвета индикатора:

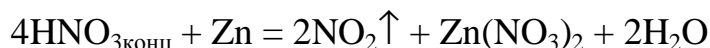
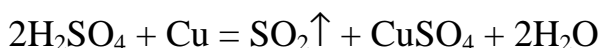
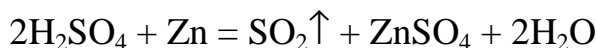
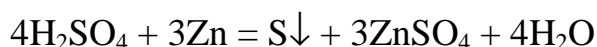
	лакмус	фиолетовый → красный
Кислота	фенолфталеин	бесцветный
	метилоранж	оранжевый → розовый

3. Кислота<sub>разб.</sub> + металл =  $H_2 \uparrow$  + соль (кроме  $HNO_3$ )

С выделением водорода взаимодействуют металлы, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов левее водорода (Приложение 3):

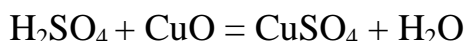


4. Кислота ( $H_2SO_4$  конц.,  $HNO_3$  любой конц.) + металл → продукты восстановления аниона кислоты + соль металла:

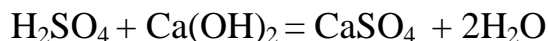




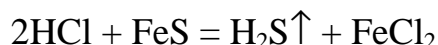
5. Кислота + основной оксид  $\rightarrow$  соль +  $\text{H}_2\text{O}$ :



6. Кислота + основание  $\rightarrow$  соль +  $\text{H}_2\text{O}$  (реакция нейтрализации):

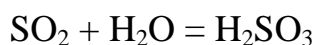


7. Кислота + соль более слабой кислоты  $\rightarrow$  слабая кислота + соль (сильные кислоты вытесняют слабые из их солей):

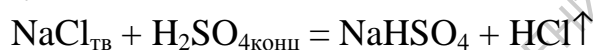


Основные способы *получения кислот* в лаборатории:

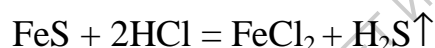
1. Растворение кислотного оксида в воде (кислотные оксиды растворимы в воде, за исключением  $\text{SiO}_2$ ):



2. Вытеснение летучих кислот из их солей менее летучими кислотами:



3. Вытеснение слабых кислот из их солей сильными кислотами:



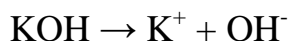
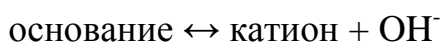
4. Окисление неметаллов различными окислителями:



Способы получения кислот, имеющих наибольшее значение в промышленности, более подробно изложены в соответствующих главах учебника (Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. пособие. – М.: КНОРУС, 2009. – 746с).

*Химические свойства* оснований обусловлены гидроксид-ионами  $\text{OH}^-$ , образующимися в растворе. Растворы щелочей мылкие на ощупь, разъедают кожу и ткани.

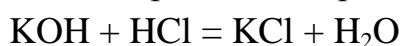
1. Диссоциация в воде на ионы:



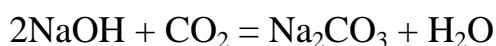
2. Изменение цвета индикатора:

основание	лакмус	фиолетовый $\rightarrow$ синий
	фенолфталеин	бесцветный $\rightarrow$ малиновый
	метилоранж	оранжевый $\rightarrow$ желтый

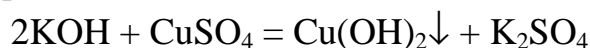
3. Основание + кислота  $\rightarrow$  соль +  $\text{H}_2\text{O}$  (реакция нейтрализации):



4. Основание + кислотный оксид  $\rightarrow$  соль +  $\text{H}_2\text{O}$

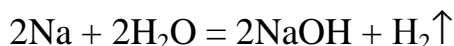


5. Растворимое основание + соль металла, образующего нерастворимое основание = нерастворимое основание + новая соль

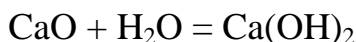


Получение оснований в лаборатории:

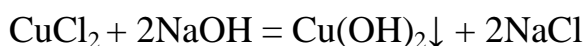
1. Взаимодействие активного металла с водой:



2. Взаимодействие основного оксида с водой:



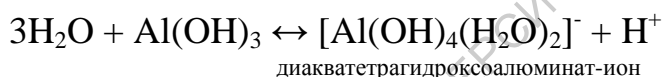
3. Действие щелочи на растворы солей (способ получения нерастворимого в воде основания):



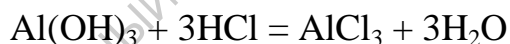
Промышленные способы получения оснований изложены в соответствующих главах учебника (Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. пособие. – М.: КНОРУС, 2009. – 746с).

*Амфотерные гидроксиды - гидроксиды, которые при электролитической диссоциации образуют одновременно и катионы водорода и гидроксид-ионы:  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ .*

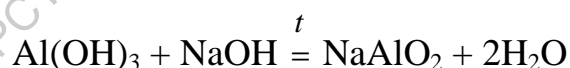
Например:  $\text{Al}(\text{OH})_3 \leftrightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^-$



Амфотерные гидроксиды взаимодействуют как с растворами кислот, так и с растворами щелочей:



при **сплавлении** со щелочью образуется метаалюминат:

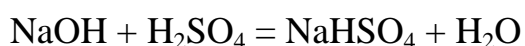
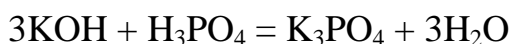
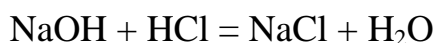


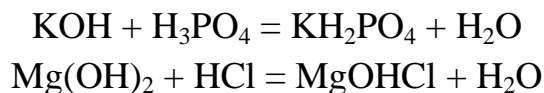
*Соли – продукты замещения атомов водорода кислоты на металл или гидроксогрупп основания на кислотный остаток.*

*Классификация солей.* Соли по составу делятся на:

средние	кислые	основные	двойные	комплексные
$\text{Na}_2\text{SO}_4$	$\text{NaHSO}_4$	$\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
сульфат натрия	гидросульфат натрия	хлорид гидроксомагния	сульфат калия-алюминия	гексациано-феррат (II) калия

При **полном** замещении атома водорода на металл в кислоте образуются **средние соли**, при **неполном** – **кислые соли**. При **неполном замещении гидроксогрупп** основания на кислотный остаток образуются **основные соли**.





*Номенклатура солей.* Названия средних солей состоят из двух слов: названия аниона в именительном падеже и катиона в родительном падеже. Если металл проявляет различную степень окисления, то ее указывают в скобках римской цифрой.

$\text{KNO}_3$	$\text{NH}_4\text{Cl}$	$\text{FeSO}_4$	$\text{FeCl}_3$
нитрат	хлорид	сульфат	хлорид
калия	аммония	железа (II)	железа (III)

Названия кислых солей образуются добавлением к аниону приставки "*гидро*" -, а если необходимо, то с соответствующими числительными:

$\text{Na}_2\text{HPO}_4$	$\text{NaH}_2\text{PO}_4$
гидрофосфат натрия	дигидрофосфат натрия

Названия основных солей образуются добавлением к аниону приставки "*гидроксо*" -, а если необходимо, то с соответствующими числительными:

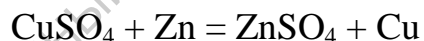
$\text{AlOHSO}_4$	$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$
сульфат гидроксиалюминия	хлорид дигидроксиалюминия

Соли являются твердыми кристаллическими веществами. По растворимости в воде их можно разделить на растворимые, малорастворимые и практически нерастворимые (см. табл. растворимости).

*Химические свойства солей:*

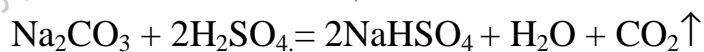
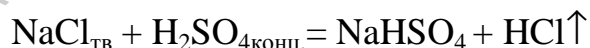
1. Соль + металл  $\rightarrow$  новая соль + новый металл,

более активные металлы вытесняют менее активные из растворов их солей:

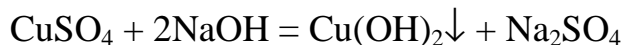


2. Соль + кислота  $\rightarrow$  новая соль + новая кислота,

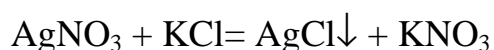
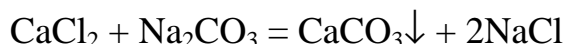
где кислота более сильная, чем анион кислоты, входящей в состав исходной соли:



3. Соль + щелочь  $\rightarrow$  новое нерастворимое основание + новая соль:

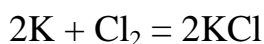


4. Соль + соль  $\rightarrow$  нерастворимая соль + новая соль:

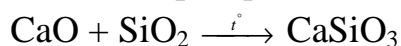


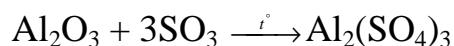
*Получение солей:*

1. Взаимодействие металла с неметаллом:

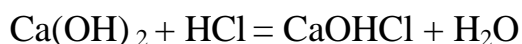
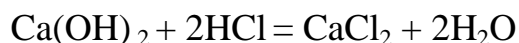
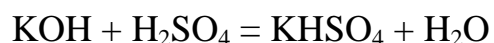
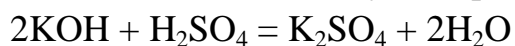


2. Взаимодействие основного (амфотерного) оксида с кислотным:

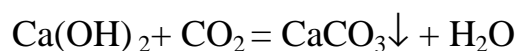




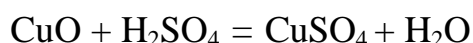
3. Взаимодействие основания и кислоты (кислые соли образуют двух- и более основные кислоты, а основные соли – двух- и трехкислотные основания):



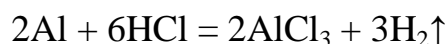
4. Взаимодействие основания с кислотным оксидом:



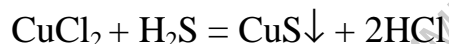
5. Взаимодействие основного оксида с кислотой:



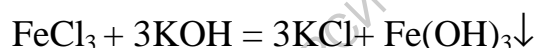
6. Взаимодействие активного металла с кислотой:



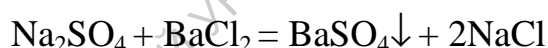
7. Взаимодействие соли с кислотой, с образованием нерастворимой соли:



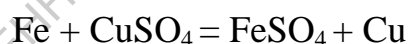
8. Взаимодействие соли со щелочью, с образованием нерастворимого основания:



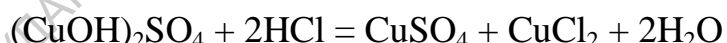
9. Взаимодействие двух различных солей с образованием нерастворимой соли:



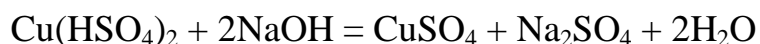
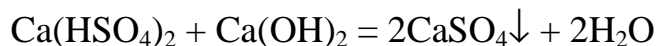
10. Взаимодействие активного металла с солью менее активного металла:



11. Взаимодействие основной соли с кислотой:



12. Взаимодействие кислой соли с основанием:



Свойства оксидов, кислот, оснований во многом определяются природой образующих их элементов, их положением в периодической таблице. Так характер высших оксидов элементов в пределах одного периода изменяется от основного через амфотерный к кислотному:

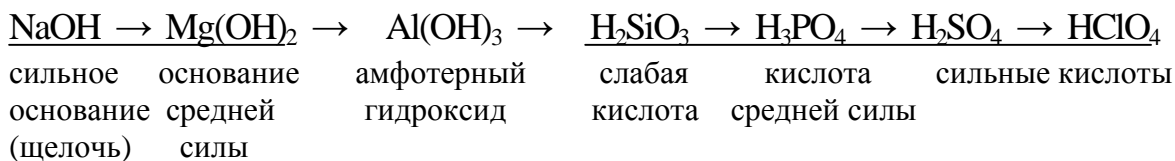


основные  
оксиды

амфотерный  
оксид

кислотные  
оксиды

Аналогично для элементов одного периода основания через амфотерный гидроксид сменяются все более сильными кислотами:



### Задание на дом

1. Распечатать и изучить материал лекции. Поместить его в портфолио.
2. Работая дома с текстом лекции, заполнить таблицу, систематизируя материал в соответствии с приемом «Инсерт»
3. Распечатать текст лабораторной работы из рабочей тетради и оформить ее (*не допускается работа карандашом!*) четким и разборчивым почерком. Выполнить письменное задание, приведенное в заключительной части лабораторной работы.
4. Составить глоссарий по данной теме:

**Оксиды –**

**Кислоты –**

**Кислотные гидроксиды –**

**Основные гидроксиды –**

**Амфотерные гидроксиды -**

**Основания –**

**Соли средние –**

**Соли основные -**

**Соли кислые –**

**Соли комплексные –**

**Соли двойные –**

**Основность кислот –**

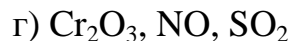
**Кислотность оснований -**

На занятии с каждой академической группой преподаватель в ходе беседы-дискуссии обобщает результаты работы. При возникновении затруднений преподаватель может более подробно остановиться на сущности изучаемых вопросов.



**Вопросы для самостоятельного решения (групповая работа)**

1. Азотная кислота может реагировать с каждым веществом ряда:
  - а)  $P_2O_5$ ,  $BaCl_2$ ,  $CuO$ ,  $Na_2O$
  - б)  $CO_2$ ,  $HCl$ ,  $Cu(OH)_2$ ,  $Al_2O_3$
  - в)  $ZnO$ ,  $NaOH$ ,  $Zn$ ,  $Ba(OH)_2$
  - г)  $Ba(OH)_2$ ,  $N_2O_5$ ,  $FeO$ ,  $CaO$
2. Осадок голубого цвета образуется в результате реакции между:
  - а)  $SiO_2$  и  $HCl$
  - б)  $FeCl_3$  и  $NaOH$
  - в)  $CuSO_4$  и  $NaOH$
  - г)  $Na_2SO_3$  и  $HCl$
3. Превращение  $CaCO_3 \rightarrow \dots + CO_2$  можно осуществить с помощью:
  - а) гидроксида кальция
  - б) соляной кислоты
  - в) нитрата натрия
  - г) оксида кальция
4. Вещества, формулы которых  $Ca(HCO_3)_2$ ,  $CuS$ ,  $FeCl_3$ ,  $Fe(NO_3)_3$ , относятся к классу:
  - а) солей
  - б) оксидов
  - в) оснований
  - г) кислот
5. В ряду оксидов  $BaO - Al_2O_3 - P_2O_5 - N_2O_5$  происходит изменение свойств:
  - а) от кислотных к основным
  - б) от основных к амфотерным
  - в) от основных к кислотным
  - г) от кислотных к амфотерным
6. При прокаливании карбоната магния образуются:
  - а)  $Mg(HCO_3)_2$  и  $CO_2$
  - б)  $Mg(OH)_2$  и  $CO_2$
  - в)  $MgO$  и  $CO_2$
  - г)  $MgO$ ,  $CO_2$  и  $H_2O$
7. Превращение  $AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3$  можно осуществить с помощью:
  - а) воды
  - б) гидроксида лития
  - в) гидроксида меди (II)
  - г) нитрата натрия
8. Основаниями являются:
  - а)  $Ca(OH)_2$ ,  $Al(NO_3)_3$ ,  $NaOH$
  - б)  $Na_2O$ ,  $HNO_3$ ,  $Cu(OH)_2$
  - в)  $NaOH$ ,  $Ba(OH)_2$ ,  $Fe(OH)_3$
  - г)  $KNO_3$ ,  $CuCl_2$ ,  $Al(OH)_3$
9. При взаимодействии хлорида бария и карбоната калия образуются:
  - а)  $BaCO_3$  и  $KCl$
  - б)  $CO_2$ ,  $BaO$  и  $KOH$
  - в)  $Ba(OH)_2$  и  $HCl$
  - г)  $BaCO_3$  и  $HCl$
10. Солями являются:
  - а)  $Al_2S_3$ ,  $H_2SiO_3$ ,  $BaCl_2$
  - б)  $Na_2S$ ,  $NH_4Cl$ ,  $K_2SiO_3$
  - в)  $Na_2CO_3$ ,  $Na_2O$ ,  $Al(OH)_3$
  - г)  $CuS$ ,  $NaHCO_3$ ,  $HCl$
11. Вещества, формулы которых  $SO_3$ ,  $ZnO$ ,  $Fe_2(SO_4)_3$ ,  $Ba(OH)_2$  соответственно относятся к классу:
  - а) кислотный оксид, основной оксид, соль, основание
  - б) кислотный оксид, амфотерный оксид, соль, основание
  - в) основной оксид, кислотный оксид, кислота, соль
  - г) амфотерный оксид, основной оксид, основание, соль
12. К кислотным оксидам относится ряд веществ:
  - а)  $P_2O_5$ ,  $Mn_2O_7$ ,  $Cl_2O_7$
  - б)  $Fe_2O_3$ ,  $CO$ ,  $N_2O$



13. Формула кислоты, в которой химический элемент имеет высшую степень окисления, H<sub>2</sub>ЭO<sub>4</sub>. Атомный номер этого элемента:

а) 7

б) 16

в) 10

г) 13

14. Превращение Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → ... + CaCO<sub>3</sub> можно осуществить с помощью:

а) соляной кислоты

в) гидроксида кальция

б) углекислого газа

г) оксида углерода (II)

15. Основные свойства проявляют все вещества ряда:

а) Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, KOH, Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

в) N<sub>2</sub>O, CuO, Ba(OH)<sub>2</sub>

б) BaO, NaOH, Fe(OH)<sub>2</sub>

г) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, CO, CuSO<sub>4</sub>

16. Основные свойства соединений усиливаются в ряду:

а) KOH – Mg(OH)<sub>2</sub> – Al(OH)<sub>3</sub>

в) LiOH – NaOH – KOH

б) Ca(OH)<sub>2</sub> – Ba(OH)<sub>2</sub> – Fe(OH)<sub>2</sub>

г) Ba(OH)<sub>2</sub> – Cu(OH)<sub>2</sub> – KOH

17. Кислоты можно получить при взаимодействии с водой всех веществ ряда:

а) N<sub>2</sub>O, CO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>

в) SiO<sub>2</sub>, NO, SO<sub>3</sub>

б) P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, SO<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>

г) CO, N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

18. Амфотерными оксидами, взаимодействующими как с кислотами, так и с основаниями, являются все вещества ряда:

а) BeO, Na<sub>2</sub>O, N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

в) CO, CuO, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

б) Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, FeO, SiO<sub>2</sub>

г) Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, ZnO, BeO

19. Щелочь, а затем кислоту используют при осуществлении превращений:

а) Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> – Fe(OH)<sub>3</sub> – Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>

б) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – CuSO<sub>4</sub> – BaSO<sub>4</sub>

в) HCl – CuCl<sub>2</sub> – AgCl

г) Ca(OH)<sub>2</sub> – CaCO<sub>3</sub> – Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

20. К кислотам относятся вещества ряда:

а) NaHSO<sub>4</sub> и Cu(OH)<sub>2</sub>

в) NaOH и Ca(OH)<sub>2</sub>

б) HNO<sub>2</sub> и HClO<sub>4</sub>

г) Mg(OH)<sub>2</sub> и Al(OH)<sub>3</sub>

21. Какие из указанных оснований могут образовывать основные соли?

а) Cu(OH)<sub>2</sub>

б) Ca(OH)<sub>2</sub>

в) LiOH

г) Al(OH)<sub>3</sub>

д) KOH

22. Какая соль образуется при взаимодействии 1 моль гидроксида цинка и 2 моль ортофосфорной кислоты?

а) ортофосфат цинка

б) дигидрофосфат цинка

в) гидроортофосфат цинка

23. Напишите формулы оксидов, которым соответствуют указанные кислоты:

а) H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>

б) H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub>

в) H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

г) HMnO<sub>4</sub>

д) HNO<sub>2</sub>

24. Возможно ли протекание в растворах указанных реакций:

а) CuSO<sub>4</sub> + BaCl<sub>2</sub> → BaSO<sub>4</sub> + CuCl<sub>2</sub>

б) FeS + K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → FeSO<sub>4</sub> + K<sub>2</sub>S

в) AgCl + KNO<sub>3</sub> → AgNO<sub>3</sub> + KCl

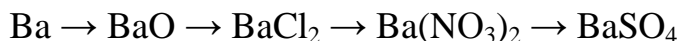
25. Можно ли очистить воздух от примеси оксида серы (IV) пропусканием его:

- а) через раствор гидроксида натрия
- б) через раствор фосфорной кислоты

26. Могут ли одновременно существовать в растворе следующие пары веществ:

- а)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  и  $\text{HCl}$
- б)  $\text{CaCl}_2$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$
- в)  $\text{NaCl}$  и  $\text{AgNO}_3$
- г)  $\text{KCl}$  и  $\text{NaNO}_3$

27. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения:



28. Составьте уравнения реакций между кислотами и основаниями, приводящие к образованию следующих солей:

- а)  $\text{NaNO}_3$
- б)  $\text{NaHSO}_4$
- в)  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$
- г)  $\text{K}_2\text{S}$
- д)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
- е)  $\text{AlOHCl}_2$

29. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить в лаборатории следующие вещества: *сульфид свинца, сульфат бария, гидроксид железа (III), нитрат меди (II), гидросульфат магния.*

**Выполнение лабораторной работы** с использованием распечатанного алгоритма. После проверки у преподавателя правильности оформления лабораторной работы вложить ее в портфолио.

## Рефлексия

### Задания для работы в аудитории

После выполнения лабораторной работы каждой паре студентов выдается задание для самостоятельной работы:

1. Напишите формулы высших оксидов для элементов с порядковыми номерами 7, 17, 14, 24, 34. Составьте названия этих оксидов. Укажите характер этих оксидов: основной, кислотный или амфотерный.

Напишите формулы гидроксидов, которые соответствуют этим оксидам.

2. Используя таблицу растворимости, составьте формулы кислот для анионов  $(\text{NO}_3)^-$ ,  $(\text{NO}_2)^-$ ,  $(\text{CO}_3)^{2-}$ . Напишите названия этих кислотных гидроксидов (кислородсодержащих кислот) и составьте формулы соответствующих оксидов.

3. Используя таблицу растворимости, составьте формулы основных гидроксидов для катионов  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ . Напишите названия этих гидроксидов и составьте формулы соответствующих оксидов.

4. Охарактеризуйте соединения в представленном ряду по классам и укажите их кислотно-основные свойства:  $\text{BeO}$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ . Составьте названия этих соединений.

5. Составьте формулы солей для катионов  $\text{Me}^+$ ,  $\text{Me}^{2+}$  и  $\text{Me}^{3+}$  для всех анионов, указанных в таблице растворимости. Запишите названия солей.

**Осмысление.** Обсуждение вопросов, которые вызывают затруднения у студентов.

В зависимости от уровня базовой подготовки студентов на рефлексию распределение времени может быть различным. Для этого преподавателю необходимо иметь дополнительные задания для групповой или индивидуальной самостоятельной работы студентов. Например:

**Задание: «Собери уравнение».** Преподаватель имеет заранее написанные на листе плотной бумаги (ватмане) уравнения химических реакций и разрезанные на составные части; студенту предлагается составить из этих частей уравнение химического превращения. Такое задание способствует изучению свойств химических соединений; развитию химического мышления.

**Задание: «Химическое лото».** На небольшом листе плотной бумаги приведена таблица, графы которой заполнены формулами соединений по изучаемой теме, например:

CaO	Cu <sub>2</sub> O	Li <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Fe(OH) <sub>3</sub>	HNO <sub>3</sub>	Ba(OH) <sub>2</sub>	AgNO <sub>3</sub>
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	NaCl	CaF <sub>2</sub>	CrO	Zn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	AlI <sub>3</sub>
CuO	Mg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	CsCl	FeO	NaClO <sub>4</sub>	KMnO <sub>4</sub>	HClO <sub>4</sub>

На отдельной бумаге, формат которой совпадает с размерами ячейки с написанной формулой, приведены названия химических соединений. Студент должен их разложить на ячейки, соблюдая соответствие названия написанной формуле соединения. Этот прием помогает отработке практических навыков по составлению формул соединений и их номенклатуре.

### **Контроль усвоения изучаемого материала.**

На заключительном этапе обсуждения изучаемой темы в группу каждому студенту выдается вариант тестового задания (5 вопросов), который представляет собой мини контрольную работу, в которой он дает объяснения к вопросу (этап *рефлексии*). После проведения текущего контроля по изучаемой теме преподаватель, анализирует полученные результаты и прорабатывает на занятии вопросы, которые вызвали наибольшие затруднения у студентов при выполнении работы.

**Форма ответа:****Тема:** «Важнейшие классы неорганических соединений»

Дата \_\_\_\_\_

ФИО \_\_\_\_\_

Группа \_\_\_\_\_

Вопрос	1	2	3	4	5
Ответы					

*\*На каждый вопрос может быть несколько ответов.*

*Если требуется по заданию, то дать пояснения для обоснования выбранного ответа.*

После проверки правильности выполненного задания (оценка и подпись преподавателя) оно вкладывается в портфолио, хранится и предоставляется в составе портфолио на зачете или экзамене.

В результате изучения данной темы студенты должны:

**Уметь:**

- записывать названия оксидов, кислот, оснований и солей по заданной химической формуле и выполнять обратное действие;
- оценивать по химической формуле принадлежность соединения к определенному классу;
- записывать уравнения реакций, характеризующие свойства оксидов, кислот, оснований и солей и способы их получения;
- записывать уравнения реакций, характеризующих взаимосвязь между различными классами неорганических соединений.

Значительную помощь студентам, которые обучаются на геологическом факультете, окажет пособие, разработанное для них и представленное в электронном ресурсе СГУ:

*Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В. Классификация и свойства неорганических соединений. Учебно-методическое пособие для студентов геологического факультета. [Электронный ресурс]. – Саратов. – 2018.- 82 с. [http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/2060.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/2060.pdf)*

## Тема: «Растворы и их свойства»

### Вопросы:

- Тепловой эффект процесса растворения твердых веществ в воде всегда является экзотермическим?
- Тепловой эффект растворения твердого вещества не зависит от природы растворителя?
- Растворимость всех твердых веществ при нагревании увеличивается?
- Природная вода это индивидуальное вещество?
- Дайте определение понятия «миграция химических элементов в водной среде».
- Наличие каких ионов в растворе доказывает изменение окраски индикатора фенолфталеина от бесцветной на малиновую?
- Наличие каких ионов в растворе обуславливает проявление общих кислотных свойств вещества?

**Входной контроль** знаний обучающихся по теме «Растворы и их свойства» с использованием тестового задания. Пример одного из вариантов тестового задания:

1. Какой ион присутствует в растворах всех кислот и отвечает за проявление общих кислотных свойств:

- 1)  $K^+$       2)  $OH^-$       3)  $H^+$       4)  $H_2^+$

2. Какова масса серной кислоты в 100 г раствора, если ее массовая доля – 40%:

- 1) 100 г    2) 20 г      3) 30 г      4) 40 г

3. Укажите количественные характеристики силы электролита:

- 1) степень диссоциации      2) pH  
3) массовая доля      4) константа диссоциации

4. Рассчитайте концентрацию хлорид ионов в растворе  $AlCl_3$  с концентрацией 2 моль/л:

- 1) 2 моль/л    2) 4 моль/л      3) 6 моль/л      4) 1 моль/л

5. Какие ионы не могут одновременно присутствовать в растворе:

- 1)  $H^+$  и  $NO_3^-$       2)  $Ba^{2+}$  и  $SO_4^{2-}$       3)  $Al^{3+}$  и  $OH^-$       4)  $Pb^{2+}$  и  $I^-$

### Форма ответа:

Тема:      «Важнейшие      классы      неорганических      соединений»

Дата \_\_\_\_\_

ФИО \_\_\_\_\_

Группа \_\_\_\_\_

Вопрос	1	2	3	4	5
Ответы					

\*На каждый вопрос может быть несколько ответов.

Если требуется по заданию, то дать пояснения для обоснования выбранного ответа.

После проверки правильности выполненного задания (оценка и подпись преподавателя) вкладывается в портфолио, хранится и предоставляется в составе портфолио на зачете или экзамене.

### Содержание лекционного материала по теме «Растворы и их свойства»

*Растворы – многокомпонентные системы, образующие одну фазу.*

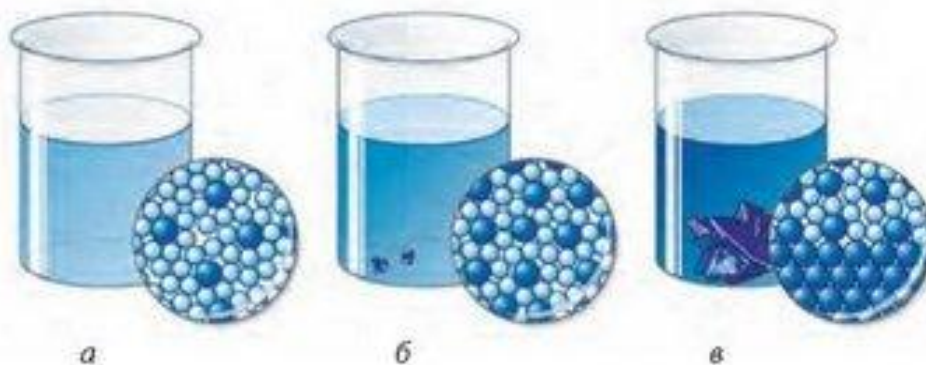
Различают газовые, жидкие и твердые растворы. Чаще всего встречаются жидкие растворы, из которых наиболее распространенными являются водные.

В жидких растворах принято различать растворитель и растворенное вещество. *Растворитель* – это вещество, образующее сплошную среду, в которой равномерно распределяется растворенное вещество. Растворяющая способность растворителя определяется, главным образом, его диэлектрической проницаемостью ( $\epsilon$ ), способностью взаимодействовать с растворенным веществом (сольватацией). Вода обладает хорошей растворяющей способностью именно потому, что она характеризуется большой величиной  $\epsilon$  (81).

*Растворимость* – способность веществ равномерно распределяться в виде атомов, молекул или ионов по всему объему растворителя. Количественно растворимость характеризуется концентрацией растворенного вещества в его насыщенном растворе. Растворимость веществ часто выражается массой растворенного вещества (г) в 100 г растворителя.

Концентрация *ненасыщенного раствора* всегда меньше величины растворимости.

Если концентрация растворенного вещества больше, чем концентрация насыщенного раствора, то образуются *пересыщенные растворы*, которые характеризуются малой устойчивостью.



а – ненасыщенный; б – насыщенный; в – пересыщенный

Предсказать растворимость какого-либо вещества по аналогии с растворимостью других веществ пока невозможно. Известно лишь, что неполярные и малополярные соединения хорошо растворимы в неполярных или малополярных растворителях («подобное растворяется в подобном»).

Растворимость веществ зависит от природы растворенного вещества и растворителя, а также условий протекания процесса растворения (температуры, давления, присутствия других растворенных веществ). При растворении твердых веществ в жидкости происходит разрушение кристаллической решетки ( $\Delta H_{\text{реш.}} > 0$ , эндотермический процесс), а затем частицы растворителя взаимодействуют с частицами растворенного вещества (сольватация  $\Delta H_{\text{сольв.}} < 0$ , экзотермический процесс). Поэтому тепловой эффект образования раствора может быть как положительным, так и отрицательным или равным нулю ( $\Delta H_{\text{растворения}} = \Delta H_{\text{реш.}} + \Delta H_{\text{сольв.}}$ ). Если растворение происходит с поглощением теплоты, то повышение температуры приводит к увеличению растворимости вещества (в соответствии с принципом Ле Шателье) и наоборот. Растворимость большинства твердых веществ в воде с повышением температуры увеличивается, а для некоторых веществ (NaCl) растворимость практически не зависит от температуры,

Растворимость газов – процесс экзотермический, поэтому с повышением температуры их растворимость уменьшается. С повышением давления растворимость газов в жидкостях увеличивается.

Существует несколько способов выражения концентрации растворов - содержания растворенного вещества в растворе.

1. *Массовая доля (%)* – отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора:

$$w = \frac{m_{\text{раств.вещ-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$$

2. *Молярная концентрация (моль/л или М)* – отношение количества растворенного вещества к объему раствора:

$$C_M = \frac{V_{\text{вещ-ва}}}{V_{\text{р-ра}}}$$

Исследование свойств разбавленных растворов многочисленных веществ показало, что все вещества могут быть разделены на две группы. Вещества, водные растворы которых не проводят электрический ток называются *неэлектролитами*, а вещества, водные растворы которых проводят электрический ток – *электролитами*.

*Электролитической диссоциацией* называют частичный или полный распад молекул растворенного вещества на ионы в результате взаимодействия с растворителем. Причиной электролитической диссоциации является



интенсивное взаимодействие растворенного вещества с молекулами полярного растворителя (сольватация, гидратация). Именно гидратация ионов препятствует обратному соединению ионов в нейтральные молекулы.

Процесс диссоциации количественно характеризуется *степенью диссоциации*. *Степень диссоциации* ( $\alpha$ ) – это отношение числа распавшихся на ионы молекул к общему числу молекул растворенного вещества. Например, если из 100 молекул растворенного вещества 73 распадаются на ионы, то степень диссоциации вещества равна:  $\alpha = 73/100 = 0,73$  или 73%.

По способности к диссоциации электролиты условно подразделяют на три типа: сильные, средние и слабые. Электролиты, которые в растворе существуют преимущественно в виде ионов, принято называть *сильными* ( $\alpha > 30\%$ ). Электролиты, которые в растворенном состоянии находятся частично в виде молекул и частично в виде ионов, называют *слабыми* ( $\alpha < 3\%$ ) и *средними* ( $3\% \leq \alpha \leq 30\%$ ).

Для *сильных* электролитов найденное значение степени диссоциации всегда меньше 100%, хотя согласно современным представлениям сильные электролиты в водных растворах полностью диссоциированы на ионы. Этот факт объясняется электростатическим взаимодействием между ионами. Экспериментально определяемая степень диссоциации сильных электролитов является *кажущейся*. При разбавлении раствора сильного электролита водой кажущаяся степень диссоциации возрастает.

Степень диссоциации зависит от:

- природы растворенного вещества и растворителя (степень диссоциации веществ увеличивается с ростом полярности химической связи и с возрастанием диэлектрической проницаемости и полярности растворителя);
- концентрации раствора (чем меньше концентрация растворенного вещества, тем больше степень диссоциации, т.к. увеличиваются расстояния между ионами в растворе, и уменьшается возможность их соединения в молекулы);
- температуры (при повышении температуры степень диссоциации, как правило, увеличивается);
- наличия одноименного иона (уменьшение степени диссоциации).

Для определения степени диссоциации вещества необходимо знать число частиц, образующихся при его диссоциации в растворе. Это число может быть определено измерением свойств, зависящих от числа частиц в растворе (*коллигативных свойств*).

Экспериментально найденные количественные характеристики коллигативных свойств раствора электролита больше, чем вычисленные для того же раствора по его молярной концентрации в предположении отсутствия диссоциации. Число, показывающее, во сколько раз экспериментально

измеренное свойство больше вычисленного, называется *изотоническим коэффициентом*, его обозначают буквой *i*:

$$i = \frac{\Delta p_{\text{эксп.}}}{\Delta p_{\text{выч.}}} = \frac{\Delta t_{\text{кип.эксп.}}}{\Delta t_{\text{кип.выч.}}} = \frac{\Delta t_{\text{кр.эксп.}}}{\Delta t_{\text{кр.выч.}}} = \frac{P_{\text{осм.эксп.}}}{P_{\text{осм.выч.}}}$$

$$\alpha = \frac{i-1}{n-1},$$

где *n* – число ионов, образующихся при диссоциации,  $\alpha$  – степень диссоциации электролита. Это соотношение позволяет вычислить степень диссоциации по известной формуле соединения и экспериментально определенному изотоническому коэффициенту.

Так как электролитическая диссоциация – процесс обратимый, то он может характеризоваться константой равновесия  $K_p$ . Для характеристики слабых электролитов применяют величину, называемую *константой диссоциации*. Например, для уксусной кислоты:

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

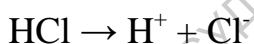
Константа характеризует способность электролита диссоциировать на ионы. Чем больше значение константы диссоциации, тем легче электролит распадается на ионы, тем больше ионов в растворе и тем сильнее электролит.

Константа диссоциации *зависит от природы электролита и растворителя, от температуры*.

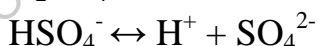
В отличие от степени диссоциации константа диссоциации *не зависит от концентрации* раствора. Это позволяет вывести математическую зависимость между константой и степенью диссоциации:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}$$

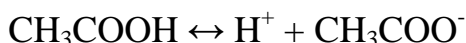
*Сильные одноосновные кислоты диссоциируют практически необратимо:*



*Сильные многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато: по первой ступени необратимо, по остальным – обратимо:*

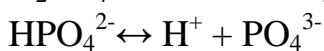
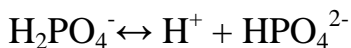


*Слабые одноосновные кислоты и кислоты средней силы диссоциируют обратимо:*



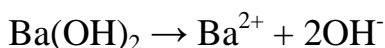
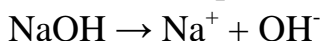
*Многоосновные кислоты средней силы диссоциируют ступенчато и по всем ступеням обратимо:*



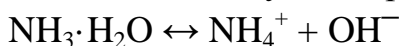


Число ступеней диссоциации равно *основности* кислоты. Константа диссоциации резко уменьшается при переходе от одной ступени к другой. Это означает, что в растворе больше всего ионов, образованных по первой ступени ( $K_1 > K_2 > K_3$ ). Общая константа диссоциации равна произведению ступенчатых констант:  $K = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3$ , где  $K$  – общая константа диссоциации кислоты.

*Сильные одно- и двухкислотные* основания (щелочи) диссоциируют практически необратимо и в одну ступень:

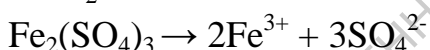
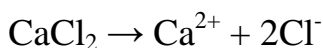


*Слабые одно- и многокислотные* основания диссоциируют обратимо и ступенчато, число ступеней равно кислотности основания (числу групп  $\text{OH}^-$ ):

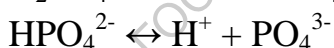
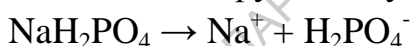


Общая константа диссоциации оснований равна произведению ступенчатых констант:  $K = K_1 \cdot K_2$ , где  $K$  – общая константа диссоциации основания.

*Средние соли* – сильные электролиты, диссоциируют практически полностью и при этом образуются катионы металла и анионы кислотного остатка:

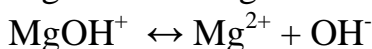
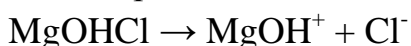


*Кислые соли* диссоциируют ступенчато. Например, дигидрофосфат натрия  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  диссоциирует следующим образом:



В результате диссоциации кислых солей образуются два типа катионов: катионы металла и водорода.

Диссоциацию *основной соли* можно рассмотреть на примере гидроксохлорида магния:



При диссоциации основных солей всегда образуются два типа анионов: анион кислотного остатка и гидроксид-ион.

*Двойные соли* диссоциируют в водном растворе полностью и необратимо с образованием катионов двух различных металлов и аниона кислотного остатка:

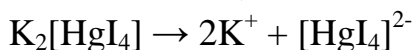




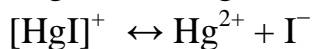
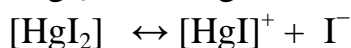
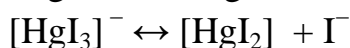
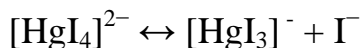
*Смешанные соли* образуют при диссоциации в водном растворе катионы металла и анионы двух различных кислот:



*Комплексные соли* – электролиты, которые при диссоциации образуют комплексные ионы, способные к самостоятельному существованию в растворе:



Комплексные ионы – слабые электролиты, диссоциируют ступенчато и обратимо:



Такая форма записи процесса диссоциации комплексного иона является упрощенной.

Вода – слабый электролит, в малой степени молекулы воды диссоциируют в соответствии с уравнением:



или упрощенно:



Из уравнения следует, что в воде присутствуют катионы водорода и анионы гидроксид-ионов в строго эквивалентных количествах, следовательно, можно найти константу равновесия. Константа ионизации воды может быть

определена по электропроводности  $K_w = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 2 \cdot 10^{-16}$  (при 25°C), из значения

константы ионизации следует, что вода диссоциирует в очень малой степени.

Поскольку вода – слабый электролит, то концентрация недиссоциированных молекул может быть принята равной общему количеству молей воды в 1 л, т. е.  $[\text{H}_2\text{O}] = m/M = 1000/18 = 55,49$  моль/л. Тогда  $K_w[\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$ , или  $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 2 \cdot 10^{-16} \cdot 55,49 = 1 \cdot 10^{-14}$ . Величина  $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \cdot 10^{-14} = K_w$  называется *ионным произведением воды*. Это произведение, согласно закону действия масс является константой, не зависит от концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов и постоянно при данной температуре.

В нейтральном растворе концентрация ионов водорода и гидроксид-ионов равны:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

В кислой среде  $[\text{H}^+] > 1 \cdot 10^{-7}$  моль/л и  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ , в щелочной среде  $[\text{H}^+] < 1 \cdot 10^{-7}$  моль/л и  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ .

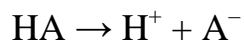
Для характеристики среды обычно пользуются не концентрациями  $[H^+]$  или  $[OH^-]$ , а отрицательным десятичным логарифмом концентрации ионов, обозначаемыми символами  $pH$  или  $pOH$ :

$$pH = -\lg[H^+] \quad pOH = -\lg[OH^-]$$

Величина, обозначаемая  $pH$ , называется *водородным показателем*, а  $pOH$  - *гидроксильным показателем*.

Так как  $[H^+][OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$  и  $\lg[H^+] + \lg[OH^-] = -14$ , то для водных растворов  $pH + pOH = 14$ . Для нейтральных растворов  $pH = 7$ , для кислых -  $pH < 7$ , для щелочных -  $pH > 7$ . Изменение  $pH$  на единицу соответствует изменению концентрации водородных ионов в 10 раз.

*Вычисление pH растворов сильных кислот и оснований.* В разбавленных водных растворах ( $10^{-2} - 10^{-5}$  моль/л) сильные одноосновные кислоты диссоциированы нацело:



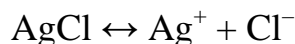
равновесие полностью смещено вправо ( $\rightarrow$ ) и концентрация ионов  $H^+$  равна концентрации аниона  $A^-$ :  $[H^+] = [A^-]$ . Диссоциацией воды в растворе можно пренебречь, т. к. концентрация  $[H^+]$ , образующихся при диссоциации  $H_2O$  на несколько порядков ниже концентрации иона  $[H^+]$ , образующихся при диссоциации сильной кислоты:

$$[H^+] = [A^-] = C_{HA} \quad pH = -\lg C_{HA}$$

Следовательно, концентрация  $[H^+]$  (ионов водорода) в растворах одноосновных сильных кислот равна исходной концентрации кислоты.

**Произведение растворимости.** Подавляющее большинство веществ обладает ограниченной растворимостью в воде и других растворителях. Поэтому на практике часто приходится встречаться с системами, в которых в состоянии равновесия находятся осадок и насыщенный раствор электролита.

Например, для насыщенного раствора  $AgCl$ , находящегося в равновесии с его твердой фазой, характерен следующий обратимый процесс:



Этот процесс является гетерогенным, т. е. протекает на поверхности осадка. Поэтому константа равновесия этого процесса определяется только произведением концентрации ионов в растворе и не зависит от концентрации твердого компонента:  $K_p = [Ag^+][Cl^-] = ПР_{AgCl}$ . Константа равновесия такого типа называется произведением растворимости ПР (Приложение 5). Как любая константа равновесия величина ПР зависит от температуры, природы растворенного вещества и растворителя и не зависит от концентрации.

Величину ПР можно рассчитать, если экспериментально определить растворимость вещества в воде, и наоборот, исходя из величины произведения растворимости – рассчитать растворимость вещества.

Таким образом, на основе величины ПР можно прогнозировать образование и растворение осадков электролитов:

– осадок растворяется, если произведение реальных концентраций ионов в растворе меньше величины ПР при данной температуре;

– малорастворимое вещество выпадает в осадок, если произведение реальных концентраций ионов в растворе больше величины произведения растворимости при данной температуре.

В химии широко распространены реакции гидролиза. **Гидролиз** – частный случай сольволиза – взаимодействия растворенного вещества и растворителя. Гидролизу подвергаются химические соединения различных классов: белки, жиры, углеводы, эфиры и т. д. В неорганической химии чаще всего встречаются с гидролизом солей.

*Гидролизом соли называют взаимодействие соли с молекулами воды, приводящее к образованию слабых электролитов.* Гидролиз также можно определить как взаимодействие соли с водой, приводящее к образованию кислоты и основания. Таким образом, *гидролиз – это процесс, обратный нейтрализации.*

Так как большинство солей – сильные электролиты и находятся в водном растворе в виде ионов, то уравнения реакций гидролиза можно записать сокращенным ионным способом как реакцию между ионами соли и молекулами воды. В результате процесса гидролиза соли в растворе появляется некоторое количество ионов  $H^+$  и  $OH^-$ , сообщающее раствору кислотные или основные свойства.

Гидролиз происходит при выполнении двух условий:

- соль должна быть образована слабой кислотой и/или слабым основанием;
- соль должна быть растворимой.

*Условия, необходимые для протекания гидролиза:*

- соль должна быть растворима в воде
- соль должна быть образована слабым основанием и (или) слабой кислотой.

При решении вопросов, связанных с гидролизом солей рекомендуем использовать следующий алгоритм действий:

- записать формулу соли, формулы кислоты и основания, при взаимодействии которых может образоваться данная соль. Указать силу кислоты и основания:

Хлорид натрия NaCl	NaOH сильный электролит
	HCl сильный электролит

Отсутствуют условия, необходимые для протекания гидролиза.

**Вывод:** соли, образованные сильным основанием, сильной кислотой гидролизу не подвергаются, *среда раствора нейтральная.*

Ацетат бария (CH <sub>3</sub> COO) <sub>2</sub> Ba	Ba(OH) <sub>2</sub> сильный электролит
	CH <sub>3</sub> COOH слабый электролит

Используем правило «сильное побеждает слабое», поэтому среда раствора щелочная. Выделяем частицу, которая входит в состав слабого электролита и соли.

Ацетат бария (CH <sub>3</sub> COO) <sub>2</sub> Ba	Ba(OH) <sub>2</sub> сильный электролит
	CH <sub>3</sub> COOH слабый электролит

*Гидролиз по аниону, частица, входящая в состав слабого электролита – анион CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>.* Уравнение реакции следует записывать, начиная с ионов соли:



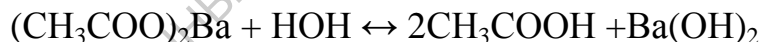
Учитывая, что реакция гидролиза – это реакция ионного обмена с молекулами воды с образованием слабого электролита.

Краткое ионное уравнение имеет вид:



**Особенность:** в кратком ионном уравнении процесса гидролиза всегда принимает участие 1 молекула воды.

Молекулярное уравнение процесса:

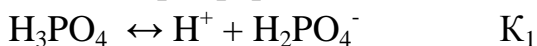


Рассмотрим процесс гидролиза соли, образованной сильным основанием и многоосновной кислотой.

Фосфат натрия Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	NaOH сильный электролит
	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> слабый электролит по 2 и 3 стадии диссоциации

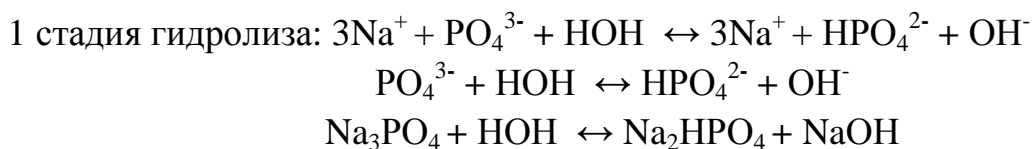
В соответствии с правилом «сильное побеждает слабое» гидролиз происходит по аниону, среда раствора щелочная. Основность кислоты указывает на 3 стадии процесса гидролиза.

Для лучшего понимания следующих действий, запишем уравнение диссоциации фосфорной кислоты:



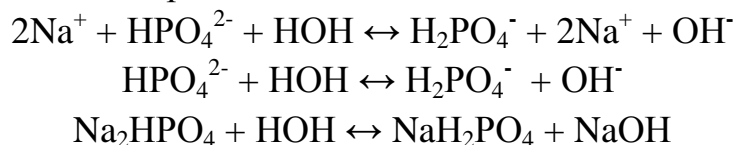
Кислотные свойства анионов уменьшаются в ряду: H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup> > HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup> > PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>

Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> – среда раствора сильно щелочная, т.к. соль образована наиболее слабым кислотным анионом PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>.



При расчете константы гидролиза учитывается значение величины  $K_3$ , т.к. анион  $\text{PO}_4^{3-}$ , входящий в состав соли, образуется на 3-й стадии диссоциации кислоты.

2 стадия гидролиза - гидролиз соли  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ :



При расчете константы гидролиза учитывается значение величины  $K_2$ , т.к. анион  $\text{HPO}_4^{2-}$ , входящий в состав соли образуется на 2-й стадии диссоциации кислоты.

Среда раствора менее щелочная, чем в растворе  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ .

По 3 стадии гидролиз практически не протекает, преобладает процесс диссоциации  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 = 2\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ , Анион дигидрофосфат подвергается диссоциации как слабый электролит  $\text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$  т.к. по 1 стадии диссоциации фосфорная кислота является электролитом средней силы. Среда раствора слабо кислотная, близка к нейтральной.

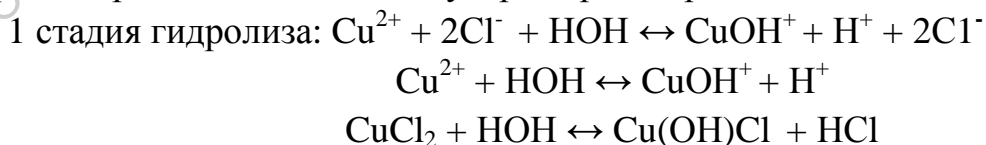
**Вывод:** средние соли подвергаются гидролизу в большей степени, чем кислые соли. *Чем слабее кислота, образующая соль, тем в большей степени происходит гидролиз соли, и соответственно, среда раствора соли в большей степени отличается от нейтральной.*

*Гидролизу подвергается незначительная часть вещества. В растворе преобладает процесс диссоциации соли.*

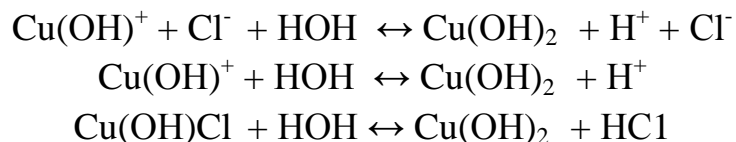
Рассмотрим процесс гидролиза соли, образованной *слабым основанием и сильной кислотой*, например, хлорида меди:

Хлорид меди (II) $\text{CuCl}_2$	$\text{Cu}(\text{OH})_2$ слабый электролит
	$\text{HCl}$ сильный электролит

Гидроксид является двухкислотным, возможен гидролиз по 2 стадиям. Гидролиз происходит по катиону, среда раствора кислотная.



2 стадия гидролиза – гидролиз соли:  $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl}$ :

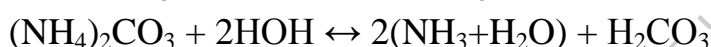
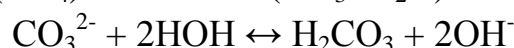
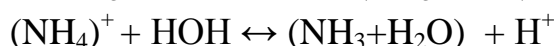
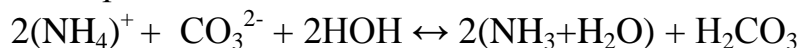




Гидролиз по 2 стадии практически не протекает, подтверждением этому является отсутствие осадка  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  в растворе соли. *Основные соли подвергаются гидролизу в меньшей степени, чем средние соли.*

Карбонат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	$\text{NH}_4\text{OH}$ ( $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ) слабый электролит
	$\text{H}_2\text{CO}_3$ слабый электролит

В водном растворе данная соль *подвергается обратимому гидролизу по катиону и аниону одновременно:*



Среда раствора близка к *нейтральной*.

При рассмотрении процесса гидролиза обычно ограничиваются первой ступенью. Степень гидролиза по первой ступени тоже невелика. Причина незначительной степени гидролиза кроется в том, что один из участников реакции  $\text{H}_2\text{O}$  – является очень слабым электролитом. Поэтому равновесие процесса гидролиза сильно смещено в сторону исходных веществ.

*Степень гидролиза* зависит от:

- температуры (при повышении температуры гидролиз усиливается);
- концентрации раствора (при разбавлении раствора гидролиз усиливается);
- природы растворяемого вещества.

*Гидролиз солей - процесс эндотермический* и, в подавляющем большинстве случаев, обратимый (равновесный).

Условия усиления или ослабления гидролиза определяются принципом Ле Шателье. Например, *усилить гидролиз  $\text{AlCl}_3$*  можно:

- нагреванием раствора соли  $\text{AlCl}_3$ ;
- разбавлением раствора соли  $\text{AlCl}_3$ ;
- добавлением раствора щелочи ( $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ ),  $\text{OH}^-$  связывают  $\text{H}^+$  в  $\text{H}_2\text{O}$ ;
- добавлением раствора соли, гидролизующейся по аниону, так как это равносильно введению в раствор соли анионов  $\text{OH}^-$ .

*Подавить гидролиз  $\text{AlCl}_3$*  можно:

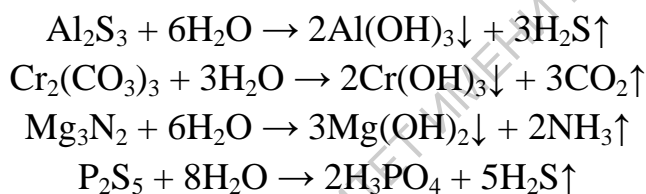
- растворением соли на холоду;
- увеличением концентрации раствора соли;
- добавлением кислоты ( $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ ), увеличение в растворе концентрации  $[\text{H}^+]$  в соответствии с принципом Ле Шателье вызывает смещение равновесия влево;

- добавлением к раствору  $\text{AlCl}_3$  соли, гидролизующейся по катиону, т. к. это равносильно в ведению в раствор катионов  $\text{H}^+$  – продукта гидролиза.

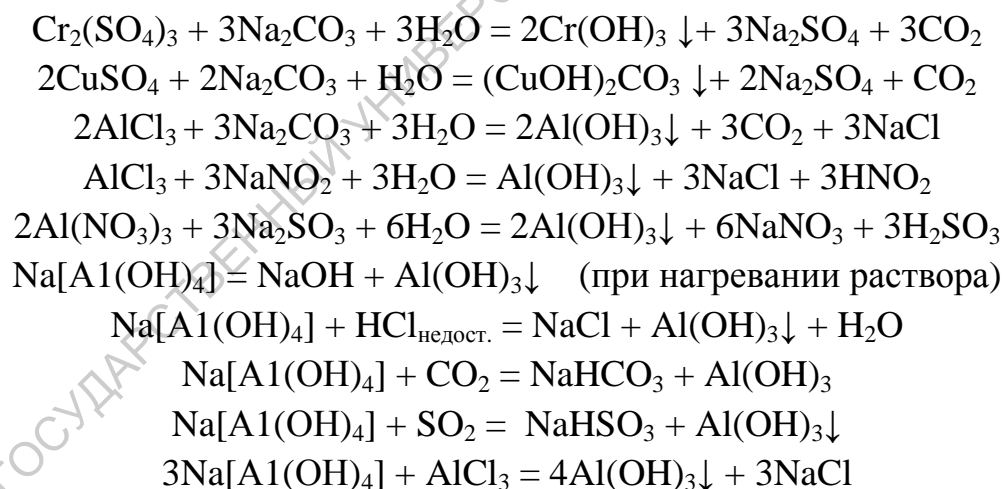
Используя краткое ионное уравнение процесса гидролиза, можно рассчитать константу равновесия реакции гидролиза (константу гидролиза) растворов различных солей. Формулы для расчета приведены на обложке Рабочего журнала для лабораторных работ.

Многие вещества не могут существовать в водном растворе вследствие протекания полного гидролиза, т.к. продукты реакции выводятся из сферы реакции одновременно в виде осадка или газа. Такой тип гидролиза условно называют *полным и необратимым*.

Подсказкой в этом случае является таблица растворимости, для таких солей в таблице стоит прочерк и в примечании слова: *разлагается водой или не существует в водном растворе*. К солям такого типа относятся:  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Cr}_2(\text{CO}_3)_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$  и др.



Гидролизом солей обусловлены следующие превращения:



Под **миграцией** химических элементов в водной среде понимают процесс постоянно происходящего перераспределения вещества в пространстве, находящегося в динамическом равновесии с другими природными средами (горными породами, газами, живым веществом). *Чем ниже валентность элементов, тем выше миграционная способность. Ионные радиусы влияют на миграционные способности элементов противоположным образом: при прочих равных условиях ион с большим радиусом предпочтительнее остается в растворе, а ион с малым радиусом – в твердой фазе.* В верхних подземных водах формируются наименее минерализованные воды; глубоко залегающие подземные воды значительно более минерализованы. *Валентность и радиусы ионов обуславливают энергию кристаллической решетки, которая определяет*

растворимость вещества и процесс миграции. Чем выше энергия кристаллической решетки, тем хуже растворимость минерала и ниже миграционная подвижность составляющих его ионов и молекул. В природных водах – многокомпонентных системах - растворимость конкретной соли может уменьшаться под воздействием других веществ, поступающих в раствор (эффект «высаливания»), а может увеличиваться (эффект «всаливания»).

## **Рефлексия**

### **Прием «Инсерт»**

На занятии с каждой академической группой преподаватель в ходе беседы-дискуссии обобщает результаты работы. При возникновении затруднений преподаватель может более подробно остановиться на сущности изучаемых вопросов.

**Осмысление.** Обсуждение вопросов, которые вызывают затруднения у студентов.

### **Фронтальная беседа – вопросы студентам**

- **Показатель агрессивности природных вод характеризует способность данной природной воды перевести твердое вещество (минерал) в раствор. Укажите взаимосвязь понятия агрессивности с величиной ПР.**

- **Укажите основные катионы и анионы природной морской воды.**
- **Какой величиной рН характеризуются природные воды?**

**Задание.** Используя материал лекции, восстановите правильную логическую цепочку. В группу выдается *перепутанная* логическая цепочка алгоритма составления уравнения гидролиза солей:

1. Указать силу кислоты и силу основания, образующих соль.
2. Указать тип процесса гидролиза.
3. Записать краткое ионно-молекулярное уравнение гидролиза.
4. Записать формулу соли.
5. Определить число стадий гидролиза.
6. По таблице растворимости узнать растворимо ли данное вещество в воде (соблюдается ли условие, необходимое для протекания гидролиза)
7. Определить основность или кислотность слабого электролита, образующего соль.
8. Определить ион, который принимает участие во взаимодействии с водой.
9. Указать среду раствора соли.
10. Записать полное молекулярное уравнение гидролиза соли.

Неправильная последовательность действий	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
<b>Правильная последовательность действий</b>										

**Задание.** При растворении в воде сульфата натрия и сульфата меди (безводных) наблюдается повышение температуры раствора; при растворении же кристаллогидратов  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  и многих других веществ ( $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) температура растворов понижается. Объясните эти явления.

**Задание.** Теплота растворения  $\text{CuSO}_4$  составляет  $-66,1$  кДж/моль, а теплота перевода безводной соли в кристаллогидрат  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  равна  $-78,8$  кДж/моль. Вычислите теплоту растворения кристаллогидрата  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

**Задание.** Студентам выдается задание: перечень утверждений. Ответом является знак: «+» – **согласен**, «-» – **не согласен**:

1. Тепловой эффект процесса растворения твердых веществ в воде всегда является экзотермическим
2. Тепловой эффект растворения твердого вещества не зависит от природы растворителя
3. Растворимость всех твердых веществ при нагревании увеличивается
4. Природная вода это индивидуальное вещество?
5. Природная вода имеет всегда нейтральную среду
6. Наличие гидроксид ионов в растворе доказывает изменение окраски индикатора фенолфталеина от бесцветной на малиновую?
7. Наличие ионов водорода в растворе обуславливает проявление общих кислотных свойств вещества

Утверждение	1	2	3	4	5	6	7
Ответ							

**Задание.** Напишите уравнение диссоциации вещества и укажите концентрацию каждого из ионов, образующихся в растворе при известной концентрации соли:

Вещество	Концентрация соли, моль/л	Вещество	Концентрация соли, моль/л
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	$2 \cdot 10^{-3}$	$\text{Na}_3\text{PO}_4$	$3 \cdot 10^{-2}$
$\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$	$0,2 \cdot 10^{-2}$	$\text{FeCl}_3$	$4 \cdot 10^{-3}$
$\text{Na}_2\text{CO}_3$	0,5	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	$2 \cdot 10^{-2}$
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	$4 \cdot 10^{-5}$	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	$0,5 \cdot 10^{-2}$
$\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$	$5 \cdot 10^{-2}$	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	$5 \cdot 10^{-2}$

**Задание.** К каждому из указанных кратких уравнений напишите по 2 молекулярных и ионно-молекулярных уравнения. Используйте в качестве подсказки таблицу растворимости.

Краткое уравнение	Краткое уравнение
$3\text{Ba}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$	$\text{Zn}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{ZnCO}_3$
$\text{Pb}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} = \text{PbCrO}_4$	$2\text{Ag}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{Ag}_2\text{CO}_3$
$\text{FeO} + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2$
$\text{CaO} + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Cr}(\text{OH})_3$
$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{S}$
$\text{CuO} + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{S}^- = \text{PbS}$
$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$	$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
$\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$
$\text{Pb}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{PbCO}_3$	$\text{Ag}^+ + \text{I}^- = \text{AgI}$
$\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS}$	$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$

**Задание.** Рассчитайте **pH раствора** – приведите полное решение задачи с указанием применяемых формул и единиц измерения:

Вещество		Концентрация раствора
КОН	НСlО	0,01 моль/л
Ba(OH) <sub>2</sub>	HNO <sub>2</sub>	0,1 моль/л
HNO <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub> COOH	0,002 моль/л
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HCN	0,03 моль/л
HF	Ca(OH) <sub>2</sub>	0,02 моль/л

**Задание.** Для первой стадии гидролиза составьте **уравнение гидролиза**, рассчитайте **величину константы гидролиза** и **укажите тип гидролиза**:

Вещество		
KNO <sub>2</sub>	NaClO	Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
Na <sub>2</sub> S	MgCl <sub>2</sub>	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
Al(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub> COOK	Ba(CH <sub>3</sub> COO) <sub>2</sub>
CuSO <sub>4</sub>	KCN	CoSO <sub>4</sub>
KF	Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Ni(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>

**Задание.** Рассчитать растворимость веществ (в моль/л и г/л) из величины ПР.

Вещество	ПР
AgCrO <sub>4</sub>	$1,1 \cdot 10^{-12}$
Ag <sub>2</sub> S	$2 \cdot 10^{-50}$
BaCrO <sub>4</sub>	$1,2 \cdot 10^{-10}$

$\text{Cu}_2\text{S}$	$2,5 \cdot 10^{-48}$
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$2,2 \cdot 10^{-20}$
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$6,3 \cdot 10^{-38}$
$\text{HgS}$	$1,6 \cdot 10^{-52}$
$\text{Li}_2\text{CO}_3$	$4 \cdot 10^{-3}$
$\text{PbI}_2$	$1,1 \cdot 10^{-9}$
$\text{FeS}$	$5 \cdot 10^{-18}$

### Задание «Собери уравнение»

Сущность работы сводится к следующему: студенты образуют мини-группы по 2-3 человека (в зависимости от количества студентов академической группы). Каждая мини-группа получает по 1 набору с «рассыпавшимся уравнением». На сбор уравнения дается фиксированное время. По команде каждая мини-группа начинает упорядочивать части уравнения таким образом, чтобы собранное уравнение соответствовало бы изучаемой теме. Упорядочивание производится на отдельном листе (запись собранного уравнения с коэффициентами). Затем преподаватель проверяет и оценивает работу каждой мини-группы. Такое задание способствует изучению свойств химических соединений; развитию химического мышления.

### Задание на дом

1. Изучить материал лекции. Распечатать и поместить в портфолио.
2. Распечатать текст лабораторной работы из рабочей тетради и **оформить** ее, (*не допускается работа карандашом*) писать четко и разборчиво; выполнить письменное задание, приведенное в заключительной части лабораторной работы.
3. Выполнить задания:

**Составить глоссарий по данной теме:**

**Растворы –**

**Растворитель –**

**Растворимость –**

**Насыщенный раствор –**

**Ненасыщенный раствор –**

**Пересыщенный раствор –**

**Концентрация вещества –**

**Неэлектролиты –**

**Электролиты –**

**Электролитическая диссоциация –**

**Степень диссоциации –**

**Константа диссоциации –**



**Форма ответа:****Тема: «Растворы и их свойства»**

Дата \_\_\_\_\_

Фамилия, имя \_\_\_\_\_

Группа \_\_\_\_\_

Вопрос	1	2	3	4	5
Ответы					

*\*На каждый вопрос может быть несколько ответов.*

*Если требуется по заданию, то дать пояснения для обоснования выбранного ответа.*

После проверки правильности выполненного задания (оценка и подпись преподавателя) вкладывается в портфолио, хранится и предоставляется в составе портфолио на зачете или экзамене.

Изучив материал данной темы, студенты должны:

**Уметь:**

- записывать уравнения диссоциации сильных и слабых электролитов; многоосновных кислот и многокислотных оснований; кислых и основных солей; комплексных соединений;
- производить расчеты количественного состава растворов (массовая доля растворенного вещества; молярная концентрация, моль/л);
- составлять ионно-молекулярные уравнения реакций ионного обмена;
- производить расчеты pH и pOH в растворах кислот и оснований;
- предсказывать среду (кислая, нейтральная, щелочная) растворов солей с учетом различных типов гидролиза.

Значительную помощь студентам, которые обучаются на геологическом факультете, окажет пособие, разработанное для них и представленное в электронном ресурсе СГУ:

*Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В. Растворы и их свойства в вопросах и ответах: учебно-методическое пособие. [Электронный ресурс]. – Саратов. – 2014.- 66 с. [http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/858.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/858.pdf)*



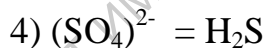
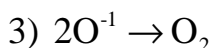
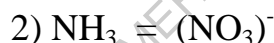
## Тема: «Окислительно-восстановительные процессы»

### Вопросы:

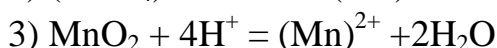
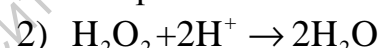
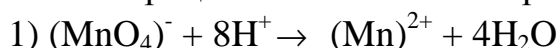
- Какие типы классификации химических реакций вам известны?
- Какие реакции называют окислительно-восстановительными?
- Какой процесс называют процессом окисления?
- Как предсказать возможность проявления веществом окислительно-восстановительной двойственности?
- Какие типы окислительно-восстановительных реакций вам известны?

**Входной контроль** знаний обучающихся по теме «Окислительно-восстановительные процессы» с использованием тестового задания. Пример одного из вариантов тестового задания:

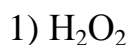
1. Укажите схемы процессов **окисления**:



2. В каких процессах **окислитель** принимает 5 электронов?



3. Укажите вещество-**восстановитель** в уравнении реакции, протекающей по схеме:  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$



4. Укажите значение **суммы** коэффициентов в уравнении реакции, протекающей по схеме:  $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

1) 15

2) 17

3) 10

4) 7

5. Для уравнения реакции, протекающей по схеме:  $\text{Cl}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KIO}_3 + \text{HCl}$ , определите **наименьшее общее кратное** чисел отданных и принятых электронов.

1) 2

2) 3

3) 6

4) 8

### Содержание лекционного материала по теме «Окислительно-восстановительные процессы»

*Степень окисления элемента – условный заряд атома, возникающий за счёт отдачи или присоединения электронов в ионных соединениях или за счёт оттягивания электронных пар к более электроотрицательному атому в соединениях с ковалентной полярной связью.*

В молекулах сложных веществ некоторые элементы имеют постоянную степень окисления. Для большинства элементов характерны переменные

степени окисления, различающиеся как знаком, так и значением в зависимости от состава молекулы:



Для отличия обозначения степени окисления от заряда иона в первом случае знак ставится перед цифрой, во втором после цифры.

Необходимо учитывать, что:

- степень окисления атома (молекулы) в свободном состоянии равна нулю (0);
- алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле сложного соединения равна нулю (0);
- щелочные металлы во всех соединениях имеют степень окисления +1, щелочно-земельные металлы +2, алюминий +3, цинк +2;
- степень окисления фтора в соединениях равна -1;
- кислород в соединениях проявляет степень окисления равную -2 (кроме пероксидов, например,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ; фторида кислорода  $\text{OF}_2$ );
- водород в соединениях с неметаллами имеет степень окисления +1, а с металлами -1 ( $\text{CaH}_2$ ,  $\text{NaH}$ ).

Высшая степень окисления элемента равна номеру группы, в которой находится элемент. Минимальная степень окисления металлов равна нулю, неметаллов - (N-8), где N – номер группы, в которой находится элемент. Степени окисления закономерно изменяются при переходе от одного элемента к другому в периодической системе. В периодах высшая степень окисления увеличивается. В главных подгруппах при переходе от элементов сверху вниз обычно становятся более устойчивыми низшие степени окисления; в побочных подгруппах, наоборот, устойчивы более высокие степени окисления.

Определение степени окисления элемента в какой-либо молекуле сводится к простой арифметической операции, т.к. сумма всех степеней окисления атомов всех элементов, входящих в состав молекулы, равна нулю. Алгоритм вычисления неизвестной степени окисления элемента в молекуле сводится к следующему:

- обозначить известные степени окисления элементов;
- устно (письменно) составить уравнение суммы степеней окисления всех элементов, входящих в состав молекулы, учитывая число атомов каждого элемента;
- определить неизвестную степень окисления, решив уравнение.

*Пример:* Определить степень окисления марганца в соединении  $\text{KMnO}_4$ .

$$\text{Решение: } \overset{+1}{\text{K}}\overset{x}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}}_4 \quad +1 + x + 4(-2) = 0; \quad x = +8 - 1 = +7$$

Степень окисления элемента в ионе определяется с учетом заряда иона.

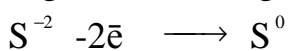
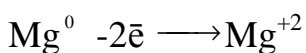
*Пример:* Определить степень окисления азота в ионе  $\text{NO}_3^-$ .

Решение:  $(\text{NO}_3)^-$   $x + 3(-2) = -1$   $x = -1 + 6 = +5$

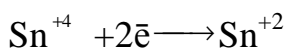
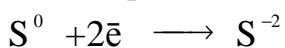
*Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – реакции, которые протекают с изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ.*

Окислительно-восстановительные реакции представляют собой единство двух противоположных процессов: *окисления* и *восстановления*. Эти два процесса протекают одновременно: одни атомы, молекулы или ионы окисляются, другие восстанавливаются.

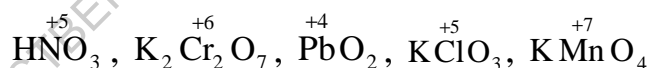
**Окисление** – процесс отдачи атомом, молекулой или ионом электронов, при этом степень окисления элемента повышается:



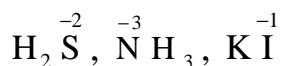
**Восстановление** – процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом, при этом степень окисления элемента понижается:



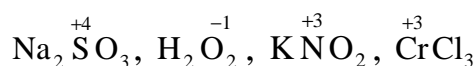
**Окислителями** являются атомы, молекулы или ионы, которые принимают электроны, восстанавливаются. Соединения, в состав которых входят элементы в максимальной степени окисления, могут только восстанавливаться, выступая в качестве окислителей:



**Восстановителями** являются атомы, молекулы или ионы, которые отдают электроны, окисляются. Соединения, содержащие элементы в минимальных степенях окисления выступают только в качестве восстановителей, например:



Вещества, содержащие элементы в промежуточной степени окисления, способны проявлять окислительно-восстановительную двойственность:



Электронные уравнения отражают процессы окисления восстановителя и восстановления окислителя. В электронном уравнении на основании изменения степени окисления элемента необходимо указать количество участвующих в процессе электронов и направление их перехода. При этом необходимо учитывать:

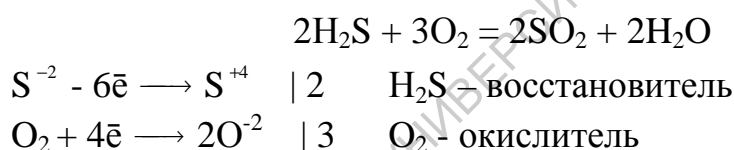
- отдача электронов приводит к повышению степени окисления элемента;
- отдача электронов нейтральным атомом приводит к возникновению положительной степени окисления;
- присоединение электронов приводит к понижению степени окисления элемента;
- присоединение электронов нейтральным атомом приводит к возникновению отрицательной степени окисления.

Рассмотрим порядок составления уравнения окислительно-восстановительной реакции с помощью широко применяемого *метода электронного баланса*.

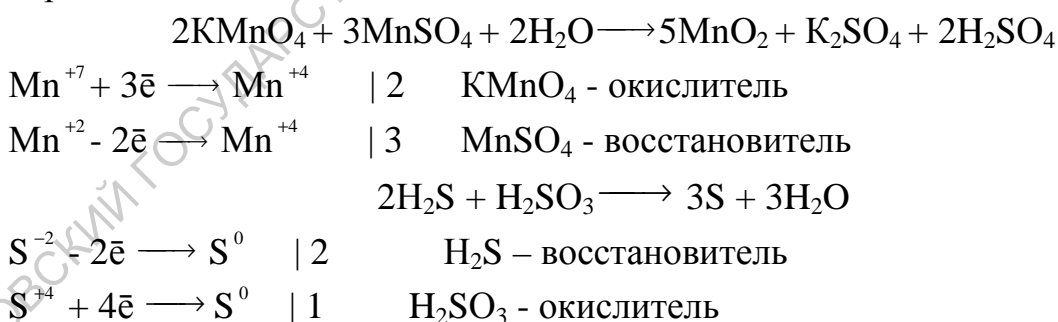
Основное правило метода электронного баланса: **число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, принятых окислителем.**

Различают несколько типов окислительно-восстановительных реакций.

**Межмолекулярные** – окислитель и восстановитель находятся в разных молекулах:

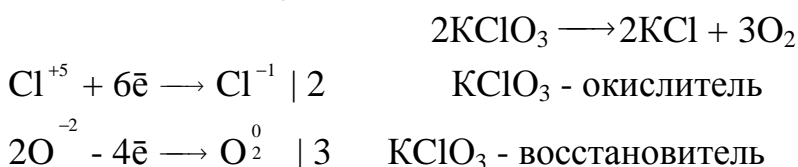


Здесь можно особо выделить реакции **компропорционирования** (*синпропорционирования, конмутации*), в которых окислителем и восстановителем являются атомы одного и того же элемента, но входящие в состав разных соединений:

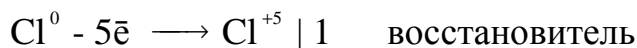
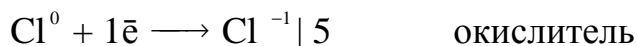


Ранее такие реакции называли реакциями *усреднения*.

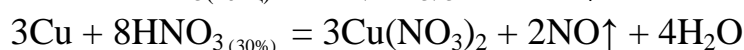
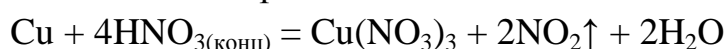
**Внутримолекулярные:** окислитель и восстановитель входят в состав одной и той же молекулы:



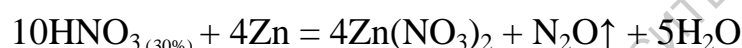
Здесь можно особо выделить реакции *диспропорционирования* (*дисмутации*), в которых окислителем и восстановителем являются атомы одного и того же элемента, находящегося в одинаковой промежуточной степени окисления:



Протекание окислительно-восстановительных процессов в сильной степени зависит от различных условий, прежде всего от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры и характера среды. Так концентрированная и разбавленная азотная кислота  $\text{HNO}_3$  по разному восстанавливается при взаимодействии с одним и тем же восстановителем:

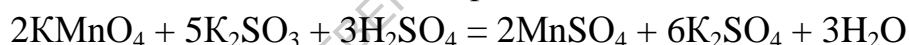


Различен характер восстановления азотной кислоты одной концентрации при взаимодействии с восстановителем разной активности:

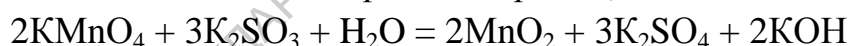


Классическим примером различного характера протекания реакций между одними и теми же окислителями и восстановителями является восстановление перманганата калия ( $\text{KMnO}_4$ ) в зависимости от среды раствора:

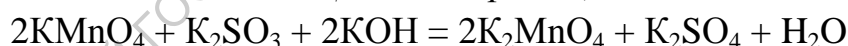
*Кислая среда* ( $\text{Mn}^{+7} + 5\bar{e} \longrightarrow \text{Mn}^{+2}$ ):



*Нейтральная среда* ( $\text{Mn}^{+7} + 3\bar{e} \longrightarrow \text{Mn}^{+4}$ ):



*Щелочная среда* ( $\text{Mn}^{+7} + 1\bar{e} \longrightarrow \text{Mn}^{+6}$ ):



Сила окислителя и восстановителя количественно характеризуется величиной окислительно-восстановительного потенциала  $E$ . Их стандартные величины, измеренные при  $25^\circ\text{C}$  в растворах с активностями (концентрациями) всех компонентов, равными 1, приводятся как справочные данные (Приложение 3). Абсолютные значения  $E^\circ$  практически определить невозможно, поэтому пользуются относительными величинами (относительно стандартного, нормального водородного электрода, потенциал которого условно принимают равным нулю).

Потенциал окислительно-восстановительной системы, измеренный по отношению к водородному электроду, называется *стандартным окислительно-восстановительным потенциалом* ( $E^\circ$ ).

Чем выше алгебраическая величина стандартного потенциала, тем сильнее данное вещество как окислитель. И наоборот, чем ниже – тем сильнее восстановитель. Самый активный окислитель фтор,  $E^\circ_{F_2/2F} = +2,87$  В, самый активный восстановитель Li,  $E^\circ_{Li^+/Li} = -3,03$  В (см. электрохимический ряд напряжения металлов).

**Наиболее сильным окислителем является частица, которая легче всего восстанавливается, т.е. имеет большее значение стандартного потенциала.**

Сравнивая окислительно-восстановительные потенциалы окислителя и восстановителя, можно определить направление протекания окислительно-восстановительного процесса. Если  $E^\circ_{ок.} - E^\circ_{восст.} > 0,4$  В, ОВР протекает практически необратимо в прямом направлении. Если же разность потенциалов находится в интервале от  $-0,4$  В до  $+0,4$  В, то в стандартных условиях реакция протекает в малой степени. Для проведения таких реакций применяют нагревание реакционной смеси, используют концентрированные растворы окислителей и восстановителей, один из реагентов берут в избытке (а еще лучше, если это возможно, в виде твердого вещества или газа). При этом потенциал окислителя увеличивается, а потенциал восстановителя уменьшается, что приводит к возрастанию разности потенциалов и увеличению степени протекания реакции в прямом направлении.

Разность стандартных потенциалов окислителя и восстановителя называют **стандартной электродвижущей силой реакции (ЭДС)**. Зная величину ЭДС можно прогнозировать направление протекания ОВР.

### Окислительно-восстановительная характеристика анионов

Анион	Окислительно-восстановительные свойства
Хлорид-ион ( $Cl^-$ )	Восстановительные свойства в составе концентрированной соляной кислоты; при электролизе в расплаве и растворе
Бромид-ион ( $Br^-$ ) Иодид-ион ( $I^-$ )	Восстановительные свойства
Сульфид-ион ( $S^{2-}$ )	Восстановительные свойства
Сульфит-ион ( $SO_3^{2-}$ )	Окислительно-восстановительная двойственность, восстановительные свойства преобладают
Сульфат-ион ( $SO_4^{2-}$ )	Окислительные свойства проявляются в концентрированной серной кислоте и при сплавлении солей с сильными восстановителями:

	$BaSO_4 + 4C = BaS + 4CO$
Нитрат-ион ( $NO_3^-$ )	Окислительные свойства в составе кислоты и солей
Нитрит-ион ( $NO_2^-$ )	Окислительно-восстановительная двойственность, окислительные и восстановительные свойства выражены в равной степени в составе солей
Фосфат-ион ( $PO_4^{3-}$ )	В растворах не проявляет окислительно-восстановительных свойств. Окислительные свойства проявляются при сплавлении солей с сильными восстановителями: $Ca_3(PO_4)_2 + 5C + 3SiO_2 = 3CaSiO_3 + 2P + 5CO$
Карбонат-ион ( $CO_3^{2-}$ )	Не проявляет окислительно-восстановительных свойств.
Гипохлорит-ион ( $ClO^-$ )	Сильные окислительные свойства в составе кислоты и солей
Хлорит-ион ( $ClO_2^-$ )	Окислительно-восстановительная двойственность, в большей степени характерны окислительные свойства
Хлорат-ион ( $ClO_3^-$ )	Окислительно-восстановительная двойственность, в большей степени характерны окислительные свойства
Перхлорат-ион ( $ClO_4^-$ )	Окислительные свойства проявляются в малой степени
Перманганат-ион ( $MnO_4^-$ )	Окислительные свойства, наиболее сильно проявляются в кислой среде
Манганат-ион ( $MnO_4^{2-}$ )	Окислительно-восстановительная двойственность
Дихромат-ион ( $Cr_2O_7^{2-}$ ) Хромат-ион ( $CrO_4^{2-}$ )	Окислительные свойства, наиболее сильно проявляются в кислой среде

### Задание на дом

1. Изучить материал лекции. Распечатать и поместить в портфолио.
2. Распечатать текст лабораторной работы из рабочей тетради и оформить ее, (*не допускается работа карандашом*) писать четко и разборчиво; выполнить письменное задание, приведенное в заключительной части лабораторной работы.
3. Выполнить задания:

**Составить глоссарий по данной теме:**

**Степень окисления –**

**Окислительно-восстановительные реакции –**

**Окисление –**

**Восстановление –**

**Окислители –**  
**Восстановители –**  
**Основное правило метода электронного баланса –**  
**Стандартный окислительно-восстановительный потенциал –**  
**Стандартная электродвижущая сила реакции (ЭДС) –**  
**Межмолекулярные ОВР –**  
**Внутримолекулярные ОВР –**  
**Реакции компропорционирования (усреднения) -**  
**Реакции диспропорционирования (самоокисления–самовосстановления) –**

## Рефлексия

### Прием «Инсерт»

На занятии с каждой академической группой преподаватель в ходе беседы-дискуссии обобщает результаты работы. При возникновении затруднений преподаватель может более подробно остановиться на сущности изучаемых вопросов.

### Рефлексия

В группу выдается перечень утверждений на отработку **алгоритма составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.**

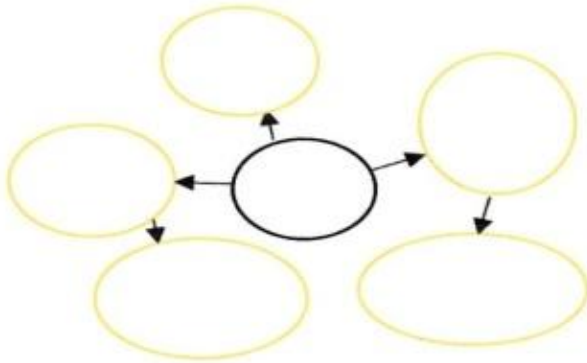
1. Составить электронные уравнения, которые отражают процессы окисления восстановителя и восстановления окислителя.
2. Проверить число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения реакции.
3. Записать формулы исходных реагентов и продуктов реакции.
4. Проверить и уравнять число атомов металла, не изменившего степень окисления в ходе реакции, в левой и правой частях уравнения.
5. Найденные коэффициенты в уравнении электронного баланса указываем перед соответствующими веществами (восстановителем и окислителем)
6. Проверить и уравнять число атомов водорода в левой и правой частях уравнения реакции.
7. Определить степени окисления элементов, которые изменились в процессе реакции.
8. Проверить и уравнять число кислотных остатков в левой и правой частях уравнения.

Перепутанная последовательность действий	1	2	3	4	5	6	7	8
Правильная последовательность действий								



## Рефлексия

Задание: *составьте кластер по изучаемой теме*



Кластеры используют для структурирования и систематизации материала.

Кластер – способ графической организации учебного материала, суть которой заключается в том, что в середине листа записывается или зарисовывается основное слово (идея, тема), а по сторонам от него фиксируются идеи (слова, понятия, выражения, формулы, рисунки), с ним связанные. При обсуждении изучаемого материала в ходе беседы – дискуссии совместно с другими студентами мини-группы, происходит уточнение, развитие и углубление изучаемого материала.

Предлагается составить кластер – например, основное слово **«степень окисления»** (**«окислитель, «восстановитель»**)

Схема кластера вкладывается в портфолио.

## Рефлексия

Задание: **«Цитата»**

Академическая группа студентов создает несколько мини-групп. Участники мини-группы располагаются за одним столом. Один из членов этой группы (ведущий) выбирает любой **термин** по изучаемой теме, например, **«окислитель»**, понятие которого приводится в материале лекции и объявляет его членам мини-группы (только термин, без определения).

Участники мини-группы, услышав термин, записывают его определение максимально точно, соответствуя определению, которое они усвоили при изучении темы. На запись понятия разбираемого термина дается фиксированное количество времени (например, одна минута) в зависимости от длины (объема) определения. После этого каждый студент передает свою запись студенту, сидящему рядом. Ведущий зачитывает определение из материала лекции и студенты исправляют написанное (в записи соседа). При отсутствии слова его необходимо добавить, лишние слова необходимо вычеркивать. За каждое верное слово ставится (+), за каждое пропущенное или лишнее слово (-). Количество обсуждаемых

терминов должно быть равно или кратно количеству студентов в мини-группе.

Студент, который привел наибольшее число правильных определений, получает максимальный балл. Такой подход позволяет провести проверку знаний основных терминов и понятий любой изучаемой темы.

Результаты работы вкладываются в портфолио.

### Вопросы для самостоятельного решения

1. Определите степень окисления серы в следующих соединениях:

- а)  $\text{SO}_2$                       в)  $\text{K}_2\text{SO}_3$                       д)  $\text{H}_2\text{SO}_4$   
б)  $\text{H}_2\text{S}$                       г)  $\text{CS}_2$                       е)  $\text{Al}_2\text{S}_3$ .

2. Определите степень окисления хрома в следующих соединениях:

- а)  $\text{K}_2\text{CrO}_4$                       в)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$                       д)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$   
б)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$                       г)  $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$                       е)  $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$

3. Допишите схемы реакций и укажите, какие из них относятся к окислительно-восстановительным:

- а)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$                       в)  $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow$                       д)  $\text{SO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$   
б)  $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow$                       г)  $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$                       е)  $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow$

4. Какие реакции, протекающие в атмосфере, являются окислительно-восстановительными:

- а)  $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$                       г)  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$   
б)  $\text{N}_2 + \text{O}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{O}_2$                       д)  $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$   
в)  $\text{O}_2 + \text{O} \rightarrow \text{O}_3$                       е)  $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$

5. Объясните, почему ионы  $\text{S}^{2-}$  проявляют только восстановительные, атомы  $\text{S}^0$  окислительные и восстановительные, а ионы  $\text{SO}_4^{2-}$  лишь окислительные свойства?

6. Укажите вещества и ионы, которые могут проявлять а) только окислительные; б) только восстановительные; в) окислительно-восстановительные свойства:

- а)  $(\text{MnO}_4)^-$                       ж)  $\text{H}^+$                       н)  $\text{Fe}^{2+}$   
б)  $\text{H}_2$                       з)  $\text{S}^{2-}$                       о)  $\text{C}$   
в)  $(\text{NO}_3)^-$                       и)  $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$                       п)  $\text{H}_2\text{SO}_3$   
г)  $\text{H}_2\text{O}_2$                       к)  $\text{Ca}$                       р)  $\text{HNO}_3$   
д)  $\text{KNO}_3$                       л)  $\text{NH}_3$                       с)  $\text{CO}$   
е)  $(\text{CrO}_4)^{2-}$                       м)  $\text{I}$                       т)  $\text{P}$

7. Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в следующих схемах уравнений реакций:

- а)  $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$   
б)  $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
в)  $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
г)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl}_{(\text{конц})} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$   
д)  $\text{H}_2\text{O} + \text{P} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$   
е)  $\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{I}_2 + \text{KOH}$   
ж)  $\text{KCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$

- з)  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{S}$   
 и)  $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$   
 к)  $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$   
 л)  $\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 м)  $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$   
 н)  $\text{I}_2 + \text{KOH} \longrightarrow \text{KIO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O}$

8. Определите тип окислительно-восстановительной реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса:

- а)  $\text{HClO}_3 + \text{HClO} \longrightarrow \text{ClO}_2 + \text{HClO}_4$   
 б)  $\text{KI} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{HIO}_3 + \text{KCl}$   
 в)  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \xrightarrow{t} \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$   
 г)  $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \longrightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$   
 д)  $\text{KClO}_3 \xrightarrow{t} \text{KCl} + \text{O}_2$   
 е)  $\text{H}_2\text{MnO}_4 \longrightarrow \text{HMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

9. Каким окислителем из трех  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  или  $\text{I}_2$  можно окислить ионы  $\text{Cl}^-$ , если

$$E^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = 1,51 \text{ В} \quad E^\circ_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/2\text{Cr}^{3+}} = 1,33 \text{ В}$$

$$E^\circ_{\text{I}_2/2\text{I}^-} = 0,536 \text{ В} \quad E^\circ_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-} = 1,36 \text{ В}$$

10. Будет ли протекать реакция при взаимодействии растворов  $\text{FeSO}_4$  и  $\text{HgSO}_4$ , учитывая что:

$$E^\circ_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 0,77 \text{ В}$$

$$E^\circ_{2\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}_2^{2+}} = 0,92 \text{ В}$$

11. Определите направление протекания реакции



$$E^\circ_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-} = 1,36 \text{ В}$$

$$E^\circ_{\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_3^{2-}} = 0,23 \text{ В}$$

**Осмысление.** Обсуждение вопросов, которые вызывают затруднения у студентов.

**Выполнение лабораторной работы** с использованием распечатанного алгоритма. После проверки у преподавателя правильности выполненной лабораторной работы вложить ее в портфолио.

**Задание.** Студентам выдается задание: перечень утверждений. Ответом является знак: «+» – **согласен**, «-» – **не согласен**:

1. Максимальная степень окисления атома всегда равна номеру группы.
2. Минимальная степень окисления равна номер группы, в которой находится элемент минус число 8.
3. Основные свойства гидроксидов увеличиваются с увеличением степени окисления атома.
4. Вещество, в котором элемент находится в минимальной степени окисления, проявляет восстановительные свойства.
5. Кислотные свойства гидроксидов увеличиваются с увеличением степени окисления.

Утверждения	1	2	3	4	5
Ответ					

**Задание.** Алгоритм составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

1. Составить электронные уравнения, которые отражают процессы окисления восстановителя и восстановления окислителя.
2. Проверить число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения реакции.
3. Записать формулы исходных реагентов и продуктов реакции.
4. Проверить и уравнять число атомов металла, не изменившего степень окисления в ходе реакции, в левой и правой частях уравнения.
5. Найденные коэффициенты в уравнении электронного баланса указываем перед соответствующими веществами (восстановителем и окислителем)
6. Проверить и уравнять число атомов водорода в левой и правой частях уравнения реакции.
7. Определить степени окисления элементов, которые изменились в процессе реакции.
8. Проверить и уравнять число кислотных остатков в левой и правой частях уравнения.

Перепутанная последовательность действий	1	2	3	4	5	6	7	8
Правильная последовательность действий								

**Задание.** Составьте уравнение реакции взаимодействия указанных веществ и рассчитайте ЭДС реакции:

1.  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{KI} =$
2.  $\text{Al} + \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} =$
3.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KI} =$
4.  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 =$
5.  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{MnSO}_4 =$
6.  $\text{HCl} + \text{KMnO}_4 =$
7.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} =$
8.  $\text{Mg} + \text{HNO}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3 + \dots$
9.  $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} = \text{H}_2\text{S} + \dots$
10.  $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} = \text{SO}_2 + \dots$

### Задание: «Собери уравнение»

Сущность работы сводится к следующему: студенты образуют мини-группы по 2-3 человека в зависимости от количества студентов академической группы или работают индивидуально. Каждая мини-группа получает по 1 набору с «рассыпавшимся уравнением». На сбор уравнения дается фиксированное время. По команде каждая мини-группа начинает упорядочивать части уравнения таким образом, чтобы собранное уравнение соответствовало бы изучаемой теме. Упорядочивание производится на отдельном листе (запись собранного уравнения с коэффициентами). Затем преподаватель проверяет и оценивает работу каждой мини-группы или каждого студента.

### Контроль усвоения изучаемого материала.

На заключительном этапе обсуждения изучаемой темы в группу каждому студенту выдается вариант тестового задания (5 вопросов), который представляет собой мини контрольную работу, в которой он дает объяснения к вопросу (этап *рефлексии*). После проведения текущего контроля по изучаемой теме преподаватель анализирует полученные результаты и прорабатывает на занятии вопросы, которые вызвали наибольшие затруднения у студентов при выполнении работы.

### Форма ответа:

**Тема: «Окислительно-восстановительные реакции»**

Дата \_\_\_\_\_

Фамилия, \_\_\_\_\_ имя \_\_\_\_\_

Группа \_\_\_\_\_

Вопрос	1	2	3	4	5
Ответы					

*\*На каждый вопрос может быть несколько ответов.*

*Если требуется по заданию, то дать пояснения для обоснования выбранного ответа.*

После проверки правильности выполненного задания (оценка и подпись преподавателя) вкладывается в портфолио, хранится и предоставляется в составе портфолио на зачете или экзамене.

Изучив данную тему, студенты должны:

### Уметь:

- рассчитывать степени окисления элементов в молекуле и ионе;
- составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций с помощью метода электронного баланса;
- определять тип окислительно-восстановительных реакций;

- определять возможность протекания окислительно-восстановительного процесса;
- рассматривать окислительно-восстановительные реакции и указывать какое вещество выполняет роль восстановителя, а какое – окислителя;
- предсказывать минимальную или максимальную степень окисления элемента по положению его в периодической системе;
- сравнивать значения  $E^{\circ}$  двух или более веществ и оценивать силу окислителя или восстановителя.

Значительную помощь студентам, которые обучаются на геологическом факультете, окажет пособие, разработанное для них и представленное в электронном ресурсе СГУ:

*Кожина Л.Ф., Чернозубова Е.В. Характеристика окислительно-восстановительных свойств химических соединений: учебно-методическое пособие. [Электронный ресурс]. – Саратов. – 2016. – 47 с.*  
[http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/1637.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1637.pdf)

## Тема « Общие свойства металлов и их соединений»

### Вопросы:

- Какие атомы элементов называют металлами с точки зрения строения атома?
- Какие величины характеризуют металлические свойства элементов?
- Как меняются металлические свойства атомов по периоду и по группе?
- Как определить минимальную и максимальную степень окисления атомов металла в соединениях?
- В какой части периодической таблицы располагаются металлы?
- Какой металл проявляет самые сильные восстановительные свойства?
- Какие металлы встречаются в природе в самородном состоянии? Чем это обусловлено?
- Какие общие свойства характерны для металлов как простых веществ?
- Почему соединения d-металлов по свойствам отличаются от соединений s- и p-металлов?

**Входной контроль** знаний обучающихся по теме «Общие свойства металлов и их соединений» с использованием тестового задания. Пример одного из вариантов тестового задания:

1. Как изменяется **восстановительная способность металлов** в ряду  $\text{Cu} \rightarrow \text{Ag} \rightarrow \text{Au}$ :  
1) возрастает      2) не меняется      3) уменьшается
2. Какие металлы растворяются в разбавленной серной кислоте:  
1) Ba    2) Cr    3) Fe    4) Cu    5) Au
3. Какие из приведенных ниже реакций протекают в растворах:  
1)  $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{FeCl}_2$       2)  $\text{Cu} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Cr} + \text{CuSO}_4$   
3)  $\text{Ca} + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}$     4)  $\text{Zn} + \text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{Pb}$
4. Какой из приведенных ниже металлов имеет наибольшее содержание в земной коре?  
1) Fe    2) Al    3) Cu    4) Au    5) Na    6) Zn
5. Какие из приведенных ниже металлов при взаимодействии с кислородом не образуют оксиды:  
1) Rb    2) Zn    3) Ba    4) Li    5) Fe

### Форма ответа:

**Тема:** «Общие свойства металлов и их соединений»

**Дата** \_\_\_\_\_

**ФИО** \_\_\_\_\_

**Группа** \_\_\_\_\_

Вопрос	1	2	3	4	5
Ответы					

*\*На каждый вопрос может быть несколько ответов.*

*Если требуется по заданию, то дать пояснения для обоснования выбранного ответа.*

После проверки правильности выполненного задания (оценка и подпись преподавателя) вкладывается в портфолио, хранится и предоставляется в составе портфолио на зачете или экзамене.

### **Теоретический материал по изучаемой теме:**

В электронном строении и свойствах атомов металлов имеется принципиальное сходство:

- небольшое число электронов на внешнем электронном слое (от 1 до 3 в атомах большинства металлов);
- слабая связь электронов внешнего слоя с ядром атома;
- стремление к отдаче электронов с целью приобретения устойчивой электронной конфигурации;
- наличие свободных орбиталей на валентных подуровнях;
- низкие значения энергии ионизации;
- металлическая связь в кристаллах;
- металлический блеск;
- хорошие теплопроводность и электрическая проводимость;
- ковкость и пластичность.

Атомы большинства металлов на внешнем энергетическом уровне содержат небольшое число электронов. Так, по одному электрону содержат 16 элементов, по два — 58, по три — 4 элемента и ни одного — только Pd. Атомы элементов Ge, Sn и Pb имеют на внешнем уровне по 4 электрона, Sb и Bi — по 5, но эти элементы не являются характерными металлами. Металлическую связь образуют элементы, атомы которых на внешнем уровне имеют малое число валентных электронов по сравнению с общим числом внешних энергетически близких орбиталей, а валентные электроны из-за небольшой энергии ионизации слабо удерживаются в атоме. Например, валентный электрон атома натрия ( $3s^1$ ) может занимать одну из орбиталей —  $3s$  (одна),  $3p$  (три),  $3d$  (пять). При сближении атомов в результате образования кристаллической решетки валентные орбитали соседних атомов перекрываются, благодаря чему электроны свободно перемещаются из одной орбитали в другую, осуществляя связь между всеми атомами кристалла металла. Такой тип химической связи называется *металлической связью*.



Металлическую связь образуют электроны, атомы которых на внешнем уровне имеют мало валентных электронов по сравнению с общим числом внешних энергетически близких орбиталей, а валентные электроны из-за небольшой энергии ионизации слабо удерживаются в атоме. Химическая связь в металлических кристаллах сильно *делокализована*, т.е. электроны, осуществляющие связь, обобществлены («электронный газ») и перемещаются по всему куску металла, в целом электронейтрального. Эта связь является достаточно прочной, поэтому большинство металлов имеет высокую температуру плавления.

Металлическая связь примерно в 3-4 раза слабее одинарной ковалентной связи. Металлическая связь имеет некоторое сходство с ковалентной, поскольку в ее основе лежит обобщение валентных электронов. Однако, электроны, которые осуществляют ковалентную связь, находятся вблизи соседних атомов и прочно с ними связаны. Электроны, осуществляющие металлическую связь, свободно перемещаются по всему кристаллу и принадлежат всем его атомам. Именно поэтому кристаллы с ковалентной связью хрупки, а с металлической — пластичны, т.е. они изменяют форму при ударе, прокатываются в тонкие листы и вытягиваются в проволоку.

*d*-металлы обладают некоторыми *особенностями* по сравнению с металлами главных подгрупп:

- у *d*-элементов лишь небольшая часть валентных электронов делокализована по всему кристаллу (у щелочных и щелочноземельных металлов валентные электроны полностью отданы в коллективное пользование). Остальные *d*-электроны участвуют в образовании направленных ковалентных связей между соседними атомами. *d*-металлы в кристаллическом состоянии обладают не чисто металлической связью, а ковалентно-металлической;

- вследствие незаконченности *d*-подуровня и наличия близких по энергии вакантных *ns*- и *np*-уровней, *d*-элементы склонны к комплексообразованию;

- для *d*-элементов характерен большой набор валентных состояний и соответственно, разнообразие степеней окисления. И как следствие этого, изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств в широких пределах.

Так как *d*-металлы и их ионы имеют неспаренные электроны, способные при поглощении световой энергии переходить из основных энергетических уровней и подуровней на более высокие уровни (в возбужденное состояние), то большинство ионов и их соединений окрашены. Цвет драгоценных камней (аквамарин, аметист, бирюза, гранат, рубин и др.) объясняется окраской примесных ионов *d*-металлов.

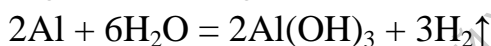
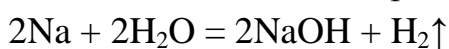
Активность металлов определяется их восстановительной способностью. О восстановительных способностях металлов судят по электродным потенциалам, значения которых являются периодической функцией порядкового номера элемента.

Электрохимический ряд напряжений металлов составлен по уменьшению восстановительной способности металлов и одновременно по увеличению окислительной способности их катионов в водном растворе.

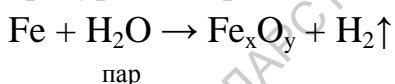
### Электрохимический ряд напряжений металлов

Li	Cs	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H <sub>2</sub>	Cu	Ag	Hg	Pt	Au
-3,04	-3,01	-2,92	-2,90	-2,87	-2,71	-2,36	-1,66	-0,76	-0,44	-0,28	-0,25	-0,14	-0,13	0	+0,34	+0,80	+0,85	+1,28	+1,5
Li <sup>+</sup>	Cs <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	2H <sup>+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Pt <sup>2+</sup>	Au <sup>3+</sup>
Восстановительная активность металлов (свойство отдавать электроны) уменьшается, а окислительная способность их катионов (свойство присоединять электроны) увеличивается в указанном ряду слева направо.																			

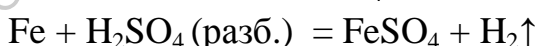
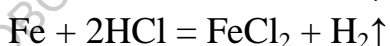
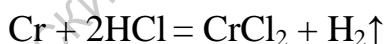
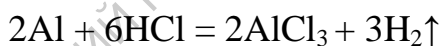
Металлы, располагающиеся в ряду от лития до алюминия, растворяются в воде (магний при кипячении; алюминий – после удаления оксидной пленки) с образованием основного гидроксида и водорода.



Остальные металлы, стоящие в ряду напряжения до водорода, в воде не растворяются, но могут взаимодействовать с парами воды при высоких температурах с образованием оксидов металлов и водорода.



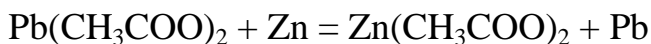
С разбавленными растворами HCl и H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> реагируют почти все металлы, стоящие левее водорода (H<sub>2</sub>), с выделением H<sub>2</sub>.



*Исключение:* титан и олово реагируют только с концентрированной HCl и не реагируют с разбавленной серной кислотой H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Свинец не взаимодействует с HCl (как разбавленной, так и концентрированной) и разбавленной серной кислотой H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

В реакции с вытеснением водорода (H<sub>2</sub>) не вступают азотная кислота (любой концентрации) HNO<sub>3</sub> и серная концентрированная кислота H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

Чем левее находится металл в ряду напряжений, тем легче он переходит в состояние катиона и восстанавливает все металлы, стоящие справа от него.



В этих реакциях не используют металлы, которые растворяются в воде, т.к. они будут реагировать не с солями металлов в растворе, а в первую очередь с водой.

#### Особенности взаимодействия концентрированной серной кислоты с металлами

Концентрированная серная кислота $\text{H}_2\text{SO}_4$	<i>Активные металлы (в ряду активности до железа) (<math>\text{H}_2\text{S}</math> или <math>\text{S}</math>)</i>
	$4\text{Zn} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 = 4\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$
	$8\text{Al} + 15\text{H}_2\text{SO}_4 = 4\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{S} + 12\text{H}_2\text{O}$
	<i>Металлы железо Fe – серебро Ag (<math>\text{SO}_2</math>)</i>
	$2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
	$\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
	<i>Au и Pt не реагируют с <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math> ни при каких условиях</i>

#### Особенности взаимодействия азотной кислоты с металлами:

Концентрированная азотная кислота $\text{HNO}_3$	<i>Металлы до Al (<math>\text{N}_2\text{O}</math>, <math>\text{NO}</math>)</i>
	$3\text{Ca} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
Разбавленная азотная кислота $\text{HNO}_3$	<i>Тяжелые металлы (<math>\text{NO}_2</math>)</i>
	$\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
	$4\text{Ca} + 10\text{HNO}_3 = 4\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$
	$8\text{Al} + 30\text{HNO}_3 = 8\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NH}_4\text{NO}_3 + 9\text{H}_2\text{O}$
	$3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
	<i>Au и Pt не реагируют с <math>\text{HNO}_3</math> ни при каких условиях</i>

**Пассивация:** концентрированная серная и азотная кислота пассивируют поверхность металлов (алюминия, железа, хрома) при обычной температуре, т.к. на поверхности металлов образуются прочные защитные пленки, которые растворяются только при нагревании.

Возможность протекания реакции между металлами и неметаллами (простыми веществами) обусловлена их активностью. Чем больше активность металла как восстановителя (чем **меньше** значение  $E^0$ ) и чем больше активность неметалла как окислителя (чем **больше** значение  $E^0$ ), тем более интенсивно протекает их взаимодействие.

#### Рефлексия

##### Прием «Инсерт»

На занятии с каждой академической группой преподаватель в ходе беседы-дискуссии обобщает результаты работы. При возникновении затруднений

преподаватель может более подробно остановиться на сущности изучаемых вопросов.

**Задание: «Собери уравнение»**

Сущность работы сводится к следующему: студенты образуют мини-группы по 2-3 человека (в зависимости от количества студентов академической группы). Каждая мини-группа получает по 1 карточке с «рассыпавшимся уравнением». На сбор уравнения дается фиксированное время. По команде каждая мини-группа начинает упорядочивать части уравнения таким образом, чтобы собранное уравнение соответствовало бы изучаемой теме. Упорядочивание производится на отдельном листе (запись собранного уравнения с коэффициентами). Студенты разных мини-групп обмениваются собранными уравнениями и проверяют правильность составленных уравнений друг у друга; затем преподаватель проверяет и оценивает работу каждой мини-группы.

**Задание: «Соли, содержащиеся в земной коре».**

Приведите формулы не менее трех минералов, в состав которых входит:

Ион	Формула минерала	Название минерала
Катион железа (III)		
Катион меди (II)		
Катион алюминия		
Катион серебра		
Катион свинца		
Катион никеля (II)		
Катион кобальта (II)		

**Задание: Качественное распознавание катионов**

Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно различить растворы:  $\text{CuSO}_4$  и  $\text{ZnSO}_4$ ;  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{FeCl}_2$ ;  $\text{ZnCl}_2$  и  $\text{PbCl}_2$ ;  $\text{AgNO}_3$  и  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ;  $\text{MgCl}_2$  и  $\text{LiCl}$ ;  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  и  $\text{Na}_2\text{S}$ ;  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и  $\text{AlCl}_3$ ;  $\text{CaCl}_2$  и  $\text{FeCl}_3$ .

**Задание: «Прикладная алхимия»**

Укажите, будет ли протекать следующие процессы в растворах. Если да, напишите уравнение реакции, используя метод электронного баланса.

$Zn + Pb(CH_3COO)_2 =$	$AgNO_3 + Fe =$
$Mg + AlCl_3 =$	$Al + NaCl =$
$MnCl_2 + Ba =$	$Zn(NO_3)_2 + Fe =$
$NiSO_4 + Zn =$	$Hg + CuSO_4 =$
$K + CuCl_2 =$	$Cr(NO_3)_3 + Fe =$

**Осмысление.** Обсуждение вопросов, которые вызывают затруднения у студентов.

**Выполнение лабораторной работы** с использованием распечатанного алгоритма. После проверки у преподавателя правильности выполненной работы вложить ее в портфолио.

**Рефлексия.** Студентам выдается задание: перечень утверждений. Ответом является знак: «+» – **согласен**, «-» – **не согласен**:

1. Все металлы в свободном состоянии проявляют восстановительные свойства.
2. Количественной характеристикой металлических свойств является энергия сродства к электрону.
3. Все щелочные металлы при сгорании образуют оксиды.
4. Все металлы при комнатных условиях – твердые вещества.
5. Чем выше активность металла, тем легче его катион разряжается на катоде.

Утверждение	1	2	3	4	5
Ответ					

### Контроль усвоения изучаемого материала.

На заключительном этапе обсуждения изучаемой темы в группу каждому студенту выдается вариант тестового задания (5 вопросов), который представляет собой мини контрольную работу, в которой он дает объяснения к вопросу (этап *рефлексии*). После проведения текущего контроля по изучаемой теме преподаватель, анализирует полученные результаты и прорабатывает на занятии вопросы, которые вызвали наибольшие затруднения у студентов при выполнении работы.

**Форма ответа:**

**Тема:** «Металлы и их свойства»

**Дата** \_\_\_\_\_

**Фамилия,** \_\_\_\_\_ **имя** \_\_\_\_\_

**Группа** \_\_\_\_\_

Вопрос	1	2	3	4	5
Ответы					

*\*На каждый вопрос может быть несколько ответов.*

*Если требуется по заданию, то дать пояснения для обоснования выбранного ответа.*

После проверки правильности выполненного задания (оценка и подпись преподавателя) вкладывается в портфолио, хранится и предоставляется в составе портфолио на зачете или экзамене.

В результате изучения материала данной темы, студенты должны:

**Уметь:**

- составлять электронные и электронно-графические формулы атомов металлов в основном и возбужденном состоянии; в различных степенях окисления;

- по формуле вещества определять принадлежность к определенному классу (оксиды, гидроксиды, соли);

- сопоставлять химические свойства металлов в свободном состоянии; кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений металлов;

- составлять уравнения реакций и предсказывать возможность их самопроизвольного протекания;

- составлять уравнения реакций получения металлов различными способами.

Более подробно свойства неметаллов и их получение рассмотрены в пособиях:

*Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В. Металлы и их свойства.*

*Электронный ресурс. 2015. 46с. [http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/1221.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1221.pdf)*

**Тема: «Общие свойства неметаллов и их соединений»**

**Вопросы:**

- Какие элементы можно назвать неметаллами с точки зрения строения атома?
- Какие величины характеризуют химическую активность неметаллов?
- Составьте шкалу электроотрицательности неметаллов.
- Какие неметаллы существуют в природе в свободном виде?
- Какая группа минералов является наиболее распространенной в природе?
- Во многих силикатных минералах ионы кремния замещаются ионами алюминия. Какие соединения при этом образуются?

**Входной контроль** знаний обучающихся по теме «Общие свойства неметаллов и их соединений» с использованием тестового задания. Пример одного из вариантов тестового задания:

1. Как изменяется **окислительная способность неметаллов в высшей степени окисления** по периоду слева направо:

- 1) возрастает      2) не меняется      3) уменьшается

2. Какие неметаллы растворяются в концентрированной серной кислоте:

- 1) N<sub>2</sub>    2) Cl<sub>2</sub>    3) S    4) P    5) C    6) Si

3. Какие из приведенных ниже реакций протекают в растворах:

- 1) S + NaOH →      2) P + HNO<sub>3</sub> (конц.) →  
3) Cl<sub>2</sub> + NaI →      4) Br<sub>2</sub> + NaCl →      5) Si + HNO<sub>3</sub> (конц.) →

4. Какой из приведенных ниже элементов-неметаллов имеет наибольшее содержание в земной коре?

- 1) H    2) N    3) Si    4) C    5) O    6) F

5. Какие из приведенных ниже неметаллов при непосредственном взаимодействии с кислородом не образуют оксиды:

- 1) F<sub>2</sub>    2) N<sub>2</sub>    3) S    4) Cl<sub>2</sub>    5) C    6) P

**Форма ответа:**

**Тема:** «Общие свойства неметаллов и их соединений»

**Дата** \_\_\_\_\_

**ФИО** \_\_\_\_\_

**Группа** \_\_\_\_\_

Вопрос	1	2	3	4	5
Ответы					

*\*На каждый вопрос может быть несколько ответов.*

*Если требуется по заданию, то дать пояснения для обоснования выбранного ответа.*

После проверки правильности выполненного задания (оценка и подпись преподавателя) вкладывается в портфолио, хранится и предоставляется в составе портфолио на зачете или экзамене.

### Теоретический материал по изучаемой теме:

На внешнем электронном уровне атомов неметаллов находится от 4 до 7 электронов. Присоединяя необходимое число электронов, они приобретают устойчивую электронную конфигурацию ближайшего благородного газа.

Неметаллы в жизни человека играют исключительно важную роль. Все процессы, происходящие в биосфере, связаны с неметаллами.

Свойства элементов – неметаллов определяются их положением в Периодической системе элементов.

III	IV	V	VI	VII	VIII
				<b>(H)</b> $1s^1$ (2,10)	<b>He</b> $1s^2$ (5,50)
<b>B</b> $2s^2 2p^1$ (2,01)	<b>C</b> $2s^2 2p^2$ (2,50)	<b>N</b> $2s^2 2p^3$ (3,07)	<b>O</b> $2s^2 2p^4$ (3,50)	<b>F</b> $2s^2 2p^5$ (4,10)	<b>Ne</b> $2s^2 2p^6$ (4,84)
	<b>Si</b> $3s^2 3p^2$ (1,80)	<b>P</b> $3s^2 3p^3$ (2,10)	<b>S</b> $3s^2 3p^4$ (2,60)	<b>Cl</b> $3s^2 3p^5$ (2,83)	<b>Ar</b> $3s^2 3p^6$ (3,20)
		<b>As</b> $4s^2 4p^3$ (2,20)	<b>Se</b> $4s^2 4p^4$ (2,48)	<b>Br</b> $4s^2 4p^5$ (2,74)	<b>Kr</b> $4s^2 4p^6$ (2,94)
			<b>Te</b> $5s^2 5p^4$ (2,01)	<b>I</b> $5s^2 5p^5$ (2,21)	<b>Xe</b> $5s^2 5p^6$ (2,40)
				<b>At</b> $6s^2 6p^5$ (1,90)	<b>Rn</b> $6s^2 6p^6$ (2,06)

### Шкала уменьшения электроотрицательности неметаллов:

He, Ne, F, O, Ar, N, Kr, Cl, Br, S, C, Xe, Se, P, Si, I, As, H, Rn, Te, B, At

Часто среди неметаллов рассматривают водород, хотя он проявляет как металлические, так и неметаллические свойства: в соединениях способен проявлять минимальную степень окисления, равную -1; максимальную +1. Для элементов IV- VII максимальные степени окисления равны номеру группы; минимальные - числу неспаренных электронов на внешнем энергетическом уровне (или № группы в которой находится элемент минус число 8). Общая электронная формула атомов неметаллов  $ns^2 n^{1-5}$ . Элементы VIIIA группы изучают отдельно, как химию благородных газов.



Особенностью основной части неметаллов является значительно большее число электронов на внешнем энергетическом уровне атомов. Химическая активность неметаллов можно охарактеризовать с помощью величин: *спродства к электрону и стандартного окислительно-восстановительного потенциала*. По периоду **слева направо** и по группе **снизу вверх**: *увеличение энергии ионизации; энергии спродства к электрону; увеличение электроотрицательности; уменьшение радиуса атомов*. Это обуславливает **увеличение окислительной способности элементов в периоде слева направо, а в группе снизу вверх**.

Характерной особенностью является стремление к образованию *ковалентных* химических связей с атомами других неметаллов и амфотерных элементов.

Простые вещества – *газы*:  $H_2, N_2, O_2, O_3, F_2, Cl_2$ . *Жидкость* –  $Br_2$ . *Твердые вещества* –  $B, C, Si, I_2, At_2, Se, Te, As$  (кристаллы). Твердые неметаллы образуют либо огромные макромолекулы – кристаллы (например, углерод, кремний), либо относительно небольшие макромолекулы ( $B_{12}, S_8, P_4$ ) – неорганические полимерные вещества. Температуры кипения и плавления у неметаллов V-VIII групп возрастают при увеличении атомного номера в группе. У кремния и углерода закономерность обратная. Резко отличаются свойства азота и фосфора, кислорода и серы. Если  $N_2$  и  $O_2$  – газообразные вещества, молекулы которых имеют кратные связи, то простые соединения фосфора и серы – полимерные вещества. Наиболее устойчивы молекулы  $P_4$  и  $S_8$ . Наблюдаемые отличия обусловлены появлением в третьем периоде свободного *d*-подуровня, способного участвовать в образовании химических связей.

Для неметаллов наблюдается явление *аллотропии*, например для кислорода, фосфора, углерода, серы.

Как известно, неметаллы образуют кислотные оксиды и кислотные гидроксиды; водородные соединения и разнообразные соли.

Значительная часть элементов проявляет промежуточные степени окисления. Следовательно, химия неметаллов – простых веществ и их соединений включает рассмотрение вопросов по кислотно-основным и окислительно-восстановительным свойствам.

Взаимодействие серной кислоты с неметаллами и их соединениями

<p>Концентрированная серная кислота <math>H_2SO_4</math></p>	<b>Кислота + неметалл (<math>SO_2</math>)</b>
	$C + 2H_2SO_4 + CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O$
	$S + 2H_2SO_4 = 3SO_2 + 2H_2O$
	$2P + 5H_2SO_4 = 2H_3PO_4 + 5SO_2 + 2H_2O$
	<b>Кислота + сложное вещество – восстановитель</b>

	$3\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$
	$2\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
	$8\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = 4\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$

Взаимодействие азотной кислоты с неметаллами:

Взаимодействие <i>концентрированной</i> азотной кислоты с неметаллами ( $\text{NO}_2$ + оксид неметалла или кислота)	$\text{C} + 4\text{HNO}_3 = \text{CO}_2 + 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
	$\text{P} + 5\text{HNO}_3 = \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
	$\text{S} + \text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
	$\text{I}_2 + \text{HNO}_3 = 2\text{HIO}_3 + 10\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие <i>разбавленной</i> азотной кислоты с неметаллами ( $\text{NO}$ + оксид неметалла или кислота)	$3\text{P} + 5\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}$
	$\text{S} + 2\text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}$

В природных соединениях **галогены** находятся в основном в виде солей, содержащих отрицательно заряженные ионы (наиболее устойчивая электронная конфигурация), поэтому почти все способы получения галогенов в свободном состоянии сводятся к окислению их ионов с помощью сильных окислителей или действием электрического тока.

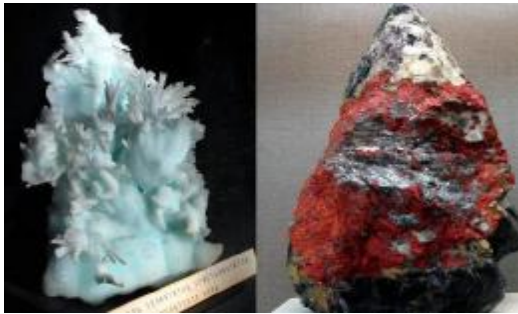
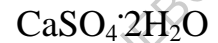
Степень окисления	Вещества	Химические свойства
-1	$\text{HF}, \text{HCl}, \text{HBr}, \text{HI};$	Кислотные свойства галогеноводородов; восстановительные свойства галогенид-ионов
	$\text{NaF}, \text{KCl}, \text{NaBr}, \text{KI}$	Свойства солей, реакции обмена
0	$\text{F}_2, \text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$	$\text{F}_2$ окислитель; $\text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$ – окислительно-восстановительная двойственность, диспропорционирование в щелочи; при взаимодействии с водой образование хлорной, бромной, иодной воды.
+1	$\text{HClO}, \text{HBrO}, \text{HIO},$	Кислотные свойства; окислительно-восстановительная двойственность с преобладанием окислительных свойств
	$\text{NaClO}, \text{NaBrO}, \text{NaIO}$	Окислительно-восстановительная двойственность с преобладанием окислительных свойств; реакции обмена
+3	$\text{HClO}_2$	Кислотные свойства; окислительно-восстановительная двойственность
+5	$\text{HClO}_3$	Кислотные свойства; окислительно-восстановительная двойственность
+7	$\text{HClO}_4$	Кислотные свойства; слабые окислительные свойства



Самородная сера



Разновидность гипса



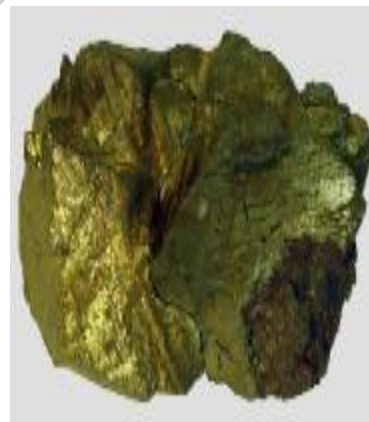
Глауберова соль  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$



Киноварь  $\text{HgS}$



Пирит  $\text{FeS}_2$



Медный колчедан  $\text{CuFeS}_2$

В природе **сера** встречается как в самородном состоянии, так и в различных органических и неорганических соединениях. Основными природными соединениями являются сульфидные или сернистые руды ( $\text{FeS}_2$  — *пирит*,  $\text{HgS}$  — *киноварь*,  $\text{ZnS}$  — *цинковая обманка*,  $\text{Cu}_2\text{S}$  — *халькозин*,  $\text{PbS}$  — *галенит* или свинцовый блеск и др.) и сульфатные или сернокислые руды ( $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  — *мирабилит* или глауберова соль,  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  — *гипс*,  $\text{BaSO}_4$  — *тяжелый шпат* и др.). Соединения серы входят в состав горючих ископаемых (углей, нефти, природного газа), содержатся в морской воде и

минеральных источниках. В растениях сера накапливается в листьях и стеблях. В живых организмах входит в состав белков, липидов, некоторых витаминов и биорегуляторов.

#### Характерные степени окисления, вещества и их свойства

Степень окисления	Формула вещества	Химические свойства
-2	$H_2S$ , $K_2S$ , $CuS$ , $FeS$	Кислотные свойства $H_2S$ ; восстановительные свойства сероводорода и сульфидов; растворимые соли подвергаются гидролизу по аниону.
0	$S$	Окислительно-восстановительная двойственность Диспропорционирование в растворах щелочей.
+4	$SO_2$ , $H_2SO_3$ , $Na_2SO_3$	Кислотные свойства оксида и гидроксида; окислительно-восстановительная двойственность; растворимые соли в незначительной степени подвергаются гидролизу по аниону.
+6	$SO_3$ , $H_2SO_4$ , $CuSO_4$	Кислотные свойства оксида и гидроксида; окислительные свойства концентрированной серной кислоты.

На глубине 300 метров под городом Найка в мексиканском штате Чиуауа есть удивительная Пещера кристаллов (Cueva de los Cristales). Открытая лишь в 2000-м году, она известна благодаря находящимся в ней кристаллам селенита ( $CaSO_4$ ) гигантских размеров. Найденные в этой пещере кристаллы достигают 11 метров в длину и 4 метров в ширину. А весит такой гигант около 55 тонн. Это самые большие из известных науке кристаллов.



Наибольшая часть **азота** в свободном состоянии находится в атмосфере. В земной коре азот встречается в связанном состоянии, образуя три основных типа минералов, содержащих ионы  $\text{CN}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{NH}_4^+$ . Промышленное значение имеют натриевая и калиевая селитры ( $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{KNO}_3$ ). Азот входит в состав всех живых организмов (белки, нуклеиновые кислоты и др.), играет важную роль в регулировании биопроцессов.

Степень окисления	Вещества	Химические свойства
-3	$\text{NH}_3$ , ( $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ), $\text{Li}_3\text{N}$ , $\text{NH}_4\text{Cl}$ , ( $\text{NH}_4$ ) <sub>2</sub> $\text{Cr}_2\text{O}_7$ , $\text{Cl}_3\text{N}$	Основные свойства; восстановительные свойства аммиака и его соединений; гидролиз растворимых солей по катиону; термическая неустойчивость солей аммония
-2	$\text{N}_2\text{H}_4$	Окислительно-восстановительная двойственность
-1	$\text{NH}_2\text{OH}$	Окислительно-восстановительная двойственность
0	$\text{N}_2$	Окислительно-восстановительная двойственность
+1	$\text{N}_2\text{O}$	Несолеобразующий оксид. Окислительно-восстановительная двойственность
+2	$\text{NO}$	Несолеобразующий оксид. Окислительно-восстановительная двойственность
+3	$\text{N}_2\text{O}_3$ , $\text{HNO}_2$ , $\text{NaNO}_2$	Кислотный оксид. Кислотный гидроксид. Окислительно-восстановительная двойственность. Растворимые соли подвергаются гидролизу по аниону
+4	$\text{NO}_2$	Кислотный оксид. Не имеет кислотного гидроксида со степенью окисления азота +4. Окислительно-восстановительная двойственность
+5	$\text{N}_2\text{O}_5$ , $\text{HNO}_3$ , $\text{NaNO}_3$ , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	Кислотный оксид и кислотный гидроксид. Сильные окислительные свойства. Соли – окислители; термически неустойчивы. Растворимые соли гидролизу по аниону не подвергаются.

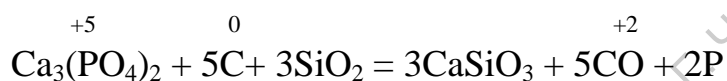
Основные **фосфор**-содержащие минералы – *фосфорит* и *апатит*, основой которых являются  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  и  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{X}$  (X – F, Cl, OH), соответственно. Велико содержание фосфора в почвах, он необходим для растений. Фосфор является биогенным элементом, входит в состав белков и нуклеиновых кислот.

Фосфор образует одиннадцать *аллотропных модификаций*, основные из них: белый, красный и черный фосфор.

Степень окисления	Соединения	Химические свойства
-3	$\text{PH}_3$ , $\text{Ca}_3\text{P}_2$	Восстановительные свойства; фосфида подвергается необратимому гидролизу
0	P	Окислительно-восстановительная двойственность;

		реакции самовосстановления – самоокисления (диспропорционирования) в растворах щелочей
+3	$P_2O_3$ $H_3PO_3$ или $H_2(HPO_3)$	Кислотный оксид и гидроксид; двухосновная слабая кислота; растворимые соли подвергаются гидролизу по аниону; окислительно-восстановительная двойственность
+5	$P_2O_5$ , $H_3PO_4$ , $K_3PO_4$ , $KH_2PO_4$ , $K_2HPO_4$	Кислотный оксид и гидроксид; отсутствие окислительных свойств в растворах; растворимые соли подвергаются гидролизу по аниону.

*Фосфат-ион* в растворах кислоты и солей *не проявляет* окислительных свойств; окислительные свойства фосфатов проявляются при сплавлении с сильным восстановителем:

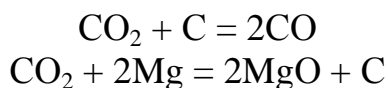


**Углерод** является основой органических соединений, следовательно – главным элементом живой материи. Углерод распространен в самых верхних слоях земной коры и в нижних слоях атмосферы, т.е. в тех областях, в которых протекают основные биологические процессы.

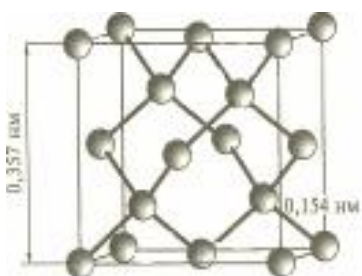
Степень окисления	Вещество	Химические свойства
-4	$CH_4$	Не проявляет кислотно-основных свойств; восстановитель
0	$C$	Окислительно-восстановительная двойственность.
+2	$CO$	Несолеобразующий оксид, восстановительные свойства.
+4	$CO_2$ , $H_2CO_3$ , $Na_2CO_3$ , $NaHCO_3$	Кислотный оксид и гидроксид; образует два типа солей: средние и кислые соли. Растворимые соли подвергаются гидролизу по аниону;

Промежуточные степени окисления атом углерода проявляет в органических соединениях.

$CO_2$  проявляет окислительные свойства при взаимодействии с углеродом и магнием:



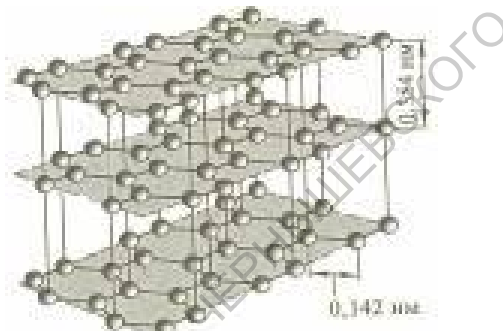
Углерод образует несколько *аллотропных модификаций*: алмаз, графит, карбин, фуллерены. Эти видоизменения углерода различаются кристаллохимическим строением и физическими характеристиками.



*Алмаз* – бесцветное кристаллическое, сильно преломляющее свет вещество, очень твердое (по твердости превосходит все известные природные вещества), хрупкое, тугоплавкое, плохо проводит тепло и электрический ток.

Алмаз образует бесконечную трехмерную структуру, в которой каждый атом углерода, находящийся в состоянии  $sp^3$  - гибридизации, соединен равноценными ковалентными  $\sigma$ -связями с четырьмя соседними атомами, образующими тетраэдр. Каркасная атомная структура алмаза отличается чрезвычайной энергетической устойчивостью.

*Графит* – темно-серое непрозрачное, мягкое, жирное на ощупь вещество, со слабым металлическим блеском. Он имеет слоистую структуру. Каждый слой построен из шестичленных колец (типа бензольных), все атомы углерода находятся в состоянии  $sp^2$ -гибридизации, каждый из них образует три прочные ковалентные связи с соседними атомами

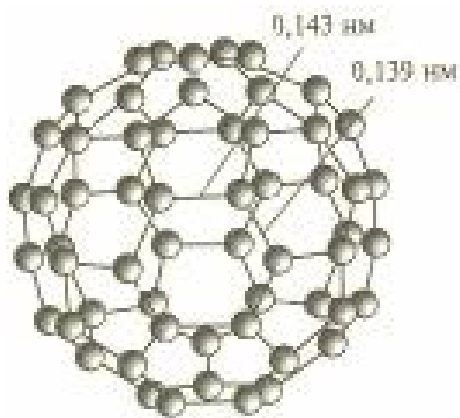


углерода, расположенными в том же слое. Такая система связей объясняет характерный блеск, высокую температуру плавления и высокую электропроводность графита. Четвертая делокализованная  $\pi$ -связь ориентирована перпендикулярно плоскости слоя и имеет большую длину. Гексагональные слои графита связаны между собой слабыми Ван-дер-Ваальсовыми силами, причем, прочность химических связей в слое (716 кДж/моль) гораздо выше, чем между слоями (17 кДж/моль). Поэтому, графит легко расслаивается, что позволяет использовать его как твердую смазку и материал для грифелей карандашей. Слоистое строение графита определяет анизотропию его свойств. Например, вдоль слоя электропроводность в 5000 раз больше, чем в поперечном направлении. При атмосферном давлении и любых температурах графит является более устойчивой модификацией, чем алмаз. При высоких давлениях (выше 4 ГПа) и температурах (выше  $1500^\circ\text{C}$ ) графит переходит в алмаз.

Разупорядоченная структура мелкокристаллического графита лежит в основе строения различных форм *аморфного углерода*, важнейшими из которых являются кокс, бурые и каменные угли, сажа, активированный уголь. В аморфных формах атомы углерода присутствуют в различных гибридных состояниях ( $sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3$ ).

*Карбин* получают каталитическим окислением (дегидрополиконденсацией) ацетилена. Данная аллотропная модификация углерода кристаллизуется в двух формах: полииновой ( $-C \equiv C - C \equiv C -$ ) и поликумуленовой ( $=C=C=C=$ ). Карбин химически инертен и не взаимодействует с водородом. При высоких температурах и давлениях в отсутствие катализатора карбин переходит в алмаз. Карбин обладает полупроводниковыми свойствами.

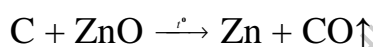
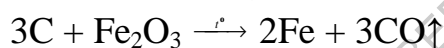
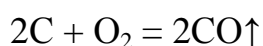
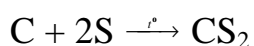
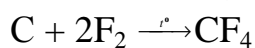
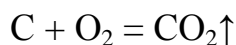
*Фуллерены* – новые модификации углерода. Впервые обнаружены в продуктах конденсации графита. Молекула фуллерена  $C_{60}$  имеет сферическую форму. Она построена из соединенных между собой пяти- и шестичленных



циклов, содержащих углерод как в состоянии  $sp^3$ -, так и в  $sp^2$ -гибридизации. Кроме  $C_{60}$  выделены и другие фуллерены: с большим ( $C_{70}$ ,  $C_{76}$ ) и с меньшим ( $C_{36}$ ) числом атомов углерода в молекуле. При обычной температуре алмаз и графит химически инертны. Наиболее инертной формой углерода является алмаз, обладающий прочной кристаллической структурой.

Мелкокристаллические формы графита (кокс, сажа, активированный уголь) более реакционноспособны, но, как правило, при высокой температуре.

Углерод – активный восстановитель:



Важнейшие соли угольной кислоты: карбонат калия –  $K_2CO_3$  (техническое название *поташ*), из водных растворов выделяется в виде кристаллогидрата состава  $K_2CO_3 \cdot 2H_2O$ . Поташ более гигроскопичен и лучше растворим в воде, чем карбонат натрия –  $Na_2CO_3$ , который из водных растворов выделяется в виде кристаллогидрата  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$  (техническое название *кристаллическая сода*). Безводное соединение  $Na_2CO_3$  называется *кальцинированная сода*. Карбонат кальция –  $CaCO_3$ , широко распространен в природе в виде *известняка, мела, кальцита, мрамора. Доломит* –  $MgCO_3 \cdot CaCO_3$ , двойной карбонат магния и кальция, применяется как строительный материал. *Мергели* – известняки, содержащие различные количества глины, применяются для производства цемента. Карбонат магния –  $MgCO_3$  - минерал *магнезит*, применяется в металлургии, для изготовления огнеупорных материалов. Карбонат бария –  $BaCO_3$ , встречается в природе в виде минерала *витерита*. Карбонат гидроксо свинца –  $2PbCO_3 \cdot Pb(OH)_2$  - *свинцовые белила*. Карбонат дигидроксо меди (II) –  $(CuOH)_2CO_3$  – *малахит*. Карбонат железа (II) –  $FeCO_3$  – *шпатовый железняк*.

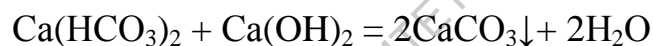
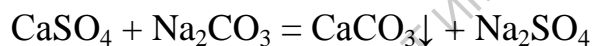
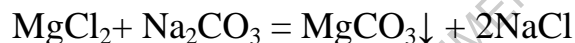
Растворимостью гидрокарбонатов в воде объясняется постоянное передвижение карбонатов в природе. Природная вода, содержащая значительные количества солей кальция и магния называется *жесткой*. Если



ионы указанных элементов находятся в составе гидрокарбонатов, то жесткость воды носит название *карбонатной* или *временной*. Если же они находятся в составе сульфатов, хлоридов, нитратов, то жесткость воды называется *некарбонатной* или *постоянной*. *Общая* жесткость обуславливается общим содержанием растворенных солей и представляет собой сумму карбонатной и некарбонатной жесткости. Карбонатную жесткость воды легко устранить простым кипячением, т.к. гидрокарбонаты кальция и магния разлагаются при нагревании:



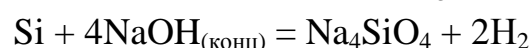
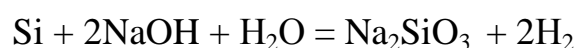
Для устранения общей жесткости применяют химические методы, основанные на удалении из воды катионов кальция, магния переводом их в нерастворимые соединения – карбонаты, фосфаты и др. Чаще всего при этом используют соду  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , гашеную известь  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ :



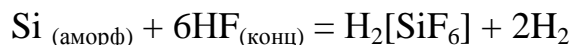
**Кремний** играет такую же важную роль в неорганическом мире, как углерод в органическом, так как большинство горных пород, образующих земную кору, состоит из силикатных материалов. По распространенности на Земле занимает второе место после кислорода.

Степень окисления	Вещество	Химические свойства
-4	$\text{Ca}_2\text{Si}$	Восстановитель
0	$\text{Si}$	Окислительно-восстановительная двойственность, с преобладанием восстановительных свойств
+2	$\text{SiO}$	Несолеобразующий оксид, окислительно-восстановительная двойственность
+4	$\text{SiO}_2, \text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$	Кислотный оксид, нерастворим в воде; Кремниевые кислоты – слабые кислоты, полимерное строение; термически неустойчивы
	$\text{K}_2\text{SiO}_3$	Растворимые соли подвергаются гидролизу по аниону.
	$\text{SiH}_4, \text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ (n = 1 - 8)	Сильные восстановительные свойства, самовоспламеняются

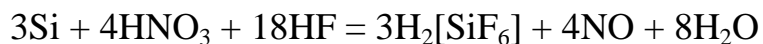
**Кремний** переводят в растворимые соединения при взаимодействии со щелочью:



при взаимодействии с плавиковой кислотой:



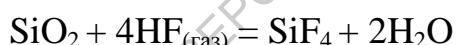
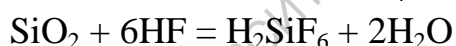
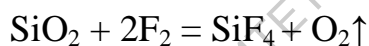
при взаимодействии со смесью плавиковой и азотной кислот:



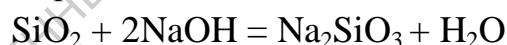
*Движущей силой этих реакций является процесс комплексообразования - образование комплексного устойчивого аниона  $[\text{SiF}_6]^{2-}$*

Оксид кремния (IV) –  $\text{SiO}_2$  имеет несколько модификаций и в природе встречается, главным образом, в виде минерала кварца, а также кристобалита и тридимита. Некоторые разновидности кварца носят особые названия. Большие прозрачные кристаллы называют горным хрусталем. Встречаются и окрашенные разновидности кварца: розовый- кварц, фиолетовый- аметист, темно-коричневый- дымчатый топаз, зеленый- хризопраз и др. Скрытокристаллическая модификация кварца с примесями других веществ встречается в виде халцедона, агата, яшмы и др. Горный хрусталь и окрашенные разновидности кварца используют как драгоценные и полудрагоценные камни.

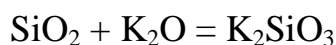
Обычные формы оксида кремния (IV) мало реакционноспособны. На них действуют лишь фтор, плавиковая кислота, газообразный фтороводород:



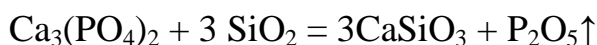
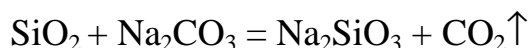
Все модификации  $\text{SiO}_2$  в воде практически нерастворимы.  $\text{SiO}_2$  – кислотный оксид, поэтому аморфный оксид кремния (IV) медленно растворяется в водных растворах щелочей:



Сплавление всех форм оксида кремния (IV) с оксидами, карбонатами щелочных, щелочно-земельных и других металлов приводит к образованию соответствующих силикатов:



Будучи нелетучим оксидом,  $\text{SiO}_2$  при сплавлении вытесняет более летучие оксиды из солей:



**Выполнение лабораторной работы** с использованием распечатанного алгоритма. После проверки у преподавателя правильности выполненной работы вложить ее в портфолио.

## **Рефлексия**

### **Прием «Инсерт»**

На занятии с каждой академической группой преподаватель в ходе беседы-дискуссии обобщает результаты работы. При возникновении затруднений преподаватель может более подробно остановиться на сущности изучаемых вопросов.

**Осмысление.** Обсуждение вопросов, которые вызывают затруднения у студентов.

## **Рефлексия**

### **«Собери уравнение»**

Сущность работы сводится к следующему: студенты образуют мини-группы по 2-3 человека (в зависимости от количества студентов академической группы). Каждая мини-группа получает по 1 карточке с «рассыпавшимся уравнением». На сбор уравнения дается фиксированное время. По команде каждая мини-группа начинает упорядочивать части уравнения таким образом, чтобы собранное уравнение соответствовало бы изучаемой теме. Упорядочивание производится на отдельном листе (запись собранного уравнения с коэффициентами). Студенты разных мини-групп обмениваются собранными уравнениями и проверяют правильность составленных уравнений друг у друга; затем преподаватель проверяет и оценивает работу каждой мини-группы.

### **Осмысление**

**Сульфиды** различных металлов образуют обширный класс минералов, которые являются одними из наиболее важных для промышленности. Сульфиды образуются главным образом при эндогенных процессах и концентрируются в гидротермальных месторождениях от высоко - до низкотемпературных. Реже встречаются магматические (сульфиды меди, никеля, железа) и экзогенные (сульфиды меди, железа и др.), в том числе и имеющие крупное промышленное значение. На земной поверхности сульфиды неустойчивы и легко окисляются с образованием различных соединений – гидроксидов, карбонатов, сульфатов. В верхних частях обнажающихся на поверхности сульфидных месторождений располагается *зона окисления*, из которой полезные компоненты могут быть полностью или частично вынесены грунтовыми водами. Ниже зоны окисления располагается *зона вторичного сульфидного обогащения*, в которой грунтовые сернокислые воды взаимодействуют с неизменными сульфидами. При этом возникают новые минералы, вторичные сульфиды, и соответственно руды, более богатые полезными компонентами по сравнению с первичными.

## Рефлексия

**Задание:** «Классификация и способы получения сульфидов»

1. Укажите сульфиды, растворимые в воде. Предложите способы их получения.
2. Укажите сульфиды, нерастворимые в воде, но растворимые в разбавленных кислотах. Предложите способы их получения. Выпишите ПР этих сульфидов. Укажите их окраску.
3. Укажите сульфиды, которые не существуют в водных растворах. Как их можно определить среди других сульфидов? Предложите способы их получения. Укажите их окраску.
4. Укажите сульфиды, которые нерастворимы в разбавленных кислотах, но растворимы в кислотах окислителях. Предложите способы их получения. Укажите их окраску.
5. Объясните существование смешанных сульфидов, например  $\text{CuFeS}_2$ .

**Задание:** «Качественное распознавание анионов»

Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно различить растворы:  $\text{CuSO}_4$  и  $\text{CuCl}_2$ ;  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{NaF}$ ;  $\text{K}_3\text{PO}_4$  и  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{NaBr}$  и  $\text{NaNO}_3$ ;  $\text{CaCl}_2$  и  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ;  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  и  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ;  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ ;  $\text{K}_2\text{SO}_3$  и  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .

**Задание:** Сравните окраску сульфидов:  $\text{ZnS}$ ,  $\text{CdS}$ ,  $\text{HgS}$  и  $\text{As}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Bi}_2\text{S}_3$ .

Как можно объяснить углубление окраски сульфидов в указанных рядах?  
(сравните расположение металлов, образующих сульфиды в таблице Д.И. Менделеева; какой параметр меняется?)

**Задание:** «Соли, содержащиеся в земной коре»

Приведите формулы не менее трех минералов, в состав которых входит:

Ион	Формула минерала	Название минерала
Сульфат-анион		
Карбонат-анион		
Фосфат-анион		
Сульфид-анион		
Фторид-анион		
Гидроксид-анион		

## Контроль усвоения изучаемого материала.

На заключительном этапе обсуждения изучаемой темы в группу каждому студенту выдается вариант тестового задания (5 вопросов), который представляет собой мини контрольную работу, в которой он дает объяснения к вопросу (этап *рефлексии*). После проведения текущего контроля по изучаемой теме преподаватель, анализирует полученные результаты и прорабатывает на занятии вопросы, которые вызвали наибольшие затруднения у студентов при выполнении работы.

### Форма ответа:

Тема: «Неметаллы и их соединения»

Дата \_\_\_\_\_

Фамилия, \_\_\_\_\_ имя \_\_\_\_\_

Группа \_\_\_\_\_

Вопрос	1	2	3	4	5
Ответы					

*\*На каждый вопрос может быть несколько ответов.*

*Если требуется по заданию, то дать пояснения для обоснования выбранного ответа.*

После проверки правильности выполненного задания (оценка и подпись преподавателя) вкладывается в портфолио, хранится и предоставляется в составе портфолио на зачете или экзамене.

После изучения данной темы, студенты должны

### Уметь:

- составлять электронные и электронно-графические формулы атомов неметаллов в основном и возбужденном состоянии; частиц в положительной и отрицательной степени окисления;

- объяснять, чем отличаются структуры металлических и неметаллических элементов;

- предсказывать минимальную и максимальную степень окисления любого неметаллического элемента;

- по формуле вещества определять принадлежность к определенному классу (оксиды, кислоты, соли);

- сопоставлять химические свойства элементов в свободном состоянии, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений.

Более подробно свойства неметаллов и их получение рассмотрены в пособиях:

*Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В. Неметаллы и их свойства. Электронный ресурс. 2015. 35с. [http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/1220.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1220.pdf)*

*Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В. Задания для подготовки по общей и неорганической химии. Часть 2. Неметаллы и их соединения. Учебно-методическое пособие для студентов бакалавриата нехимических факультетов. [Электронный ресурс]. – Саратов. – 2018. - 78с. [http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/2074.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/2074.pdf)*

## Сообщение преподавателя перед выполнением экспериментальной проверочной работы

В практической деятельности часто возникает необходимость идентификации (обнаружения) того или иного вещества. *Химическая идентификация – это установление вида и состояния фаз, молекул, атомов, ионов и других составных частей вещества на основе сопоставления экспериментальных и соответствующих справочных данных для известных веществ.*

Для решения таких задач требуются знания условий проведения реакций и изменений, которые сопровождают различные превращения. Например, изменение окраски растворов, образование осадков определенного цвета, структуры (плотный, творожистый), характерный запах газа. Имеются некоторые реакции, которые позволяют обнаружить то или иное вещество или ион в присутствии других веществ или других ионов. Такие реакции называются *специфическими*. Однако в большинстве случаев реакции обнаружения вещества не являются специфическими, поэтому мешающие идентификации вещества переводят в осадок, слабо диссоциирующее или комплексное соединение.

*Идентификация катионов неорганических веществ.* Методы качественного анализа базируются на ионных реакциях, которые позволяют идентифицировать элементы в форме тех или иных ионов. В ходе реакции образуются труднорастворимые соединения, окрашенные комплексные соединения, происходит окисление или восстановление с изменением цвета раствора.

Летучие соединения металлов окрашивают пламя горелки в тот или иной цвет. Поэтому, если внести изучаемое вещество на платиновой или нихромовой проволоке в бесцветное пламя горелки, то происходит окрашивание пламени при наличии в веществе тех или иных элементов.

### Окраска пламени в присутствии катионов металлов

<i>Элемент</i>	<i>Окраска пламени</i>
Натрий	Ярко-желтый
Калий	Фиолетовый
Кальций	Кирпично-красный
Стронций	Карминово-красный
Барий	Желто-зеленая
Медь, бор	Желто-зеленый
Свинец, мышьяк	Бледно-голубой

### Характерная окраска некоторых твердых веществ

<i>Окраска твердого вещества</i>	<i>Формула вещества</i>
Черные, нерастворимые в воде	HgS, Ag <sub>2</sub> S, PbS, CuS, FeS, CuO, MnO <sub>2</sub> , FeO, C
Белые	ZnO, CuSO <sub>4</sub> , ZnS, AgCl, Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> , SiO <sub>2</sub> , CuCl

Красные (оранжевые)	$PbO_2, Ca_3P_2, P, Sb_2S_3, Pb_3O_4, SnS, Bi_2S_3, HgI, Cu_2O, HgO, K_3[Fe(CN)_6]$
Коричневые (бурые)	$Fe(OH)_3, Fe(SCN)_3, Ag_2O$
Розовые	$MnCl_2,$
Фиолетовые	$I_2, KMnO_4$
Желтые, оранжевые	$Na_2O_2, SnS_2, S, As_2S_3, CdS, PbI_2, Ag_3PO_4, K_4[Fe(CN)_6], K_2Cr_2O_7, K_2CrO_4$
Зеленые	$FeSO_4 \cdot 7H_2O, NiSO_4 \cdot 7H_2O, Cr_2(SO_4)_3, Cr(OH)_3, Cu(OH)_2 \cdot CuCO_3, Cr_2O_3$
Голубые, синие	$CuSO_4 \cdot 5H_2O, Cu(OH)_2, Fe_4[Fe(CN)_6]_3, Fe_3[Fe(CN)_6]_2$

### Изменения, сопровождающие некоторые химические превращения

№ п/п	Признак реакции	Уравнения реакций
1	«бурый газ» оксид азота (IV) $NO_2$ – «лисий хвост»	$2NO + O_2 = 2NO_2$ $Cu + 4HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$ Выделяется при взаимодействии малоактивных металлов с конц. азотной кислотой $HNO_3$ и окисления $NO$
2	Газ $H_2S$ с запахом гниющего белка – сероводород	$FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S$ Выделяется при взаимодействии сульфидов металлов металлов с кислотами и очень активных металлов с конц. серной кислотой $4Mg + 5H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2S + 4H_2O$
3	Газ $SO_2$ с резким характерным запахом, растворимый в воде с образованием кислотной среды ( $H^+$ )	$S + O_2 = SO_2$ $2ZnS + 3O_2 = 2SO_2 + 2ZnO$ $Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$
4	Газ $NH_3$ с характерным запахом, очень хорошо растворим в воде с образованием основной среды ( $OH^-$ ) – водный раствор аммиака	$N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ $NH_4Cl + NaOH = NaCl + NH_3 + H_2O$ $NH_3 + H_2O = NH_4^+ + OH^-$
5	Газ $N_2$ – не поддерживает горение, мало растворим в воде, не токсичен	$4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6H_2O$
6	Газы - $O_2, O_3$ , оксиды азота – поддерживают горение	$O_2 + C = CO_2$ $2O_3 + 3C = 3CO_2$ $2NO_2 + C = CO_2 + 2NO$

*Идентификация анионов.* Анионы обычно классифицируют по растворимости солей, либо по окислительно-восстановительным свойствам.



Так многие анионы ( $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{SiO}_3^{2-}$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{CrO}_4^{2-}$  и др.) имеют групповой реагент  $\text{BaCl}_2$  в нейтральной или слабо кислой среде, так как соли бария с этими анионами мало растворимы в воде. Групповым реагентом в растворе  $\text{HNO}_3$  на ионы  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{SCN}^-$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{ClO}^-$ ,  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$  и др. является раствор нитрата серебра  $\text{AgNO}_3$ .

### Примеры заданий на распознавание веществ

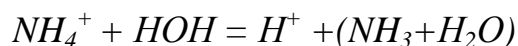
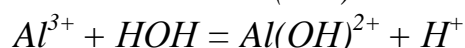
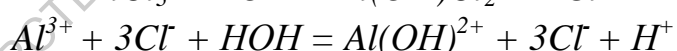
**Задание 1.** В пробирках без этикеток находятся кристаллические белые вещества: сульфат свинца  $\text{PbSO}_4$ , хлорид алюминия  $\text{AlCl}_3$ , нитрат бария  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ , карбонат калия  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , нитрат натрия  $\text{NaNO}_3$ , бромид аммония  $\text{NH}_4\text{Br}$ . Используя дистиллированную воду, универсальную индикаторную бумагу, раствор  $\text{AgNO}_3$ , предложите способы обнаружения веществ и последовательность Ваших действий.

#### Решение:

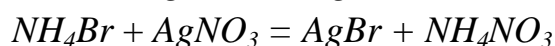
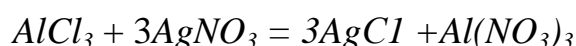
1) В отдельные пробирки необходимо поместить небольшое количество веществ. Обработать водой. В соответствии с данными таблицы растворимости только одно вещество -  $\text{PbSO}_4$  останется в осадке на дне пробирки. Остальные вещества образуют бесцветные растворы.

2) С помощью универсального индикатора определить кислотность среды полученных растворов. В 2-х растворах индикаторная бумага покраснеет – это растворы  $\text{AlCl}_3$  и  $\text{NH}_4\text{Br}$  (изменение окраски доказывает наличие кислой среды в результате гидролиза). В одной пробирке – среда щелочная – это  $\text{K}_2\text{CO}_3$ . Индикаторная бумага доказывает наличие в растворе гидроксид-ионов (синяя окраска).

Составим уравнения гидролиза для доказательства ответа.

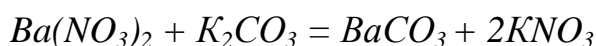


3) К растворам  $\text{AlCl}_3$  и  $\text{NH}_4\text{Br}$  добавим раствор нитрата серебра и увидим образование осадков  $\text{AgCl}$  и  $\text{AgBr}$ , незначительно отличающихся по окраске.



4) Неопознанными остались 2 вещества  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{NaNO}_3$

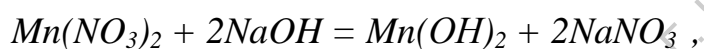
К растворам этих веществ можно добавить раствор  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , определенный ранее. Только в одной пробирке наблюдается образование белого осадка карбоната бария:



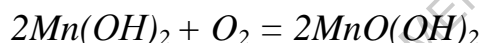
**Задание 2.** В пробирках без этикеток находятся растворы нитратов марганца (II)  $Mn(NO_3)_2$ , стронция  $Sr(NO_3)_2$ , свинца (II)  $Pb(NO_3)_2$  и цинка  $Zn(NO_3)_2$ . Для распознавания этих солей используйте разбавленные растворы серной кислоты  $H_2SO_4$  и щелочи  $NaOH$ . Предложите план обнаружения этих веществ и последовательность Ваших действий.

**Решение:**

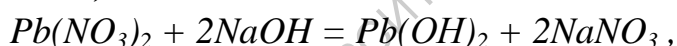
В отдельные пробирки отольем небольшие порции исследуемых растворов и во все пробирки добавим по каплям раствор щелочи, а затем избыток щелочи. При недостатке щелочи наблюдаем образование осадка в трех пробирках. В одной из них происходит изменение окраски под влиянием кислорода воздуха:



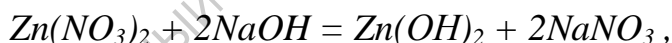
признак реакции – образование осадка, темнеющего на воздухе за счет окисления гидроксида  $Mn(OH)_2$ :



В двух других пробирках образовавшийся осадок белого цвета растворяется в избытке щелочи:



признак реакции – образование белого осадка  $Pb(OH)_2$ , растворяющегося в избытке щелочи с образованием комплексного соединения:



признак реакции – образование белого осадка  $Zn(OH)_2$ , растворяющегося при избытке щелочи

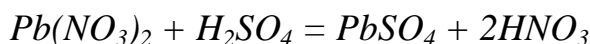


И только в одном случае не происходит химического превращения при добавлении щелочи:



Таким образом, с помощью раствора гидроксида натрия удастся распознать вещества нитрат марганца  $Mn(NO_3)_2$  и нитрат стронция  $Sr(NO_3)_2$ .

Растворы нитратов свинца и цинка распознаем по взаимодействию с раствором  $H_2SO_4$ :



признак реакции – образование осадка белого цвета  $PbSO_4$ .



## Оценивание портфолио студентов

Важную роль в системе оценки учебной деятельности студентов (портфолио) играют критерии, которые непосредственно отражают основные цели обучения данному предмету. Такими критериями являются:

- развитость мышления (гибкость, рациональность, оригинальность);
- сформированность умения решать задачи;
- развитость коммуникативных умений (умение работать в малых группах, выступать с докладами, сформированность письменного языка, умение четко и аргументировано излагать свою мысль, грамотность в оформлении решений задач, умелое использование графиков, диаграмм, таблиц т.д.);
- сформированность умений самоконтроля и самооценки (самокритичность, умение работать над ошибками, реалистичность в оценке своих способностей).

Для итоговой оценки учебного портфолио можно рекомендовать следующие четырехуровневые системы.

*Самый высокий уровень учебного портфолио.* Содержание портфолио свидетельствует о том, что было приложено много усилий, об очевидном прогрессе студента в плане развития его мышления, умения решать задачи, прикладных и коммуникативных умений, а также о наличии высокого уровня самооценки и творческого отношения к предмету. В содержании и оформлении учебного портфолио данного уровня ярко проявляются оригинальность и изобретательность.

*Высокий уровень.* Портфолио данного уровня демонстрирует солидные химические знания и умения студента, но, в отличие от предыдущего уровня, может быть недостаточно выражена оригинальность в содержании и отсутствовать творческий элемент в оформлении портфолио.

*Средний уровень.* В учебном портфолио данного уровня основной акцент сделан на обязательной категории, по которой можно судить об уровне сформированности программных знаний и умений. Отсутствуют свидетельства, демонстрирующие уровень развития творческого мышления, прикладных умений, способности к содержательной коммуникации на языке химии (как устном, так и письменном).

*Слабый уровень.* Неинформационное портфолио, по которому трудно сформировать общее представление о способностях учащегося. Как правило, в учебном портфолио данного уровня представлены отрывочные задания из разных категорий, отдельные листы с не полностью выполненными задачами и упражнениями, образцы попыток выполнения графических работ и т.д. По такому портфолио практически невозможно определить прогресс в обучении и уровень сформированности качеств, отражающих основные цели дисциплины и критерии оценки.