

Министерство образования Республики Беларусь

Учреждение образования  
«Гомельский государственный университет  
имени Франциска Скорины»

**А. А. САВАРИН**

## **ПРИКЛАДНАЯ ХИМИЯ**

Рекомендовано учебно-методическим объединением  
по образованию в области горнодобывающей промышленности  
Республики Беларусь  
в качестве практикума для студентов учреждений  
высшего образования, обучающихся по специальности  
1-51 01 01 «Геология и разведка месторождений  
полезных ископаемых»

Гомель  
ГГУ им. Ф. Скорины  
2020

УДК 542(076)  
ББК 24.4я73  
С13

Рецензенты:

доктор технических наук, профессор *Е. Ф. Кудина*;  
кандидат сельскохозяйственных наук *В. В. Дробышевская*;  
кафедра физики и химии учреждения образования  
«Белорусский государственный университет транспорта»

Рекомендовано к изданию научно-методическим советом  
учреждения образования «Гомельский государственный  
университет имени Франциска Скорины»

**Саварин, А. А.**

С13 Прикладная химия : практикум / А. А. Саварин ; М-во  
образования Республики Беларусь, Гомельский гос. ун-т  
им. Ф. Скорины. – Гомель : ГГУ им. Ф. Скорины, 2020. – 99 с.  
ISBN 978-985-577-597-4

В практикуме приводятся задания практических и лабораторных работ и примеры их решения. Каждая тема содержит краткий обзор основных понятий и задания для самостоятельной работы.

Адресован студентам учреждений высшего образования, обучающимся по специальности 1-51 01 01 «Геология и разведка полезных ископаемых».

**УДК 542(076)**  
**ББК 24.4я73**

**ISBN 978-985-577-597-4**

© Саварин А. А., 2020  
© Учреждение образования «Гомельский  
государственный университет  
имени Франциска Скорины», 2020

# ОГЛАВЛЕНИЕ

|  |    |
|--|----|
| <b>ВВЕДЕНИЕ</b> .....  | 4  |
| <b>РАЗДЕЛ 1. СТРОЕНИЕ АТОМА И ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ</b> ....  | 5  |
| Практическая работа 1. Роль химии в разведке и добыче полезных ископаемых. Основные химические понятия и законы..      | 5  |
| Практическая работа 2. Строение атома и таблица Д. И. Менделеева. Химическая связь.....                                | 18 |
| <b>РАЗДЕЛ 2. ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ</b> .....   | 29 |
| Практическая работа 3. Классы неорганических и органических соединений. Нефтехимия.....                                | 29 |
| Практическая работа 4. Металлы, их получение и свойства. Расчетные задачи по нахождению химической формулы вещества... | 44 |
| Лабораторная работа 1. Физико-химические свойства минералов  | 57 |
| Лабораторная работа 2. Физико-химические свойства горных пород.....  | 58 |
| Лабораторная работа 3. Реакции ионного обмена с минералами...  | 60 |
| <b>РАЗДЕЛ 3. ХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ И РАСТВОРЫ</b> .....  | 61 |
| Практическая работа 5. Окислительно-восстановительные реакции.....   | 61 |
| Практическая работа 6. Растворы. Способы выражения состава растворов.....  | 67 |
| Лабораторная работа 4. Получение искусственной морской воды и изучение ее химических особенностей.....                 | 81 |
| Практическая работа 7. Вода как растворитель. Гидролиз солей   | 82 |
| Лабораторная работа 5. Гидролиз солей.....   | 92 |
| <b>ЛИТЕРАТУРА</b> .....  | 93 |
| <b>ПРИЛОЖЕНИЕ А. Основные правила безопасности для студентов при проведении лабораторных работ</b> .....               | 95 |
| <b>ПРИЛОЖЕНИЕ Б. Минералы и горные породы, используемые в лабораторных и упомянутые в практических работах</b> .....   | 96 |
| <b>ПРИЛОЖЕНИЕ В. Таблица растворимости кислот, солей и оснований в воде</b> .....                                      | 98 |
| <b>ПРИЛОЖЕНИЕ Г. Индикаторные бумаги</b> .....   | 99 |

## ВВЕДЕНИЕ

Дисциплина «Прикладная химия» – важный элемент профессиональной подготовки студентов высших учебных заведений специальности «Геология и разведка месторождений полезных ископаемых». Велико практическое значение химических исследований и разработок: многочисленные методы и методики облегчают поиски полезных ископаемых, анализ состава горных пород и минералов. Необходимость разработки таких методов обусловлена тем, что 99 % земной коры по массе составляют соединения лишь 8 химических элементов (O, Si, Al, Fe, Ca, K, Na, Mg), в то время как практически все химические элементы в той или иной степени используются в различных отраслях экономики, медицине и др.

Цель дисциплины – показать практические результаты использования химических законов, принципов, методов, технологических приемов, а также химических продуктов в различных отраслях экономики, разведке и добыче полезных ископаемых. Поэтому в преподавании уделяется особое внимание классификации и свойствам неорганических и органических соединений. Задача дисциплины – овладение знаниями о строении вещества и об основных источниках сырья для промышленной переработки.

В результате изучения дисциплины студент должен:

- *знать*: основные химические понятия и количественные законы, периодичность химических свойств элементов, классификацию и название химических соединений;
- *уметь*: проводить качественные реакции на минералы и горные породы, составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций, находить концентрацию вещества в растворе.

Дисциплина «Прикладная химия» преподается студентам 1 курса специальности 1–51 01-01 «Геология и разведка месторождений полезных ископаемых» в первом семестре.

Практикум включает в себя примеры решенных задач, задания для повторения пройденного материала, лабораторные работы, при выполнении которых закрепляются знания химических терминов, названия минералов и горных пород, по алгоритму решения и оформлению полученных результатов.

Цель издания – активизация студентов к познавательной деятельности, осознание ими связи геологии и химии, привитие гордости за выбранную специальность.

РЕПОЗИТОРИЙ ГГУ ИМЕНИ Ф. СКОРИНЫ

# РАЗДЕЛ 1. СТРОЕНИЕ АТОМА И ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

## Практическая работа 1. Роль химии в разведке и добыче полезных ископаемых. Основные химические понятия и законы

*Атом* – наименьшая частица элемента, обладающая его химическими свойствами. Химический элемент – вид атомов с одинаковым зарядом ядра. Заряд ядра соответствует номеру элемента в таблице Д. И. Менделеева. В настоящее время в таблицу внесено 118 химических элементов.

*Простые вещества* состоят из атомов одного и того же элемента ( $C$ ,  $H_2$ ,  $O_3$ ), сложные – из разных элементов ( $NH_3$ ,  $C_2H_2$ ). Абсолютное большинство горных пород и минералов – сложные вещества. Простые – небольшая группа самородных минералов (алмаз, графит, сера, серебро, золото и др.).

*Химическая формула* отражает состав вещества. Для ее нахождения используют различные методы анализа: физические, химические и математические.

*Валентность* – свойство атомов данного элемента присоединять или замещать определенное число атомов других элементов. За единицу валентности принята валентность атома водорода. Произведение валентности на число атомов одного элемента равно произведению валентности другого элемента на число его атомов.

*Степень окисления* – понятие условное. Это заряд, который возник бы на атоме, если бы электроны, связывающие его с другими атомами, полностью принадлежали электроотрицательному атому. Степень окисления в простых веществах равна нулю. В окислительно-восстановительных реакциях происходит изменение степени окисления. Окислитель (атомы, молекулы, ионы) электроны присоединяет, восстановитель отдает. Общее число электронов, присоединенных окислителем, равно числу электронов, отданных восстановителем.

*Единица количества вещества* – моль. В одном моле любого вещества содержится  $6,02 \cdot 10^{23}$  его структурных единиц ( $N_A$ , число Авогадро). Масса 1 моля вещества – молярная масса ( $M$ , г/моль). Молярная масса воздуха – 29 г/моль.

### **Основные законы химии:**

– закон сохранения массы: масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции;

– закон постоянства состава: любое чистое вещество имеет постоянный качественный и количественный состав независимо от способа получения;

– закон А. Авогадро: в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул. При нормальных условиях ( $T = 273 \text{ K}$ ,  $P = 1 \text{ атм}$ ) моль любого газа занимает  $22,4 \text{ л}$  ( $V_m$ );

– закон эквивалентов: массы реагирующих веществ пропорциональны их эквивалентам или эквивалентным массам:  $m_1 / m_2 = \mathcal{E}_1 / \mathcal{E}_2$ . Эквивалент элемента – такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает его в реакциях. Эквивалентная масса – масса 1 эквивалента (г/моль).

Плотность одного газа по второму равна соотношению их молярных масс:  $D = M_1 / M_2$ . При решении задач объемы и массы веществ следует переводить в литры (л) и граммы (г).

**Вопрос 1. Геохимия, геохимические методы исследования – одна из специальностей геолого-минералогических наук. Что входит в области исследований этой специальности?**

Наряду с другим в области исследований специальности входят:

– разработка принципов и методов оценки количества и состояния химических элементов и изотопов в природных объектах;

– разработка принципов и методов математической обработки геохимических данных;

– геохимические ландшафты; кларки и миграция химических элементов в ландшафтах;

– химический состав полезных ископаемых; ореолы рассеяния химических элементов; связь аномалий и месторождений; методы поисков полезных ископаемых: литогеохимические, гидрогеохимические, биогеохимические, газогеохимические;

– разработка теории и методов изотопной геохронологии; радио- и изотопная геохимия;

– закономерности эволюции геохимических процессов в геологической истории земной коры и биосферы, разработка геохимических аспектов прогноза будущего биосферы;

– разработка теории и практических приемов геохимических методов прогноза, поисков, разведки и оценки месторождений полезных ископаемых и геохимического мониторинга окружающей среды.

*Большинство полезных ископаемых (рисунок 1) имеют сложный химический состав. Разработаны разнообразные физико-химические и химические методы анализа минералов и горных пород.*



А



Б

А – аурипигмент  $As_2S_3$  (желтый) с реальгаром  $As_4S_4$  (красный) в сланце,

Б – бурый железняк  $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$  (смесь гетита с лимонитом)

**Рисунок 1 – Полезные ископаемые**



***Вопрос 2. На чем основаны геохимические методы поиска полезных ископаемых?***

К геохимическим методам поиска полезных ископаемых относятся: литохимический, гидрохимический, атмосферический и биохимический.

*Литохимический метод* основан на анализе состава и особенностей распределения химических элементов в горных породах, продуктах их выветривания и почвах.

*Гидрохимический метод* основан на выявлении в природных водах гидрохимических аномалий – участков распространения подземных или поверхностных вод с повышенными (на несколько порядков) концентрациями элементов-индикаторов месторождений (Ni, Cu, Pb, I, Br и др.).

*Атмосферический метод* основан на анализе подземной атмосферы и ее приземного слоя, т. е. химического состава газов, насыщающих горные породы (CH<sub>4</sub>, CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>S, паров ртути и др.).

*Биохимический метод* основан на анализе химического состава организмов и продуктов их жизнедеятельности (торфа, растительного опада и др.), а также на приуроченности определенных видов растений к участкам среды с особым химическим составом.

***Вопрос 3. Каковы главные результаты геохимических исследований, проводимых в Беларуси в последние десятилетия?***

Проведено геохимическое районирование, составлена мелкомасштабная геохимическая карта кристаллического фундамента территории страны. Выделено 9 областей и 8 геохимических районов.

Выявлены наиболее перспективные участки для поисков полезных ископаемых.

***Вопрос 4. Каковы реальности и перспективы добычи нефти в Припятском бассейне?***

С 1991 г. выявлено 30 месторождений нефти. Общий ресурсный потенциал оценивается в 350 млн. т. Разведанные запасы нефти промышленных категорий при годовой добычи 1,6 млн. т обеспечат добычу в течение 30 лет.

***Вопрос 5. Какую роль играет Беларусь на мировом рынке калийных удобрений?***

Доля Беларуси на мировом рынке калийных удобрений – около 16 %. Продукция ОАО «Беларуськалий» поставляется в более чем 130 стран (Бразилия, Индия, США, Индонезия, Малайзия, Польша,

Норвегия и др.), является важнейшей статьей валютных поступлений в бюджет страны (вместе с нефтепереработкой). Средняя цена хлорида калия в последние годы составляет 250–290 долл/т.

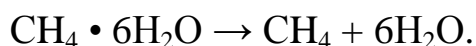
**Вопрос 6. Что такое «традиционные» и «нетрадиционные» углеводороды?**

Термин «углеводороды» говорит о принадлежности соединений к органическим веществам. Методы добычи «традиционных» ресурсов (месторождений нефти и газа на суше и море) и их транспортировка апробированы многолетней практикой. Добыча «нетрадиционных» ресурсов осуществляется с применением особых методов, так как такие углеводороды расположены в сложных геологических условиях. Технологии их добычи требуют дальнейших научных разработок. К «нетрадиционным» углеводородам относятся, например, нефть сланцевых отложений и битуминозных песков, сланцевый газ, газ газовых гидратов. Понятия «традиционные» и «нетрадиционные» достаточно условны ввиду прогресса науки. Добыча «нетрадиционных» ресурсов имеет более высокую стоимость.

По оценкам специалистов ресурсы «нетрадиционного газа» в 7 раз больше уже добытого. Основным источником его являются газовые гидраты.

**Вопрос 7. Одним из перспективных новых источников энергии являются органические газовые гидраты. В чем особенность их химического состава, агрегатного состояния и способа добычи?**

Газовые гидраты – твердые кристаллические соединения некоторых органических газов ( $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\text{C}_3\text{H}_8$  и др., но в основном – метана) с водой. По внешнему виду напоминают рыхлый лед. Газовые гидраты устойчивы при повышенном давлении и низких температурах, которые характерны для глубоководных зон морского дна (0,3–1,5 км). При снижении давления и повышении температуры быстро распадаются:



Из 1 см<sup>3</sup> газового гидрата можно получить до 170 см<sup>3</sup> газа. При использовании лишь 10 % разведанных запасов человечество обеспечит себя сырьем на 200 лет. Запасы газогидратов распределены достаточно равномерно на Земле.

При добыче газа из газогидрата необходимо разрушить кристалл. Это достигается при повышении температуры (подается теплая вода) или понижении давления, ввода некоторых соединений (например,  $\text{CaBr}_2$ ).

Первой добычу метана из гидратов начала Япония, проведя успешный эксперимент в 90-х годах на озере Байкал с глубины 400 м.

Выделение метана из гидрата происходит и естественным путем: во время отлива снижается гидростатическое давление и повышается температура в залежи гидрата.

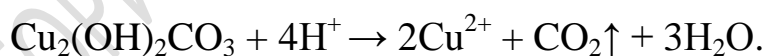
**Вопрос 8. Какие химические технологические приемы используются при добыче нефти битуминозных песков открытым карьерным способом?**

Битуминозные пески – смесь песка, глины, воды и битумов.

При добыче карьерным способом породу извлекают на поверхность. Затем из нее отделяют битум с помощью растворителя или горячей воды, в которую добавили эмульгирующие компоненты.

**Вопрос 9. Почему при поисках полезных ископаемых анализируется водородный показатель (pH) среды?**

pH-фактор – внешний фактор миграции химических элементов (классификация факторов миграции – по А. Е. Ферсману) – влияет на устойчивость или неустойчивость тех или иных горных пород и минералов. Например, минерал малахит не может находиться в кислой среде:



**Вопрос 10. Что такое подземное выщелачивание?**

В ряде случаев разработка месторождения традиционными способами затруднена или экономически не выгодна (сложные горно-или гидрогеологические условия залегания полезных ископаемых, низкое содержание металлов в руде и т. п.).

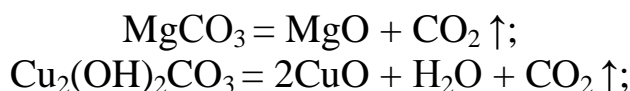
Для преодоления этих трудностей через рудное тело прокачивают выщелачивающий раствор. В зависимости от свойств руды и экологических условий района выщелачивание ведут цианидными, тиосульфатными, тиокарбамидными, галоген-галогенидными растворителями.

После откачки полученных растворов на поверхность из них извлекают металлы различными методами.

**Вопрос 11. Привести действие закона постоянства состава на примере неорганических и органических веществ.**

Углекислый газ можно получить различными способами:

а) разложением карбонатных горных пород и минералов при нагревании, на примере магнезита и малахита:



б) взаимодействием карбонатов с кислотами, на примере сидерита:



в) горением углеводородов, на примере пропана:



г) брожением глюкозы:



Однако независимо от способа получения молекула углекислого газа состоит из одного атома углерода и двух атомов кислорода.

**Вопрос 12. Указать степень окисления атомов кислорода в соединениях: кислород, озон, вода, перекись водорода, оксид фтора.**

Кислород и озон – простые вещества. Поэтому степень окисления атома кислорода – 0.

$\text{H}_2\text{O}^{-2}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$ ,  $\text{O}^{+2}\text{F}_2$  (так как фтор – самый электроотрицательный элемент, во всех сложных соединениях проявляет степень окисления только – 1).

**Вопрос 13. Какие из приведенных реакций являются окислительно-восстановительными (ОВР)?**

- а)  $\text{Fe}^0 + \text{H}_2^+\text{SO}_4 = \text{Fe}^{+2}\text{SO}_4 + \text{H}_2^0 \uparrow$ ;  
б)  $\text{Ba}^{+2}\text{Cl}^-_2 + 2\text{Ag}^+\text{N}^{+5}\text{O}^{-2}_3 = 2\text{Ag}^+\text{Cl}^- \downarrow + \text{Ba}^{+2}(\text{N}^{+5}\text{O}^{-2}_3)_2$ ;  
в)  $\text{Cu}^0 + 2\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4 = \text{Cu}^{+2}\text{SO}_4 + \text{S}^{+4}\text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ ;  
г)  $\text{Si}^{+4}\text{O}^{-2}_2 + 4\text{H}^+\text{F}^- = \text{Si}^{+4}\text{F}^-_4 \uparrow + 2\text{H}^+_2\text{O}^{-2}$ ;  
д)  $2\text{C}^0 + \text{O}_2^0 = 2\text{C}^{+2}\text{O}^{-2} \uparrow$ .

ОВР являются реакции вариантов а, в, д.

**Вопрос 14. Привести примеры газов окислителей и восстановителей.**

Окислители:  $O_2, O_3, NO, NO_2$ .

Восстановители:  $CO, H_2S, H_2, N_2$ .

**Вопрос 15. Сколько атомов железа содержится в бруске массой 5 кг?**

Дано:

Решение:

$$\frac{m(Fe) = 5 \text{ кг} = 5 \cdot 10^3 \text{ г}}{N(Fe) - ?} \quad 1) n(Fe) = m(Fe)/M(Fe) = 5 \cdot 10^3 \text{ г} / 55,847 \text{ г/моль} \approx 89,53 \text{ (моль);}$$

$$2) N(Fe) = n(Fe) \cdot N_a = 89,53 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 5,39 \cdot 10^{25}.$$

**Ответ:**  $5,39 \cdot 10^{25}$  атомов железа.

**Вопрос 16. Плотность газа, молекула которого состоит из двух одинаковых атомов, по воздуху – 1,3103. Найти формулу газа.**

Решение:

$$1) M(\text{Эл}_2) = D_{\text{возд.}} \cdot M(\text{возд.}) = 1,3103 \cdot 29 \text{ г/моль} \approx 38 \text{ г/моль};$$

$$2) \text{ так как молекула состоит из двух атомов, то } A_r(\text{Эл}) = 38 / 2 = 19.$$

По таблице Менделеева – это элемент F. Формула газа –  $F_2$ .

**Ответ:**  $F_2$ .

**Вопрос 17. Кларк урана  $2,5 \cdot 10^{-4} \%$ . Содержание его в зоне техногенного воздействия  $5,5 \cdot 10^{-3} \%$ . Найти коэффициент аномальности.**

Кларк – среднее содержание химического элемента в земной коре, геосферах, Земле в целом.

В задаче кларк выражен в массовых процентах.

Рассчитывается коэффициент аномальности по формуле

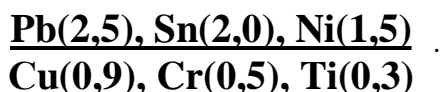
$$K_{\text{ан}} = C_{\text{ан}} / C_{\text{кл}},$$

где  $C_{\text{ан}}$  – содержание аномальное,

$C_{\text{кл}}$  – кларк элемента.

$$K_{\text{ан}} = 5,5 \cdot 10^{-3} / 2,5 \cdot 10^{-4} = 2,2 \cdot 10 = 22.$$

**Вопрос 18. Геохимический индекс одного из месторождений торфа:**



**Что означает такая запись?**

В скобках указаны коэффициенты, полученные при делении содержания отдельного химического элемента в остаточном торфе на фоновое содержание этого элемента. Приведенный индекс показывает, что в золе торфа выявлено:

– превышение фона по свинцу – в 2,5; олову – в 2,0; по никелю – в 1,5 раза (знаменатель);

– снижение содержания меди – в 1,1; хрома – в 2,0; титана – в 3,3 раза (знаменатель).

Геохимические индексы выработанных месторождений используются для оптимизации их дальнейшего использования (например, вторичного заболачивания или устройства плантаций тростника, ивы для технических или энергетических целей).

**Вопрос 19. Найти массу метана, занимающего объем 0,448 мл (н.у.).**

Дано:

Решение:

$$V(\text{CH}_4) = 0,448 \text{ мл} = 1) n(\text{CH}_4) = V(\text{CH}_4)/V_m = 4,48 \cdot 10^{-4} \text{ л} / 22,4 \text{ л/моль} = \\ = \underline{4,48 \cdot 10^{-4} \text{ л}} = 2 \cdot 10^{-5} \text{ (моль);}$$

$m(\text{CH}_4) - ?$

$$2) m(\text{CH}_4) = n(\text{CH}_4) \cdot M(\text{CH}_4) = 2 \cdot 10^{-5} \text{ моль} \cdot \\ \cdot 16 \text{ г/моль} = 3,2 \cdot 10^{-4} \text{ г.}$$

**Ответ:**  $3,2 \cdot 10^{-4} \text{ г.}$

**Вопрос 20. Найти массовую долю железа и кислорода в минерале гематите.**

Дано:

Решение:

$$\underline{\text{Fe}_2\text{O}_3} \quad 1) \omega(\text{Fe}) = 2\text{Ar}(\text{Fe}) / (2\text{Ar}(\text{Fe}) + 3\text{Ar}(\text{O})) \approx 111,7 / 159,7 \approx 0,7;$$

$\omega(\text{Fe}) - ?$

$$\omega(\text{O}) - ? \quad 2) \omega(\text{O}) = 1 - 0,7 = 0,3 \text{ или } 30 \text{ \%}.$$

**Ответ:** 70 %, 30 %.

**Вопрос 21. Найти объем этана (н. у.) массой 300 мг.**

Дано:

Решение:

$$m(\text{C}_2\text{H}_6) = 300 \text{ мг} = 1) n(\text{C}_2\text{H}_6) = m(\text{C}_2\text{H}_6)/M(\text{C}_2\text{H}_6) = 0,3 \text{ г} / 30 \text{ г/моль} = \underline{= 0,01 \text{ моль}};$$

$$V(\text{C}_2\text{H}_6) - ?$$

$$2) V(\text{C}_2\text{H}_6) = n(\text{C}_2\text{H}_6) \cdot V_m = 0,01 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 0,224 \text{ л.}$$

**Ответ:** 0,224 л.

**Вопрос 22. При какой температуре (°C) 1 л пропана будет весить 2 г, если давление 1 атм?**

Решение:

1) найдем объем бутана массой 2 г при н. у.

$$M_r(\text{C}_3\text{H}_8) = 44, \text{ отсюда}$$

$$44 \text{ г } \text{C}_3\text{H}_8 - 22,4 \text{ л,}$$

$$2 \text{ г } \text{C}_3\text{H}_8 - x \text{ л,} \quad x \approx 1,0182 \text{ л;}$$

2) из закона Гей-Люссака  $V_0/T_0 = V_1/T_1$  получаем  $T_1 = V_1 T_0 / V_0$ ,

$$T_1 = 1 \cdot 273 / 1,0182 \approx 268 \text{ К, или по шкале Цельсия}$$

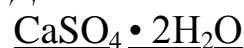
$$t = T - 273 = -5 \text{ }^\circ\text{C.}$$

**Ответ:**  $-5 \text{ }^\circ\text{C.}$

**Вопрос 23. Найти массовую долю средней соли и воды в гипсе.**

Дано:

Решение:



$$\omega(\text{CaSO}_4) - ?$$

$$\omega(\text{H}_2\text{O}) - ?$$

$$1) \omega(\text{CaSO}_4) = M(\text{CaSO}_4)/M(\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) \approx \approx 136/172 \approx 0,79 \text{ или } 79 \%;$$

$$2) \omega(\text{H}_2\text{O}) = 1 - 0,79 = 0,21 \text{ или } 21 \%.$$

**Ответ:** 79 %, 21 %.

**Вопрос 24. Какой объем займет метан массой 50 г при температуре 100 °C и давлении 2 атм?**

Решение:

1) найдем объем метана массой 50 г при н. у. ( $T = 273 \text{ К, } P = 1 \text{ атм}$ )

$$M_r(\text{CH}_4) = 16, \text{ отсюда}$$

$$16 \text{ г } \text{CH}_4 - 22,4 \text{ л,}$$

$$50 \text{ г } \text{CH}_4 - x \text{ л,} \quad x = 70 \text{ л } (V_0);$$

2) из уравнения газового состояния

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1} \quad \text{получаем } V_1 = P_0 V_0 T_1 / P_1 T_0.$$

$$V_1 = 1 \cdot 70 \cdot (100 + 273) / 2 \cdot 273 = 70 \cdot 373 / 546 \approx 47,8 \text{ л.}$$

**Ответ:** 47,8 л.

**Вопрос 25. Что такое полезные и вредные примеси в полезных ископаемых?**

В состав горных пород в том и ином количестве (в зависимости от месторождений) входят химические элементы или их сложные соединения, которые могут улучшать или ухудшать качество добываемого сырья. Например, в железной руде полезные примеси – вольфрам, марганец, хром и другие металлы, вредные примеси – мышьяк, сера, фосфор. В энергетических углях вредной примесью является сера, так как при сжигании топлива образуется ядовитый сернистый газ:  $S + O_2 \rightarrow SO_2 \uparrow$ .

**Вопрос 26. При добыче полезных ископаемых образуется большое количество отходов. Как можно их использовать?**

Основная отрасль, использующая отходы при добыче полезных ископаемых, – производство строительных материалов. Глинистые породы утилизируют для получения керамики, песчаники – как заполнители бетонов. После разработки месторождений железной руды массивные породы используются в качестве щебня в бетоны. При этом применяют различные физические и химические методы обработки.

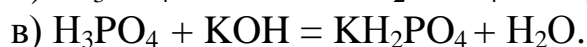
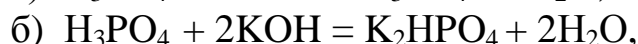
**Вопрос 27. Определить эквивалентную массу металла в соединении  $MnO_2$ .**

Эквивалентная масса металла равна соотношению его молярной массы и валентности. Валентность марганца в  $MnO_2$  – 4.

$$M(Mn) = 54,938 \text{ г/моль.}$$

$$m_3(Mn) = 54,94 / 4 \approx 13,74 \text{ г/моль.}$$

**Вопрос 28. Определить эквивалентную массу кислоты в реакциях:**



В первой реакции три атома водорода, входящих в состав кислоты, участвовали в реакции:  $m_3(H_3PO_4) = M(H_3PO_4) / 3 = 98/3 \approx 32,7 \text{ г/моль.}$



Во второй реакции произошло замещение двух атомов водорода:  $m_3(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98/2 = 49$  г/моль.

В третьей реакции замещен один атом водорода:  $m_3(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98/1 = 98$  г/моль.

**Вопрос 29.** Для взаимодействия 5 г железа пошло 6,54 г соляной кислоты. Найти валентность железа.

По закону эквивалентов:

$$m(\text{Fe}) / m_3(\text{Fe}) = m(\text{HCl}) / m_3(\text{HCl}) ;$$

$$m_3(\text{Fe}) = m(\text{Fe}) \cdot m_3(\text{HCl}) / m(\text{HCl}).$$

Так как  $m_3(\text{HCl}) = 36,5$  г/моль, то

$$m_3(\text{Fe}) = 5 \cdot 36,5 / 6,54 = 27,9 \text{ г/моль}$$

Валентность железа равна соотношению молярной массы и эквивалента:  $55,8 / 27,9 = 2$ .

**Ответ:** валентность железа 2.

**Вопрос 30.** При взаимодействии 2,5 г металла с кислородом получили 4,72 г оксида. Какова эквивалентная масса металла?

Найдем массу кислорода в оксиде:

$$m(\text{O}) = m(\text{M}_x\text{O}_y) - m(\text{Me}) = 4,72 \text{ г} - 2,5 \text{ г} = 2,22 \text{ г}.$$

Так как эквивалентная масса кислорода равна 8 г/моль, то:

$$m(\text{Me}) / m(\text{O}) = m_3(\text{Me}) / m_3(\text{O}),$$

$$m_3(\text{Me}) = 8 \cdot 2,5 / 2,22 = 9 \text{ г / моль}.$$

**Ответ:** 9 г / моль.

### Задания для самостоятельной работы

1. Определить степень окисления атомов в соединениях:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ .

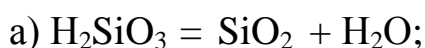
2. Найти массовую долю кальция в известняке, в котором 90 % карбоната кальция.

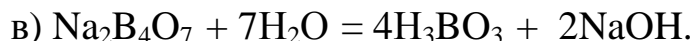
3. В какой из железных руд выше содержание полезного компонента: в магнитном железняке  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  или серном колчедане  $\text{FeS}_2$ ?

4. Какова масса  $7,8 \cdot 10^{15}$  молекул  $\text{H}_2\text{S}$ ? Какой объем займет газ (н.у.)?

5. Найти массу полезного компонента в 10 г сидерита.

6. Указать окислительно-восстановительные реакции:





7. Найти массу меди в 300 мг малахита, в котором 1 % примесей.

8. Найти эквивалентную массу кислоты, если на ее нейтрализацию массой 1 г понадобилось 1,14 г гидроксида калия.

9. Почему при н. у. 1 моль воды не занимает объем 22,4 л?

10. Отличаются ли гидраты метана и этана по качественному и количественному составу?

11. Найти плотность сернистого газа и паров этанола по воздуху.

12. Газ-углеводород имеет плотность по водороду – 2. Массовая доля углерода 80 %, водорода 20 %. Найти истинную формулу газа.

13. Сколько граммов воды содержится в 10 г мирабилита, если в минерале 0,5 % примесей?

14. С помощью масс-спектрометра проводят анализ сложных веществ. Прибор работает в условиях вакуума (давление  $10^{-5}$ – $10^{-6}$  Па). Во сколько раз воздух в масс-спектрометре более разрежен, чем в атмосфере Земли?

15. Определить формулу аллотропной модификации кислорода, если плотность этого вещества по водороду – 24.

16. В таблице дан усредненный элементарный состав (%) горючих полезных ископаемых. На основании химического состава сделайте вывод о теплотворной способности того или иного вида топлива.

| Ископаемое     | С  | Н   | О    | N   |
|----------------|----|-----|------|-----|
| Торф           | 59 | 6   | 33   | 2   |
| Бурый уголь    | 69 | 5,2 | 25   | 0,8 |
| Каменный уголь | 82 | 5   | 12,2 | 0,8 |
| Антрацит       | 95 | 2,5 | 2,5  | -   |

## Практическая работа 2. Строение атома и таблица Д. И. Менделеева. Химическая связь

*Современная формулировка периодического закона: свойства химических элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от величины зарядов ядер их атомов.*

*При увеличении заряда ядра (следовательно, и количества электронов) в атомах периодически повторяется структура внешних электронных слоев, влияющая на химические свойства элементов.*

*Электроны в атоме располагаются на различных расстояниях от ядра и образуют электронные слои или электронные уровни. Электронные слои имеют номера 1, 2, 3, ... n. Число n – главное квантовое число. Оно определяет удаленность электрона от ядра, энергию электрона. На электронном слое с номером n может находиться до  $2n^2$  электронов (т. е., на первом – 2, на втором – 8 и т. д.). Для открытых (известных) элементов периодической системы n изменяется от 1 до 7. Энергетические уровни имеют буквенные обозначения: K ( $n = 1$ ), L ( $n = 2$ ), M ( $n = 3$ ), N ( $n = 4$ ), O ( $n = 5$ ), P ( $n = 6$ ), Q ( $n = 7$ ). Электронная формула показывает расположение электронов в атоме по уровням и подуровням. На s-подуровне любого уровня могут располагаться максимально 2 электрона, на p-подуровне – 6, на d-подуровне – 10, на f-подуровне – 14 электронов. Уровни и подуровни заполняются в следующем порядке: 1s-2s-2p-3s-3p-4s-3d-4p-5s-4d-5p-6s-4f-5d-6p-7s-5f-6d-7p.*

*Непрерывнодвигающийся электрон представляется в виде электронного облака. Оно имеет свои размеры, форму, расположение в пространстве.*

*Периодическая система состоит из периодов, групп и подгрупп.*

**Период** – горизонтальный ряд химических элементов, которые располагаются по мере увеличения заряда ядра и числа электронов. Элементы одного периода имеют одинаковое количество энергетических уровней. Первые три периода – малые (не более 8 элементов), с четвертого по седьмой – большие.

**Группа** – вертикальный ряд химических элементов с разным числом энергетических уровней. В периодической системе (короткого варианта) – 8 групп, что соответствует максимальному числу электронов во внешних оболочках. В подгруппы входят элементы

с аналогичными электронными структурами и сходными химическими свойствами.

Высшая валентность элементов в соединениях с кислородом численно равна номеру группы. Количество электронов в наружной оболочке элемента главной подгруппы равно номеру группы. У атома элемента побочной подгруппы, как правило, два электрона. Элементы побочных подгрупп – металлы.

По периодам слева направо возрастает заряд ядра, число электронов, а значит, и притяжение электронов к ядру атома. Поэтому уменьшается радиус атома и его способность отдавать электроны. Металлические свойства элементов ослабляются.

По группам сверху вниз возрастает заряд ядра атома и число электронов, число слоев электронов, удаленность наружных электронов от ядра. Поэтому ослабевает сила притяжения к ядру, облегчается отдача электронов, усиливаются металлические свойства.

Практически вся масса атома приходится на ядро. Массу электрона и позитрона в ядерных реакциях принимают за ноль.

**Вопрос 1. Какие свойства определяются положением того или иного химического элемента в периодической системе?**

Положением в периодической системе определяются:

– типы ионов: анионы – у неметаллов ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ ), катионы – у металлов ( $\text{Li}^+$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ );

– цвет и растворимость соединений;

– оптические свойства соединений;

– окислительно-восстановительные свойства;

– кислотно-основные свойства.

Например, основной характер усиливается сверху вниз по группам и ослабевает в горизонтальных рядах от I группы к VII. Кислотные свойства выражены для неметаллов главных подгрупп IV–VII групп.

В ряду оснований  $\text{LiOH}$  –  $\text{NaOH}$  –  $\text{KOH}$  –  $\text{RbOH}$  с ростом радиуса атома металла увеличивается и расстояние гидроксильной группы от атома металла. Поэтому облегчается электролитическая диссоциация. Сила оснований растет в подгруппе сверху вниз.

В ряду кислот  $\text{HF}$  –  $\text{HCl}$  –  $\text{HBr}$  –  $\text{HI}$  притяжение водорода к ядру атома галогена ослабевает по мере увеличения размера атома галогена. Сила кислот растет в подгруппе сверху вниз.

**Вопрос 2. Дать характеристику химическому элементу кремнию на основе его положения в таблице Д. И. Менделеева.**

Порядковый номер и число протонов – 14. Заряд ядра + 14. Число нейтронов в изотопе  $^{28}\text{Si}$  составляет 14 ( $28 - 14 = 14$ ). Число электронов – 14. Кремний расположен в 3-м периоде, поэтому электронных слоев – 3. Электронная формула невозбужденного атома  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ . Валентность атома в невозбужденном состоянии 2. Электронная формула возбужденного атома  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$ . Валентность атома в возбужденном состоянии 4. Кремний – p-элемент. Входит в главную подгруппу четвертой группы.

Электроотрицательность (1,8) – промежуточная между металлами и неметаллами.

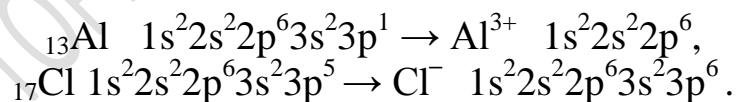
**Вопрос 3. В ядре атома – 30 нейтронов, на электронных оболочках – 25 электронов. Назвать химический элемент.**

Число электронов соответствует числу протонов в ядре. Значит, их 25. Отсюда  $A = 30 + 25 = 55$ . По таблице Д. И. Менделеева определяем химический элемент с атомной массой 55. Это марганец.

**Вопрос 4. Написать общую электронную формулу внешнего электронного слоя галогенов.**

Галогены – элементы главной подгруппы 7-й группы (F, Cl, Br, I, At). Все они содержат на внешнем слое семь электронов и относятся к p-элементам. Поэтому формула внешнего электронного слоя галогенов –  $ns^2 np^5$ .

**Вопрос 5. Написать схему строения электронных оболочек ионов  $\text{Al}^{3+}$  и  $\text{Cl}^-$**



**Вопрос 6. Написать электронные формулы атома бора, находящегося в нормальном и возбужденном состояниях.**

Нормальное состояние атома – B  $1s^2 2s^2 2p^1$ .

Возбужденное состояние атома – B\*  $1s^2 2s^1 2p^2$ .

**Вопрос 7. Почему химический элемент водород в коротком варианте таблицы периодической системы располагается в 1-й и 7-й группах?**

Сходство водорода с элементами 1-й группы – конфигурация внешнего электронного слоя ( $s^1$ ). Но, в отличие от щелочных металлов, водород не образует ионных соединений, куда бы он

входил как положительный ион.

Сходство водорода с элементами 7-й группы главной подгруппы (галогенами) – нехватка 1 электрона до завершения электронной конфигурации в периоде.

**Вопрос 8.** Известно, что металлы главной подгруппы 1-й группы являются химически активными (их электроотрицательность – от 0,7 до 1,0). А в чем особенность их физических свойств?

Щелочные металлы (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) по сравнению с другими металлами имеют низкую температуру плавления (180,5 °С; 97,8 °С; 63,5 °С; 39,3 °С; 28,4 °С и 27 °С соответственно), низкую плотность (0,53 г/см<sup>3</sup>; 0,97 г/см<sup>3</sup>; 0,86 г/см<sup>3</sup>; 1,53 г/см<sup>3</sup>; 1,87 г/см<sup>3</sup> и 1,87 г/см<sup>3</sup> соответственно) и др.

**Вопрос 9.** Почему в природе редко встречаются свободные атомы?

Причина соединения атомов элементов друг с другом – незавершенность внешнего электронного слоя их атомов. У инертных газов (элементы главной подгруппы 8-й группы: He, Ne, Ar и др.), напротив, завершен наружный электронный слой. Их молекулы одноатомны.

**Вопрос 10.** В честь каких известных людей названы элементы в таблице Д. И. Менделеева?

В таблице – целый ряд таких элементов: № 62, самарий, Sm – в честь горного инженера Василия Евграфовича Самарского-Быховца, который представил руду с этим элементом; № 96, кюрий, Cm – в честь одного из основоположников учения о радиоактивности Марии Склодовской-Кюри; № 99, эйнштейний, Es – в честь классика теоретической физики Альберта Эйнштейна; № 100, фермий, Fm – в честь создателя первого в мире ядерного реактора Энрико Ферми; № 101, менделевий, Md – в честь автора периодического закона и периодической системы химических элементов Дмитрия Ивановича Менделеева; № 102, нобелий, No – в честь изобретателя динамита и учредителя премии за лучшие научные работы мира Альфреда

Нобеля; № 111, рентгений, Rg – в честь открывателя X-лучей (рентгеновских) Вильгельма Конрада Рентгена и др.

РЕПОЗИТОРИЙ ГГУ ИМЕНИ Ф. СКОРИНЫ

**Вопрос 11. Какие из минералов (тенардит, галит, морит) при растворении в воде образуют окрашенные ионы и почему?**

Все элементы, способные образовывать окрашенные ионы, находятся в основном в В-подгруппах периодической системы Д. И. Менделеева, а также среди лантаноидов и трансурановых элементов.

В состав минералов  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaCl}$  и  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$  входят соответственно атомы металлов натрия и железа. В побочную подгруппу входит железо, поэтому окраску будет иметь только раствор морита.

**Вопрос 12. Является ли степень окисления атома металла максимальной в минерале кемпите?**

Кемпит  $\text{Mn}_2\text{Cl}(\text{OH})_3$ . В соединении марганец проявляет степень окисления + 2. Электронная конфигурация марганца –  $3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ . Максимальная степень окисления марганца + 7. Поэтому в минерале она не максимальная.

**Вопрос 13. В чем главные отличия металлов и неметаллов? Укажите приблизительное соотношение количества металлов и неметаллов в таблице Д. И. Менделеева? Где они располагаются?**

Металлы имеют металлический блеск, высокие электро- и теплопроводность, ковкие, пластичны, как правило, тверды. Неметаллами являются: H, B, C, N, O, F, He, Ne, Si, P, S, Cl, Ar, As, Se, Br, Kr, Te, J, Xe, At, Rn. Все остальные элементы в таблице – металлы, их большинство. Приблизительное соотношение количества металлов и неметаллов – 4 : 1. Условная граница, отделяющая металлы от неметаллов, проходит по линии бор-астат. Неметаллы располагаются в правом верхнем углу.

**Вопрос 14. Что определяет принадлежность элементов к металлам или неметаллам?**

Принадлежность к металлам или неметаллам определяется способностью их атомов отдавать или присоединять электроны при химических реакциях. Во внешнем слое атомов металлов – малое число электронов (1–2, реже 3). Поэтому металлы электроны отдают, неметаллы принимают.

Чем более выражены металлические свойства у элемента, тем меньше его электроотрицательность, и наоборот.



По периодам слева направо электроотрицательность химических элементов возрастает, например: Li – 1; Be – 1,5; B – 2; C – 2,5; N – 3; O – 3,5; F – 4. По подгруппам сверху вниз электроотрицательность уменьшается, например: Li – 1; Na – 0,9; K – 0,8; Rb – 0,8; Cs – 0,7.

**Вопрос 15. Изменение порядкового номера, следовательно, и заряда ядра и количества электронов, приводит, как правило, к изменению химических свойств. Почему у лантаноидов этого не наблюдается?**

У семейства лантаноидов ( $_{58}\text{Ce}$  –  $_{71}\text{Lu}$ ) по мере увеличения заряда ядра происходит заполнение 4f-подуровня при неизменности структуры внешних слоев. Электронная конфигурация  $4f^{2-14} 5s^2 5p^6 5d^{0-1} 6s^2$ .

|                      |   |
|----------------------|---|
| Церий Ce, Z = 58     | – [Xe]4f <sup>2</sup> 6s <sup>2</sup> . |
| Празеодим Pr, Z = 59 | – [Xe]4f <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup> . |
| Неодим Nd, Z = 60    | – [Xe]4f <sup>4</sup> 6s <sup>2</sup> . |
| Прометий Pm, Z = 61  | – [Xe]4f <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup> . |
| Самарий Sm, Z = 62   | – [Xe]4f <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup> . |
| Европий Eu, Z = 63   | – [Xe]4f <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup> . |

Поэтому химические свойства этих элементов сходные. Наиболее характерна степень окисления +3. По химической активности большая часть лантаноидов напоминают кальций и магний.

**Вопрос 16. Химические элементы 8А подгруппы имеют завершённые электронные слои ( $1s^2$  – He,  $ns^2np^6$  – Ne, Ar, Kr, Xe, Rn), они химически инертны. Каково происхождение этих элементов и как образуются сложные соединения из атомов этих элементов?**

Инертные газы являются продуктом прохождения ядерных реакций.



Например:  $\text{Fr} \rightarrow \text{He} + \text{At}$ .

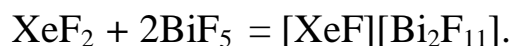
Атомы инертных газов могут образовывать соединения включения – клатраты (от греч. «clatratus» – закрытый решеткой). В кристаллической решетке такого соединения имеются пространства, которые вмещают по размеру атомы инертных газов. Так, при замораживании воды в присутствии аргона получают  $\text{Ar} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Известны подобные клатраты и с Kr, Xe и Rn. Соединения

включения могут быть и с органическими веществами: фенолом, толуолом, гидрохиноном и др.

При УФ-облучении синтезируют твердые фториды:



Разработаны методы получения комплексных соединений, в которые входят атомы галогенов:



Кристаллогидратные соединения:  $\text{Na}_4\text{XeO}_6 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Ba}_2\text{XeO}_6 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ .

**Вопрос 17. Для чего используются изотопные отношения в геологии и геохимии?**

По изотопным отношениям определяют:

- абсолютный возраст геологического образования;
- температуру образования геологического объекта;
- расположение месторождений полезных ископаемых;
- источник воды, участвующей в геологическом процессе и др.

Наиболее широко используются изотопные отношения  $\text{O}^{18}/\text{O}^{16}$ ,  $\text{Pb}^{207}/\text{Pb}^{204}$ ,  $\text{Pb}^{206}/\text{Pb}^{204}$ ,  $\text{S}^{34}/\text{S}^{32}$ ,  $\text{Sr}^{87}/\text{Sr}^{86}$ ,  $\text{C}^{13}/\text{C}^{12}$ ,  $^{40}\text{K}/^{40}\text{Ca}$ ,  $^{14}\text{C}$ -метод и др.

**Вопрос 18. Почему нестабильных изотопов гораздо больше (на порядок) чем стабильных?**

У одного элемента может быть много нестабильных изотопов. Например, у калия – 6 нестабильных изотопов: К-38, 40, 42, 43, 44, 45, а стабильный только один К-39.

Большое количество нестабильных изотопов образуется в результате деятельности человека: криптон-85, стронций-90, цезий-137, полоний-210 и др.

**Вопрос 19. Сколько различных молекул воды можно «собрать» из трех изотопов кислорода и двух изотопов водорода? По каким свойствам будет иметь различия та или иная по изотопному составу вода?**

16 17 18

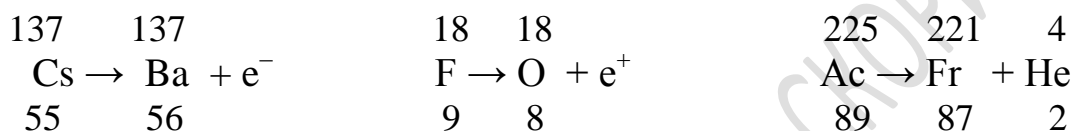
У кислорода – три изотопа:  $\text{O}$ ,  $\text{O}$ ,  $\text{O}$ . Два изотопа водорода:  $\text{H}$ ,  $\text{D}$ .

8 8 8

С каждым изотопом кислорода можно «собрать» 3 варианта молекул воды: H<sub>2</sub>O, HDO, D<sub>2</sub>O. Поэтому три изотопа кислорода «дадут» 3 • 3 = 9 вариантов.

Вода различного изотопного состава будет отличаться физическими свойствами (плотностью, температурой кипения и др.), но не химическими. Обогащена дейтерием горячая вода подземных источников.

**Вопрос 20. Написать схемы радиоактивных распадов: бета-электронного цезия-137, бета-позитронного фтора-18 и альфа-распада актиния-225.**



**Вопрос 21. Наиболее распространенными изотопами неона являются <sup>20</sup>Ne и <sup>22</sup>Ne. Соотношение количества таких атомов приблизительно 9 : 1. Найти среднюю атомную массу элемента.**

$$A_r(\text{Ne}) = (20 \cdot 9 + 22 \cdot 1)/10 = 202/10 = 20,2.$$

**Вопрос 22. Какой тип связи в следующих соединениях: Cl<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>S, CaF<sub>2</sub>?**

В простом веществе Cl<sub>2</sub> связь в молекуле – ковалентная неполярная.

В молекуле H<sub>2</sub>S связь ковалентная полярная, так как разница электроотрицательностей серы и водорода составляет

$$\text{ЭО}_{(\text{S})} - \text{ЭО}_{(\text{H})} = 2,5 - 2,1 = 0,4.$$

В соединении CaF<sub>2</sub> – связь ионная, так как разница электроотрицательностей фтора и кальция составляет

$$\text{ЭО}_{(\text{F})} - \text{ЭО}_{(\text{Ca})} = 4,0 - 1,0 = 3.$$

**Вопрос 23. Соединения с ионным типом связи – тугоплавки (например, для минералов флюорита CaF<sub>2</sub> и галита NaCl температуры плавления – более 1 400 °C и 800 °C соответственно). Как образуется такая химическая связь?**

Ионная связь характерна для соединений типичных металлов и типичных неметаллов. Она образуется между атомами таких элементов, которые сильно отличаются по электроотрицательности (см. вопрос 22). Атомы металлов электроны отдают, превращаясь в положительно заряженные ионы. Атомы неметаллов электроны принимают, превращаясь в отрицательно заряженные ионы. Ионная связь образуется за счет притяжения противоположно заряженных ионов.

**Вопрос 24. Температура плавления иодида калия – 681 °С, а фторида калия – 858 °С. Чем объясняется такое различие физических свойств двух солей?**

Фтор – элемент 2-го периода, йод – 5-го. Радиус иона I<sup>+</sup> и его поляризуемость гораздо больше, чем иона F<sup>-</sup>. Поэтому прочность связи в кристалле KI слабее, что и отражается на температуре плавления.

**Вопрос 25. Почему в жидкой воде нет свободных молекул H<sub>2</sub>O? Как это влияет на ее свойства?**

Молекулы воды соединены между собой водородными связями. Они образуют различные по пространственной конфигурации кластеры с условной формулой (H<sub>2</sub>O)<sub>n</sub>, где *n* варьируется от единиц до нескольких десятков. Благодаря этому низкомолекулярное вещество вода является не только жидкостью при обычных условиях, но и обладает рядом аномальных свойств (например, имеет более высокую температуру кипения по сравнению с водородными соединениями элементов подгруппы кислорода (H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Se, H<sub>2</sub>Te)).

**Вопрос 26. Температура кипения этанола C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH – 78,4 °С, а этантиола C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>SH – 35 °С. Чем это обусловлено?**

Между молекулами C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH образуется сильная водородная связь. Она возникает из-за взаимодействия атома водорода с атомами сильно электроотрицательных элементов второго периода (электроотрицательность азота – 3,0; кислорода – 3,5; фтора – 4,0). Полярность связи O-H значительно выше, чем полярность связи S-H (электроотрицательность серы – 2,5).

**Вопрос 27. В чем отличия кристаллов галита и кварца по строению, типу связи и физическим свойствам?**

В галите (NaCl) – ионная связь. Структурными элементами кристалла являются ионы Na<sup>+</sup> и Cl<sup>-</sup>. Галит отличается невысокой

твердостью (2 по шкале Мооса) и хрупкостью, высокой температурой плавления (800 °С), низкой тепло- и электропроводимостью.

В кварце (SiO<sub>2</sub>) – ковалентная связь. Структурные элементы кристалла – атомы. Кварц имеет очень высокую твердость (7 по шкале Мооса) и температуру плавления (около 1720 °С), но также низкую тепло- и электропроводимость.

**Вопрос 28. Алмаз имеет наивысшую твердость 10 по шкале Мооса. В чем особенность строения кристалла алмаза?**

Кристалл алмаза имеет атомную решетку. Алмаз состоит из атомов углерода, связанных друг с другом ковалентными связями. Координационное число равно 4, т. е. каждый атом связан с 4 другими атомами углерода, расположенных в углах тетраэдра.

### **Задания для самостоятельной работы**

1. Назвать число электронных слоев и число электронов в наружном слое элементов с порядковыми номерами 13, 20, 36?
2. Написать схему строения электронных оболочек ионов Ba<sup>2+</sup> и S<sup>2-</sup>.
3. Что подразумевают под возбужденным состоянием атома?
4. Где в таблице Д. И. Менделеева располагаются *s*-, *p*-, *d*- и *f*-элементы?
5. Какие признаки необходимы для объединения элементов в период? Как изменяются свойства элементов с возрастанием порядкового номера в одном периоде?
6. Какие химические элементы имеют электронную формулу 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>3p<sup>6</sup>3d<sup>3</sup>4s<sup>2</sup> и [Kr]4d<sup>1</sup>5s<sup>2</sup>?
7. Какую степень окисления проявляет фтор в сложных соединениях? Чем это обусловлено?
8. Во сколько раз ДНО тяжелее обычной воды?
9. Закончить уравнение ядерной реакции, происходящей в верхних слоях атмосферы под воздействием нейтронов космического пространства:  $^{14}\text{N} + ^1_0\text{n} \rightarrow ^{12}\text{C} + \text{Эл.}$
10. Назвать электронные аналоги в шестой группе периодической системы.
11. Написать электронную формулу элемента с Z = 33.
12. Какой из элементов сильнее проявляет основные свойства: цезий или рубидий?
13. Найти процентный состав высшего оксида вольфрама.

14. Найти количество нейтронов в ядре полония-210.

15. Какой из элементов является более типичным неметаллом: йод или хлор?

16. На основании чего были предсказаны физические и химические свойства неоткрытых химических элементов?

17. Все химические элементы открыты до XXI века. Как сейчас получают новые химические элементы?

18. Охарактеризовать тип связи в соединениях  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  и  $\text{CH}_4$ .

19. Найти ошибки в электронных формулах:

а) As  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^1 4p^3$ ;

б) V  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^1 4p^4$ ;

в) Co  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^1 4p^2$ .

20. У атомов цинка и кальция во внешнем слое – два электрона. Почему тогда эти металлы не являются химическими аналогами?

21. Природная медь состоит из двух стабильных изотопов с атомными массами 63 и 65 с изотопной распространенностью 69,1 % и 30,9 % соответственно. Найти среднюю атомную массу меди.

22. Какой тип химической связи в соединениях  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{NO}_2$ ?

23. Какие валентности могут проявлять химические элементы, имеющие 18 и 30 протонов в ядре?

24. Почему хлор может проявлять переменную валентность?

25. Заполнить колонки в таблице:

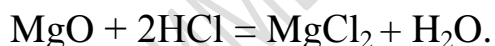
| Группа | Подгруппа | Валентные электроны | Химические элементы | Семейства |
|--------|-----------|---------------------|---------------------|-----------|
| 1      | IA        | $ns^1$              | Li-Fr               | .....     |
| 2      | .....     | $ns^2$              | Be-Ra               | s         |
| .....  | .....     | .... $ns^2$         | .....               | d         |
| .....  | .....     | $ns^2 np^1$         | .....               | p         |
| .....  | .....     | ... $d^1 ns^2$      | .....               | d         |
| .....  | IVA       | .....               | C-.....             | .....     |
| 5      | .....     | $ns^2$ .....        | N-.....             | .....     |
| .....  | .....     | $ns^2 np^5$         | .....               | p         |

## РАЗДЕЛ 2. ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ

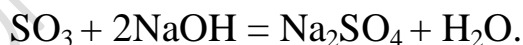
### Практическая работа 3. Классы неорганических и органических соединений. Нефтехимия

*Добываемые полезные ископаемые относятся к неорганическим и органическим соединениям, а также к их сложным смесям.*

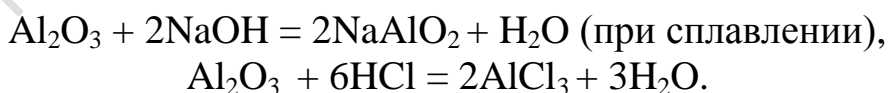
*Источники неорганических соединений – горные породы и минералы. Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты, соли. По химическим свойствам оксиды разделяются на солеобразующие (кислотные, основные, амфотерные) и несолеобразующие. Гидраты основных оксидов (CaO) – основания (Ca(OH)<sub>2</sub>). Основные оксиды образуют только металлы. Основные оксиды реагируют с кислотами с образованием соли и воды:*



*Гидраты кислотных оксидов (SO<sub>3</sub>) – кислоты (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>). Кислотные оксиды образуют неметаллы и некоторые металлы в высшей степени окисления (Mn, Cr). Кислотные оксиды реагируют со щелочами с образованием соли и воды:*



*Амфотерные оксиды проявляют и основные, и кислотные свойства. Амфотерные оксиды образуют некоторые металлы (Al, Zn).*



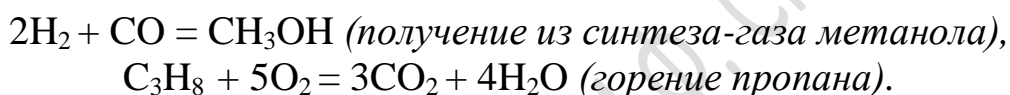
*Большинство оснований в воде не растворяются. Растворимые из них – щелочи (KOH, NH<sub>4</sub>OH и др.).*

*Кислородные кислоты: H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Бескислородные кислоты: HF, H<sub>2</sub>S. В зависимости от числа атомов водорода, входящих в состав молекулы, кислоты могут быть: одноосновные (HCl), двухосновные (H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>), трехосновные (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>). Не растворима в воде кремниевая кислота.*

По особенностям состава и получения соли могут быть: средние (или нормальные,  $KCl$ ), кислые ( $NaHCO_3$ ), основные ( $(Mg(OH)Cl)$ ), двойные ( $(KAl(SO_4)_2)$ ). Кристаллогидраты имеют в своем составе химически связанную воду ( $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ ).

**Источники органических соединений** – нефть, торф, природный газ, уголь. Основные классы органических соединений: алканы ( $C_nH_{2n+2}$ ), алкены, циклоалканы ( $C_nH_{2n}$ ), алкины ( $C_nH_{2n-2}$ ), арены ( $C_nH_{2n-6}$ ), спирты ( $ROH$ ), альдегиды ( $RCOH$ ), карбоновые кислоты ( $RCOOH$ ), амины ( $RNH_2$ ), углеводы, белки, жиры и др.

**Генетическая связь** – это возможность получения из соединения одного класса соединения другого класса (например, алкан  $\rightarrow$  алкен  $\rightarrow$  спирт). Из неорганических соединений можно получить органические, и наоборот:



**Вопрос 1. На территории Беларуси найдено около 230 минералов. Минералы каких классов неорганических соединений преобладают по количеству?**

В основе классификации минералов – их принадлежность к солям тех или иных кислот, оксидам и гидроксидам. Так, из найденных на территории Беларуси минералов около 70 % – соли неорганических кислот (рисунок 2).

В количественном отношении минералы представлены следующим образом:

– силикаты (более 100 видов): циркон, оливин, фаялит, фенакит и др. (месторождения – Микошевичско-Житковичский выступ украинского кристаллического щита и др.);

– оксиды и гидроксиды (более 50): кварц, корунд, магнетит и др. (Припятский прогиб, месторождения глины позерского и сожского оледенений и др.);

– сульфиды (более 20): галенит, сфалерит, ковеллин и др. (Микошевичско-Житковичский выступ украинского кристаллического щита, Жлобинская седловина и др.);

– сульфаты (более 10): барит, целестин, гипс, мирабилит и др. (Припятский прогиб, месторождения каменной и калийной солей, давсонита и железа);

– карбонаты (10): кальцит, магнезит, родохрозит, сидерит и др. (месторождения доломитов, заозерное месторождение боксито-давсонитовых руд и др.);



- фосфаты (7): фосфорит, монацит, апатит, вивианит и др. (Сожский и Припятский фосфоритонесные бассейны и др.);
- галоиды (6): галит, сильвин, флюорит, карналлит и др. (Старобинское, Петриковское, Мозырское месторождения);
- самородные минералы (6): медь, золото, платина, сера и др. (Брестская, Припятская, Оршанские впадины и др.);
- вольфраматы (2): шеелит и вольфрамит (проявления вольфрамоносной сульфидно-скарновой формации: Мир, Глушковичи, Раевшинское).



**А**



**Б**



**В**

А – кварц, Б – галит, В – киноварь

**Рисунок 2 – Минералы**

**Вопрос 2. Представители каких классов неорганических соединений входят в состав типичных вулканических газов? Какие из них закисляют атмосферу и гидросферу?**

Типичные вулканические газы содержат до 80 % пара  $H_2O$ , а также  $CO_2$ ,  $SO_2$ ,  $CO$ ,  $H_2S$ ,  $HCl$ ,  $CH_4$ ,  $Ar$  и другие соединения. Оксиды: вода, углекислый, сернистый и угарный газы. Кислоты: сероводород, хлороводород. Закисляют геосферы  $CO_2$ ,  $SO_2$ ,  $H_2S$  и  $HCl$ .

Однако в настоящее время основной вклад в закисление вносят промышленные выбросы. Так, с начала промышленной революции средний уровень рН поверхностных вод океана снизился с 8,2 до 8,1.

**Вопрос 3. В чем главные отличия органических соединений от неорганических?**

Обязательным элементом всех органических соединений является углерод, в которых он проявляет валентность 4. Атомы углерода могут образовывать длинные цепи и циклы (первый атом углерода соединен с последним). Органических соединений – десятки миллионов, их число увеличивается, что определяется изомерией и возможностью синтеза новых, в том числе полимеров. Неорганических соединений – намного меньше, около 500 тыс.

**Вопрос 4. По каким критериям (признакам) классифицируются органические соединения?**

Органические соединения разделяются на группы и классы в зависимости от особенностей строения углеродной цепи (углеродного скелета), типа связи в углеродном скелете и наличия функциональных групп. Ациклические соединения имеют незамкнутую углеродную цепь (алканы, алкены, диены, алкины и др.), а циклические – замкнутую (циклоалканы, арены и др.). Функциональные группы:  $-OH$  (гидроксильная) – у спиртов и фенолов;  $-COOH$  (карбоксильная) – у карбоновых кислот;  $-NH_2$  (аминогруппа) – у аминов;  $-NO_2$  (нитрогруппа) – у нитросоединений и др.

**Вопрос 5. Одна из причин многообразия органических веществ – явление изомерии. Какие есть основные типы изомерии?**

Изомеры имеют одинаковую химическую формулу, но различное строение и расположение атомов. Основные типы изомерии:

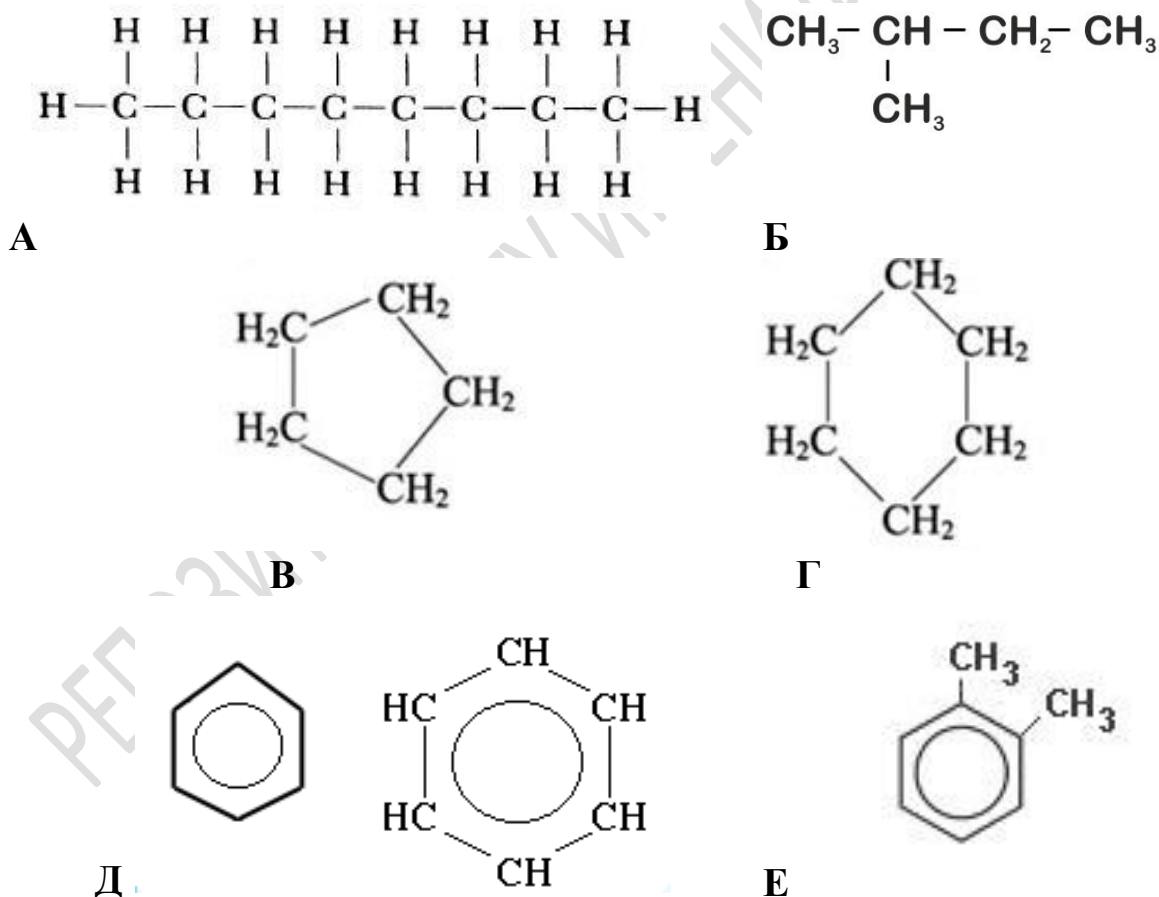
- изомерия углеродного скелета (изменена последовательность соединения атомов углерода, например, появление радикала);
- изомерия положения (изменены расположение кратной связи

или одной и той же функциональной группы);

– межклассовая изомерия (изменены функциональные группы или кратные связи, например, диены и алкины) и др.

### **Вопрос 6. Насколько сложен состав нефти?**

Нефть – смесь различных органических соединений, большинство из которых находится в жидком состоянии. Наибольшую массовую долю в ней имеют алканы, циклоалканы (в основном – циклопентан и циклогексан), ароматические углеводороды (рисунок 3). Кроме того, в нефти (иногда до 10 % и более) содержатся соединения серы (например, меркаптаны  $C_nH_{2n+1}SH$  и др.), а также (0,5–1 %) азотсодержащие соединения (например, гетероциклические, имеющие в цикле кроме атомов углерода, один или несколько атомов других элементов), соли тяжелых металлов (V, Ni, Mo, Fe и др.). Основной элементный состав (%): С – более 80, Н – более 10.



А – октан, Б – изопентан (алканы);  
В – циклопентан, Г – циклогексан (циклоалканы);  
Д – бензол, Е – диметилбензол (ароматические)

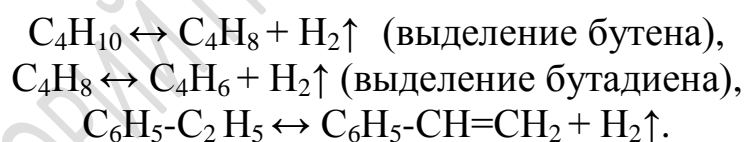
### Рисунок 3 – Структурная формула жидких компонентов нефти

**Вопрос 7. При переработке нефти получают большое количество веществ, служащих сырьевой основой для производства синтетических волокон и каучуков, пластмасс, растворителей и др. Какие химические процессы применяют в нефтехимии?**

Процессы при переработке нефти:

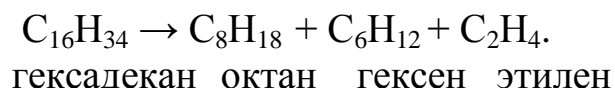
- крекинг (каталитический, гидрокрекинг). Приводит к получению высокооктановых бензинов, более легких углеводородов различных классов;
- изомеризация алканов (бутана, пентана и др.) – для получения высокооктановых бензинов, сырья для синтеза каучука;
- дегидрирование (отщепление молекул водорода) – для получения непредельных углеводородов;
- полимеризация – для синтеза высокомолекулярных соединений;
- алкилирование (встраивание в молекулу алкильного радикала - R) – для получения топлива с большим октановым числом.

**Вопрос 8. Из бутана двухстадийным дегидрированием получают бутадиев, а дегидрированием этилбензола – стирол. Написать уравнения реакций.**



**Вопрос 9. В чем достоинство крекинга?**

При крекинге можно получить большое разнообразие предельных и непредельных углеводородов. Причем большие углеводородные молекулы распадаются на две (и больше) молекулы.



**Вопрос 10. ПВХ – широко используемый полимерный материал, который получают полимеризацией винилхлорида. Как синтезируют винилхлорид?**

Хлорирование этена:  $CH_2=CH_2 + Cl_2 \rightarrow CH_2=CHCl + HCl$ .

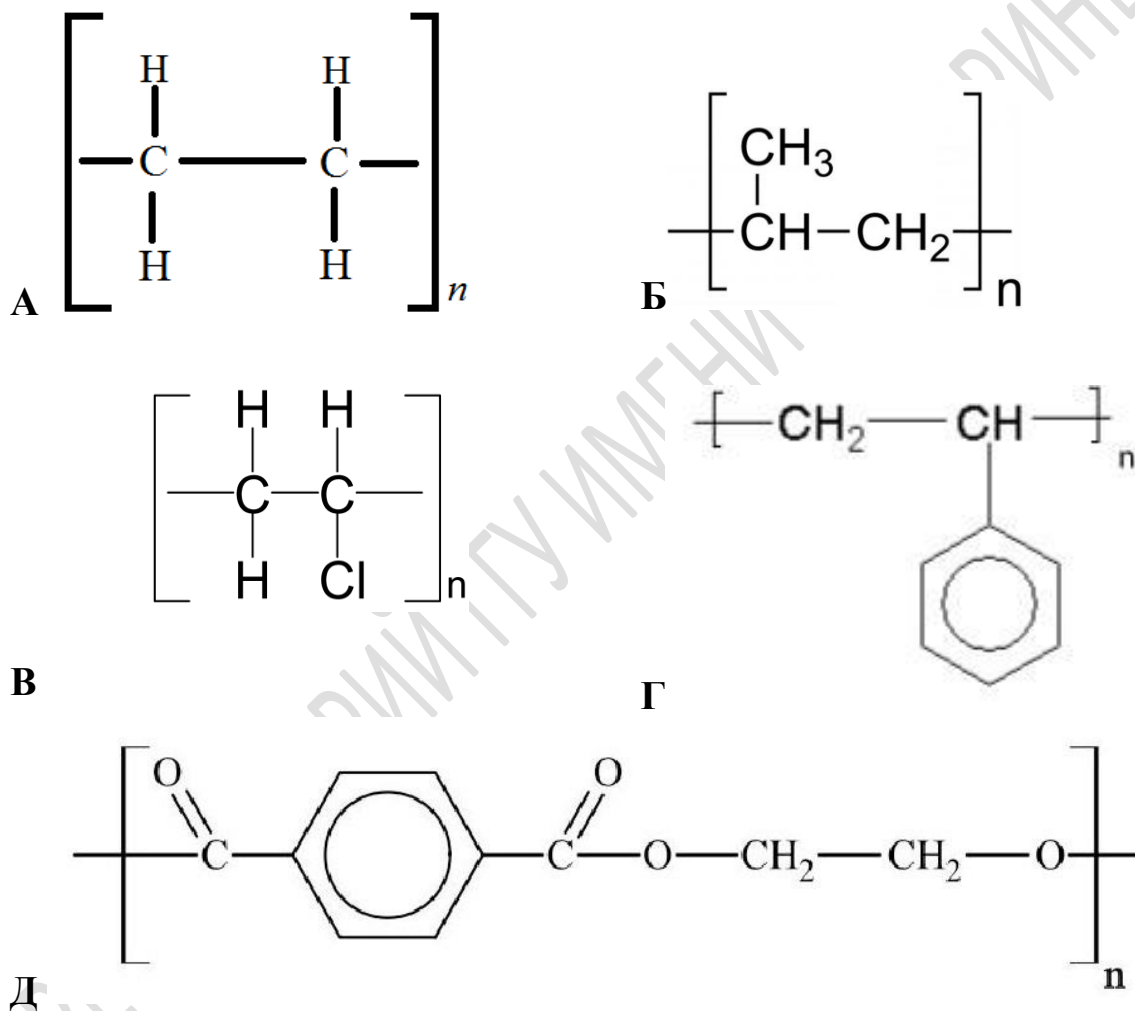
Гидрохлорирование этина:  $C_2H_2 + HCl \rightarrow CH_2=CHCl$ .

Дегидрохлорирование 1,2-дихлорэтана:  $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2\text{Cl} \rightarrow \text{CH}_2=\text{CHCl} + \text{HCl}$ .

Приведенные в вопросах 8–10 реакции показывают возможности и значение нефтехимии.

**Вопрос 11. Какие полимеры синтезируются в наибольшем количестве?**

Больше всего в мире производят: полиолефины, полиэфиры, поливинилхлорид (ПВХ), полистирол и полиуретаны (рисунок 4).



А – полиэтилен, Б – полипропилен, В – поливинилхлорид,  
Г – полистирол, Д – полиэтилентерефталат (ПЭТ)

**Рисунок 4 – Структурные формулы важнейших полимеров**

**Вопрос 12. В чем отличие попутного газа от природного?**

Попутный газ растворен в нефти или находится над ее скоплением. Объемная доля органических соединений в нем относительно равномерна:  $\text{CH}_4 \approx 30\%$ ;  $\text{C}_3\text{H}_8$ ,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ,  $\text{C}_5\text{H}_{12}$  – по 20%;  $\text{C}_2\text{H}_6$  – 7–8%. В природном газе абсолютно преобладает  $\text{CH}_4 \approx 98\text{--}99\%$  (другие газообразные алканы – менее 0,5%), при отсутствии пентана, с незначительным (до 0,5%) содержанием  $\text{H}_2$ ,  $\text{He}$ ,  $\text{N}_2$  и  $\text{CO}_2$ .

**Вопрос 13. Каков химический состав горючих сланцев?**

Горючие сланцы состоят из неорганического (доломит, кальцит, кварц, монтмориллонит, каолинит, полевой шпат и др.) и органического компонентов (кероген). Доля керогена значительно варьируется (10–70%). Но, как правило, минеральный компонент по массе преобладает над органическим. В минеральную часть входят большое количество оксидов ( $\text{SiO}_2$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  и др.). Непостоянство химического состава обуславливает и цветовые вариации горной породы: от желтого до коричневого.

**Вопрос 14. Чем сланцевый газ отличается от природного по химическому составу?**

Сланцевый газ имеет следующие особенности:

- значительно меньшую долю метана (в разы);
- более широкий химический состав, включающий кроме метана водород, азот, угарный и углекислый газы, этан и другие легкие алканы, кислород и др.

**Вопрос 15. При гидроразрыве пласта в призабойную зону закачивается жидкость под высоким давлением. Ее главные компоненты – вода и пропант (песок). Присутствуют добавки: соляная кислота, этиленгликоль, изопропиловый спирт, борная кислота, глутаральдегид, формамид, пероксидисульфат аммония, хлорид калия, карбонат натрия и др. Укажите классификационную принадлежность и значение названных добавок.**

*Неорганические вещества:*

- кислоты  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ;
- соли средние  $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

*Органические вещества:*

- двухатомный спирт  $\text{OH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$  (этиленгликоль);
- одноатомный спирт  $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_3$  (изопропиловый);
- альдегид  $\text{O}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{O}$  (глутаральдегид или глутаровый альдегид);

– амид карбоновой кислоты  $O=CH-NH_2$  (формамид или амид муравьиной кислоты).

Значение добавок: растворение минералов (HCl), повышение устойчивости к коррозии (глутаральдегид, формамид) и к отложениям на внутренних стенах труб (этиленгликоль), загустители (изопропиловый спирт,  $H_3BO_3$ ) и др.

**Вопрос 16. При разведке и добыче полезных ископаемых проводятся взрывные работы. Какие неорганические и органические соединения при этом используются?**

Для получения взрывчатых смесей используются:

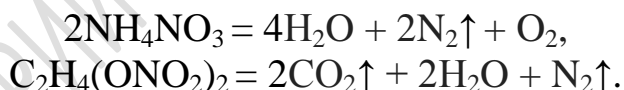
*Неорганические соединения:*

- металлы Al, Mg и неметаллы C, S;
- соли средние:  $NH_4NO_3$ ,  $KNO_3$ ,  $NaNO_3$ ,  $KClO_3$ ,  $KClO_4$ ,  $NaClO_4$ .  $Pb(N_3)_2$  – азид свинца (свинцовая соль азотистоводородной кислоты).

*Органические соединения:*

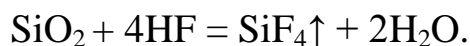
- гремучая ртуть  $Hg(CNO)_2$  – ртутная соль гремучей кислоты;
- азотнокислые эфиры спиртов: тринитроглицерин  $C_3H_5(ONO_2)_3$ , динитрогликоль  $C_2H_4(ONO_2)_2$ ;
- производные ароматических соединений: тротил (тринитротолуол)  $C_6H_2CH_3(NO_2)_3$ , динитронафталин  $C_{10}H_6(NO_2)_2$ ;
- гексоген  $(CH_2)_3N_3(NO_2)_3$ ;
- углевод клетчатка  $(C_6H_{10}O_5)_n$  и др.

Продукты взрывчатого разложения –  $CO_2$ ,  $H_2O$ ,  $N_2$ ,  $O_2$  и др.



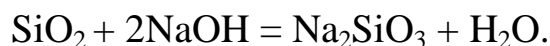
**Вопрос 17. Основной примесью в графите являются силикаты. Как их можно удалить?**

Графит инертен. Не взаимодействует с неорганическими и органическими растворителями. Поэтому для удаления силикатов используют фтороводород:



**Вопрос 18. Какой из минералов (гематит, тенардит, кварц, кальцит) взаимодействует с кипящим концентрированным раствором гидроксида натрия? Написать уравнения реакций.**

Из названных минералов с раствором щелочи взаимодействует  $SiO_2$  (кислотный оксид):



$\text{Fe}_2\text{O}_3$  реагирует с гидроксидом натрия только при сплавлении.

**Вопрос 19.** В чем особенность строения комплексных соединений?

Комплексные соединения состоят из внутренней и внешней сферы. Внутренняя сфера включает центральный атом (комплексообразователь) в определенной степени окисления, а также лиганды – нейтральные молекулы или заряженные ионы. Внутренняя сфера может иметь как положительный, так и отрицательный заряд.

Например, в соединении  $\text{K}_2[\text{Be}(\text{OH})_4]$ :

– внешняя сфера – ионы  $\text{K}^+$ ;

– внутренняя сфера – ион  $[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$ . Во внутренней сфере центральный атом –  $\text{Be}^{\text{II}}$ , лиганды –  $\text{OH}^-$ . Координационное число – 4 (число групп  $\text{OH}^-$ ).

В соединении  $\text{H}[\text{AuCl}_4]$ :

– внешняя сфера – ион  $\text{H}^+$ ;

– внутренняя сфера – ион  $[\text{AuCl}_4]^-$ . Во внутренней сфере центральный атом –  $\text{Au}^{\text{III}}$ , лиганды –  $\text{Cl}^-$ . Координационное число – 4 (число  $\text{Cl}^-$ ).

В соединении  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ :

– внешняя сфера – ионы  $\text{Cl}^-$ ;

– внутренняя сфера – ион  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ . Во внутренней сфере центральный атом –  $\text{Al}^{\text{III}}$ , лиганды – молекулы воды. Координационное число – 6 (число молекул воды).

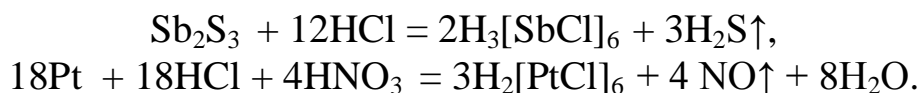
**Вопрос 20.** Привести пример минералов, являющихся комплексными соединениями.

Природные силикаты – комплексные соединения: циркон  $\text{Zr}[\text{SiO}_4]$ , оливин  $(\text{Mg,Fe})_2[\text{SiO}_4]$ , топаз  $\text{Al}_2(\text{F,OH})_2[\text{SiO}_4]$ , берилл  $\text{Al}_2\text{Be}_3[\text{Si}_6\text{O}_{18}]$ , полевошпат  $(\text{K,Na})[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$ , нефелин  $\text{Na}[\text{AlSiO}_4]$  и др.

**Вопрос 21.** Какое значение имеют комплексные соединения при извлечении металлов из руд и разделении металлов?

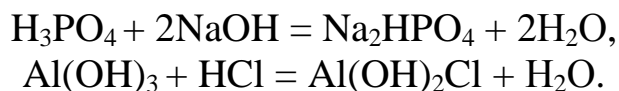
Для извлечения металлов из руд (меди, железа, платины, серебра и др.), а также разделения металлов проводят химические реакции с образованием легкорастворимых или легкоплавких комплексных соединений:



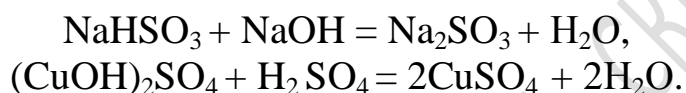


**Вопрос 22. Как получить кислую и основную соли?**

Кислые соли можно получить при неполном замещении атомов водорода в многоосновной кислоте, а основные соли при неполном замещении гидроксильных групп в многокислотном основании:

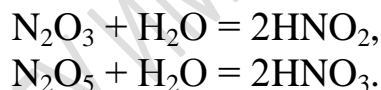


**Вопрос 23. Как из кислой и основной солей получить среднюю?**

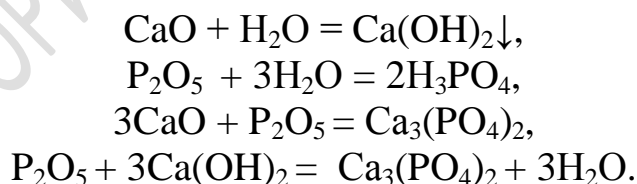


**Вопрос 24. Назовите ангидриды азотистой и азотной кислот.**

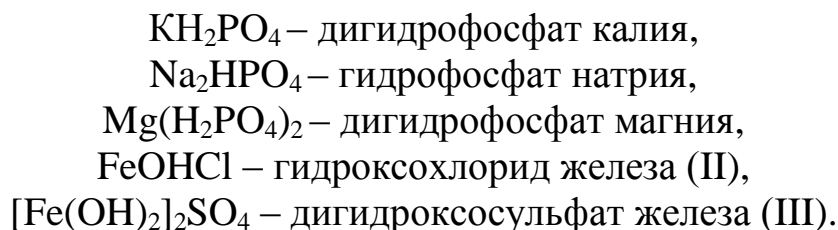
Ангидриды при взаимодействии с водой дают соответствующие кислоты.



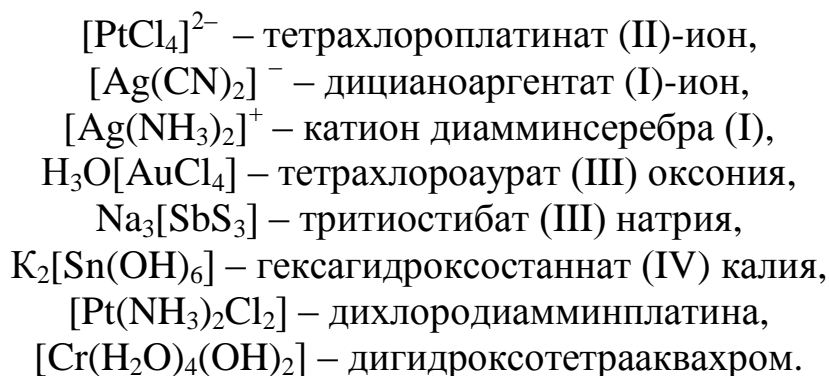
**Вопрос 25. Привести примеры взаимодействия основных и кислотных оксидов с водой, между собой, а также со щелочами.**



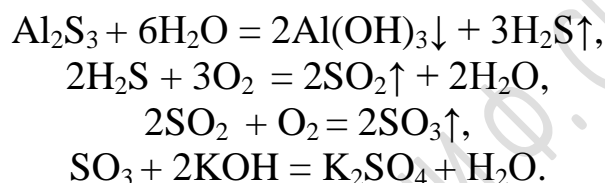
**Вопрос 26. Дать название солям и объяснить их.**



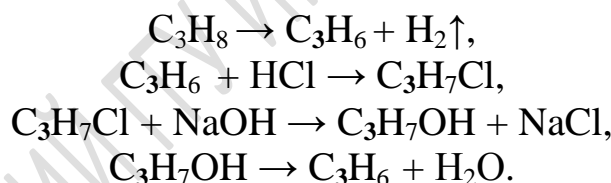
**Вопрос 27. Дать название комплексным ионам и соединениям, объяснить их.**



**Вопрос 28. Осуществить превращения: сульфид алюминия → сероводород → оксид серы (IV) → оксид серы (VI) → сульфат калия**



**Вопрос 29. Осуществить превращения: пропан → пропен → хлорпропан → пропанол → пропен**



**Вопрос 30. Брутто-формула одной из предельных карбоновых кислот  $\text{C}_{16}\text{H}_{32}\text{O}_2$ . Назвать кислоту.**

Общая формула предельных карбоновых кислот  $\text{R-COOH}$ . Поэтому формула радикала  $\text{C}_{15}\text{H}_{31}$ - (число атомов углерода =  $16 - 1 = 15$ ).

Формула кислоты  $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$  – гексадекановая, или пальмитиновая.

**Вопрос 31. Минералы обладают особыми физическими и химическими свойствами. Привести пример использования этих свойств в парфюмерной и фармацевтической промышленности.**

Очищенный минерал тальк  $\text{Mg}_3(\text{OH})_2[\text{Si}_4\text{O}_{10}]$  или  $3\text{MgO} \cdot 4\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  в измельченном виде – белый (магний входит в подгруппу ПА). Причем с увеличением степени помола белизна усиливается. Тальк – гидроскопичен, легок ( $\rho = 2,7 \text{ г/см}^3$ ) и мягок. Химически инертен, плохо растворяется в кислотах и щелочах. Эти свойства позволяют

использовать тальк как наполнитель для изготовления зубного порошка, пудры, мазей, таблеток. Так, основным компонентом детских присыпок, устраняющих влагу на коже, является тальк.

**Вопрос 32. Являются ли понятия «хладагенты» и «фреоны» синонимами? Напишите формулу любого фреона.**

Хладагенты используются в холодильных установках как рабочие вещества. Они могут быть как неорганическими ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ), так и органическими соединениями ( $\text{CH}_3\text{Cl}$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$  и др.). Фреоны относятся к органическим соединениям, поэтому понятия «хладагенты» и «фреоны» синонимами не являются. Фреоны – производные алканов ( $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ ), в которых атомы водорода замещены атомами элементов подгруппы VIIA: фтором, хлором, бромом. По агрегатному состоянию при н. у. могут быть как газами ( $\text{CH}_3\text{F}$  – фторметан), так и жидкостями ( $\text{CClF}_3$  – трифторхлорметан).

**Вопрос 33. Что такое этилированный бензин? Чем он опасен?**

Этилированный бензин объемом 1 л содержит до 8 мл этиловой жидкости. Основу этиловой жидкости (до 58 %) составляет тетраэтилсвинец  $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$  (антидетонатор). Тетраэтилсвинец (ТЭС) – металлоорганическое соединение, легкоиспаряющаяся жидкость. ТЭС – токсичен, поражает нервную систему. Относится к 1 классу опасности. Среднесуточная ПДК в воздухе –  $0,00004 \text{ мг/м}^3$ .

**Вопрос 34. Приоритетными направлениями научных исследований в Беларуси являются энергетика, химический синтез и продукты. Какие работы проводит Институт природопользования НАН Беларуси (в год создания (1932) – Институт торфа) для реализации поставленных задач?**

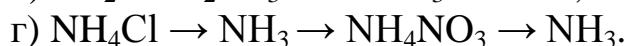
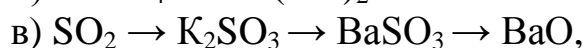
Разработан способ утилизации полимерных отходов пиролизом торфополимерных смесей. Состав пиролизного газа:  $\text{H}_2 \approx 30\text{--}40\%$ ,  $\text{CO} \approx 25\text{--}30\%$ ,  $\text{CH}_4 \approx 10\text{--}20\%$ , другие углеводороды – до 10 %. Это позволяет использовать его в синтезе других органических соединений и как топливо. Создана установка для пиролиза бурых углей с получением газообразных и твердых энергоносителей. Технология будет использована при промышленном освоении Житковичского, Тонежского и др. месторождений. Для ликвидации аварийных разливов нефти и нефтепродуктов на воде и почве создан сорбционный материал на основе торфа («Экоторф-Н»).

Разработаны удобрения на основе торфа и сапропелей, налажено их массовое производство.

## Задания для самостоятельной работы

1. Написать структурные формулы и дать названия изомерам с молекулярной формулой  $C_4H_6$ .

2. Написать уравнения реакций по схеме:



К каким классам относятся все соединения? Какие из приведенных формул соответствуют минералам или горным породам?

3. Дать название комплексным ионам и соединениям:  $[Sn(H_2O)Cl_2]$ ,  $[Cr(H_2O)_4 Cl_2]^+$ ,  $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ ,  $[Al(H_2O)_6]^{3+}$ ,  $[Co(NH_3)_4Cl_2]NO_2$ .

4. Написать структурные формулы бутилового и изобутилового спиртов.

5. Что такое гомологический ряд? Назвать первого представителя ряда алкенов.

6. Написать структурную формулу 2,2-диметил-3-этилпентана. Написать формулы двух изомеров с уменьшением и с увеличением числа радикалов в цепи.

7. Привести примеры межклассовых изомеров. Дать им названия.

8. Осуществить превращения: этан  $\rightarrow$  этин  $\rightarrow$  бензол  $\rightarrow$  бромбензол. К каким классам относятся все соединения?

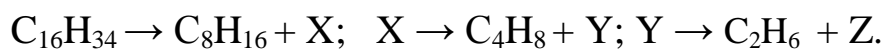
9. Осуществить превращения: метан  $\rightarrow$  хлорметан  $\rightarrow$   $\rightarrow$  дихлорметан  $\rightarrow$  трихлорметан  $\rightarrow$  тетрахлорметан.

10. Написать реакции по схеме: кислая соль кальция  $\rightarrow$  средняя соль кальция  $\rightarrow$  оксид кальция  $\rightarrow$  нитрат кальция.

11. Указать классификационную принадлежность следующих соединений:  $2Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$ ,  $Ca(H_2PO_4)_2$ ,  $C_2H_5I$ ,  $CH_3OH$ ,  $MgF_2$ ,  $HClO$ ,  $C_{17}H_{34}$ ,  $KH_2AsO_4$ ,  $C_6H_4(C_2H_5)_2$ ,  $H_2O_2$ ,  $N_2O_4$ ,  $CuIO_3(OH)$ ,  $KCr(SO_4)_2$ ,  $H_3O[SbF_6]$ ,  $CH_3OC_2H_5$ ,  $NH_4VO_3$ ,  $(Na,K)AlSiO_4$ ,  $K_2S_2O_3$ ,  $C_3H_7NH_2$ . Указать минералы.

12. Написать общую формулу класса органических веществ, представители которого являются основным компонентом нефти. Какое агрегатное состояние имеют представители этого класса с числом атомов углерода в молекулах  $C_5-C_{17}$ ?

13. Дописать уравнения термического крекинга нефти:



14. Написать структурные формулы двух изомеров с общей молекулярной формулой  $C_{10}H_{14}$ . Дать им название.

15. К какому классу органических соединений относится бенз(а)пирен (рисунок 5). Найти брутто-формулу вещества.

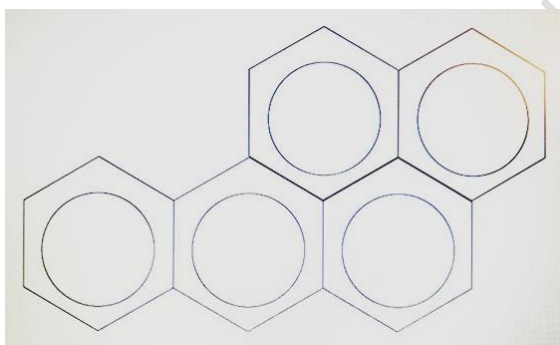


Рисунок 5 – Структурная формула бенз(а)пирена

16. Написать структурные и молекулярные формулы следующих соединений: бромгептан, бутановая кислота, винилбензол, гексаналь, диметиламин, дифторхлорметан, изопропилбензол, муравьиная кислота, толуол, трихлоруксусная кислота, хлорэтилен, трипропиламин, гексафторбензол.

## **Практическая работа 4. Металлы, их получение и свойства. Расчетные задачи по нахождению химической формулы вещества**

***Вопрос 1. Какие минералы являются природными источниками промышленного получения металлов?***

Природными источниками получения металлов в промышленности являются минералы: магнезия – магнезит  $MgCO_3$ , алюминия – нефелин  $(Na,K)AlSiO_4$ , калия – сильвин  $KCl$ , кальция – кальцит  $CaCO_3$ , титана – рутил  $TiO_2$ , марганца – пиролюзит  $MnO_2$ , железа – гематит  $Fe_2O_3$ , меди – халькопирит  $CuFeS_2$ , цинка – сфалерит  $ZnS$ , стронция – целестин  $SrSO_4$ , циркония – циркон  $ZrSiO_4$ , молибдена – молибденит  $MoS_2$ , кадмия – сфалерит  $(Zn, Cd)S$ , олова – касситерит  $SnO_2$ , сурьмы – стибнит  $Sb_2S_3$ , бария – барит  $BaSO_4$ , вольфрама – вольфрамит  $(Fe, Mn)WO_4$ , ртути – киноварь  $HgS$ , свинца – галенит  $PbS$ , висмута – висмутин  $Bi_2S_3$  и др.

***Вопрос 2. Привести примеры физико-химических и химических методов исследований минералов, горных пород и руд (рисунок 6).***

Для определения состава и структуры соединений используют разнообразные методы анализа: термический, гравиметрический, титрометрический, хроматографический, методы окрашивания пламени, определения удельного веса и др.



**Рисунок 6 – Медная руда (содержит халькопирит ( $CuFeS_2$ ), ковеллин ( $CuS$ ), борнит ( $Cu_5FeS_4$ ))**

Одним из доминирующих методов является рентгено-флуоресцентный анализ (РФА). Метод основан на изучении спектра, полученного при воздействии на исследуемый материал рентгеновским излучением. Причем идентифицировать можно и отдельное кристаллическое образование в сложной смеси (горной породе). РФА позволяет выявить около 80 химических элементов при широком диапазоне их массовых долей, изучить химические связи, атомную структуру. Рентгеновский метод удобен для анализа сложного состава глин (монтмориллонит  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 4\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ , каолинит  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ).

При масс-спектрометрическом анализе (МСА) выявляют образующиеся ионы при воздействии на материал электронов, ионов и др. МСА позволяет определить молекулярную массу, формулу вещества, пространственное строение, изотопный состав.

**Вопрос 3. В чем суть термического анализа минералов и горных пород?**

Исследуемый материал постепенно нагревают. При этом выявляют тепловой эффект, спектральные характеристики, количество, скорость и состав выделяемых газов, дегидратацию, происходящие окислительно-восстановительные реакции и др.

**Вопрос 4. Почему для разложения минералов и руд чаще используется соляная кислота?**

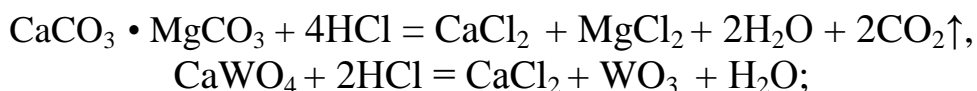
Сильная соляная кислота переводит в раствор сложные многокомпонентные системы (хлориды многих металлов хорошо растворимы в воде), не дает побочных продуктов.

Под воздействием кислоты распадаются:

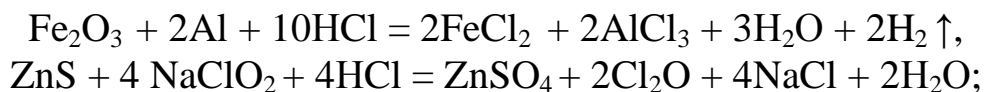
– полностью при обычных условиях: кальцит  $\text{CaCO}_3$ , стронцианит  $\text{SrCO}_3$ , малахит  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ , церуссит  $\text{PbCO}_3$ , смитсонит  $\text{ZnCO}_3$ , гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  и др.:



– полностью при повышенной температуре: доломит  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ , сидерит  $\text{FeCO}_3$ , галенит  $\text{PbS}$ , ванадаты, шеелит  $\text{CaWO}_4$ , гюбнерит  $\text{MnWO}_4$  и др.:

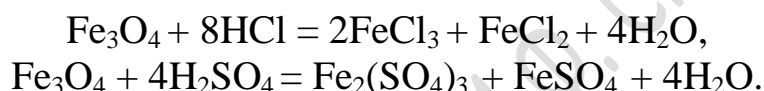


– полностью при применении восстановителей или окислителей: гематит  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , магнетит  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , пиролюзит  $\text{MnO}_2$ , халькопирит  $\text{CuFeS}_2$ , сфалерит  $\text{ZnS}$ , пирит  $\text{FeS}_2$ , киноварь  $\text{HgS}$ , арсениды и др.



– частично: барит  $\text{BaSO}_4$ , стибнит  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ , флюорит  $\text{CaF}_2$ , монацит  $(\text{Ce}, \text{La})\text{PO}_4$  и др.

**Вопрос 5. Минерал магнетит состоит из оксидов железа (II) и (III). Написать реакции растворения минерала в соляной и серной кислотах.**



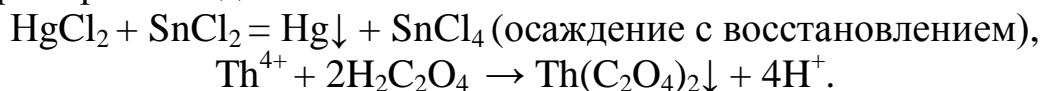
**Вопрос 6. Многие полезные ископаемые имеют сложный химический состав. Как можно разделить элементы и их соединения?**

Один из этапов гравиметрического метода анализа – осаждение, т. е. образование осадка малорастворимого соединения. Осадители должны избирательно (или селективно) взаимодействовать с определяемым компонентом. Основные осадители:

– неорганические:  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$  – для осаждения ионов магния;  $\text{NH}_4\text{OH}$  – алюминия и железа (III);  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – бария, стронция, свинца;  $\text{HCl}$  – серебра и др. Недостаток неорганических осадителей – невысокая селективность;

– органические:  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  (щавелевая кислота) – для осаждения тория; диметилглиоксим – никеля; 1-нитрозо-2-нафтол – кобальта; 8-оксихинолин – магния и др. Органические осадители обладают большей селективностью.

Примеры осаждения:



**Вопрос 7. Какие продукты образуются при термическом разложении нитратов?**

Продукты разложения нитратов зависят от металла, входящего в состав соли:



- до Mg:  $\text{Me}(\text{NO}_3)_x \rightarrow \text{Me}(\text{NO}_2)_x + \text{O}_2\uparrow$ ,
- от Mg до Cu:  $\text{Me}(\text{NO}_3)_x \rightarrow \text{Me}_x\text{O}_y + \text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ ,
- после Cu:  $\text{Me}(\text{NO}_3)_x \rightarrow \text{Me} + \text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ .

**Вопрос 8. Каковы основные способы получения металлов в чистом виде?**

В чистом виде металлы получают различными способами при высоких температурах:

- а)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} = 2\text{Fe} + 3\text{CO}\uparrow$  (в доменной печи),  
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} = 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2\uparrow$ ;
- б)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$  (алюмотермия);
- в)  $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- г)  $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 = 2\text{ZnO} + \text{SO}_2\uparrow$  (обжиг),  
 $\text{ZnO} + \text{C} = \text{Zn} + \text{CO}\uparrow$ .

**Вопрос 9. Почему химическую формулу многих минералов считают условной?**

Есть минералы постоянного химического состава (галит  $\text{NaCl}$ , галенит  $\text{PbS}$ ) и переменного, например, оливин  $(\text{Mg}, \text{Fe})_2\text{SiO}_4$ .

В минералах переменного состава наблюдается замещение одних атомов или их группировок на другие. Это свойство атомов называется изоморфизмом. Например, формула сидерита –  $\text{FeCO}_3$ . Однако атомы железа могут замещаться атомами других металлов Mg, Mn, Ca:  $\text{MgCO}_3$ ,  $\text{MnCO}_3$ ,  $\text{CaCO}_3$ . Различные месторождения сидерита характеризуются различным соотношением числа этих атомов металла. Но преобладают численно атомы железа. Например:  $(\text{Fe}_{0,95}\text{Mg}_{0,03}\text{Mn}_{0,01}\text{Ca}_{0,01})_{1,0}\text{C}_{1,0}\text{O}_{3,0}$ . Дробные коэффициенты при атомах металлов обозначают их соотношение в соединении. Но в сумме они дают 1 ( $0,95 + 0,03 + 0,01 + 0,01$ ). Поэтому сидерит условно принимают за карбонат железа (II).

**Вопрос 10. Многие минералы имеют в своем составе воду. В какой форме вода может быть в минералах?**

*Конституционная вода.* В минерале тальк  $\text{Mg}_3(\text{OH})_2[\text{Si}_4\text{O}_{10}]$  в узлах кристаллической решетки располагается ион  $\text{OH}^-$ . Вода в такой форме прочно удерживается. При высокотемпературном нагревании (до  $1\,000\text{ }^\circ\text{C}$  и более) минерал разрушается, вода выделяется.

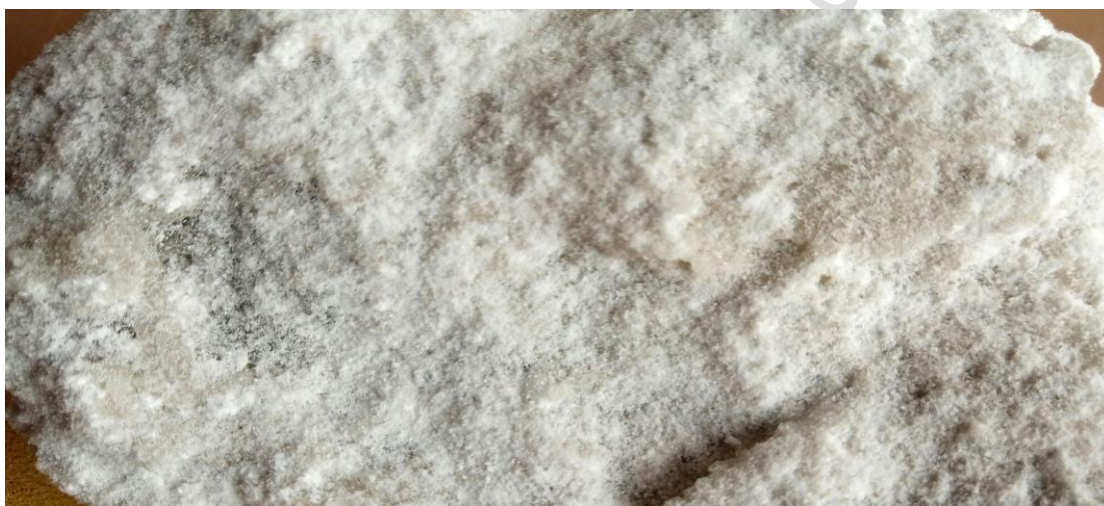
*Кристаллогидратная (кристаллизационная) вода.* В минерале гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (рисунок 7) при нагревании вода выделяется

ступенчато, с образованием промежуточного соединения  $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ . Длительное нагревание приводит к образованию средней соли  $\text{CaSO}_4$ .

*Структурно свободная вода.* В минерале берилл  $\text{Al}_2\text{Be}_3[\text{Si}_6\text{O}_{18}]$  вода находится в пустотах минерала. При нагревании она удаляется постепенно. При этом не происходит изменение структуры минерала. Минерал может также поглощать воду.

*Коллоидная (адсорбционная) вода.* В минерале опал  $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$  вода удерживается на поверхности дисперсных частичек под влиянием их силового поля. Вода выделяется при низкотемпературном нагревании.

*Капиллярная (гигроскопическая вода).* Во многих минералах вода удерживается за счет сил поверхностного натяжения. Вода выделяется при низкотемпературном нагревании.



А



Б

А – мирабилит, Б – гипс

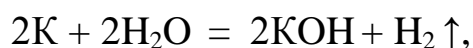
## Рисунок 7 – Кристаллогидраты

**Вопрос 11. В составе каких минералов встречается магний? Какие из них являются промышленными источниками оксида магния?**

Магний содержится в более 60 минералах. Наиболее важные – пироксены и амфиболы, доломиты, а также магнезит  $MgCO_3$  и гидратные карбонаты (несквегонит  $MgCO_3 \cdot 3H_2O$ , лансфордит  $MgCO_3 \cdot 5H_2O$ ), брусит  $Mg(OH)_2$  и др. Источники оксида – магнезит и брусит.

**Вопрос 12. В чем особенность химического взаимодействия металлов с водой?**

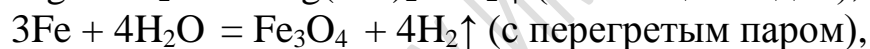
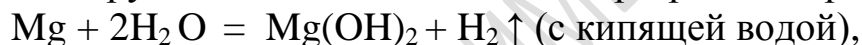
Активно взаимодействуют с водой только щелочные и щелочноземельные металлы:



Алюминий реагирует только после удаления оксидной пленки:

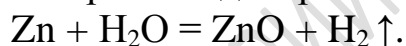


Реагируют с кипящей водой или перегретым паром:



$2Cr + 3H_2O = Cr_2O_3 + 3H_2 \uparrow$  (в измельченном раскаленном состоянии).

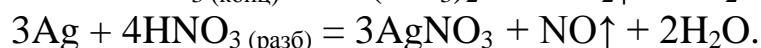
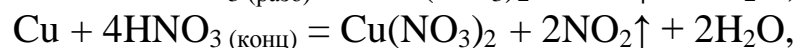
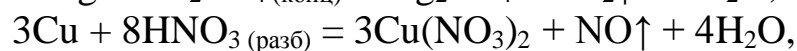
С парами воды при температуре красного каления:



Металлы, стоящие после водорода в ряду напряжений (Ag, Au и др.), не взаимодействуют с водой.

**Вопрос 13. Как золото, серебро и медь взаимодействуют с кислотами?**

Эти металлы входят в побочную подгруппу 1-й группы. Расположены после водорода в ряду активности металлов. Медь и серебро вступают в реакцию с концентрированной серной кислотой при нагревании.



На золото не действуют разбавленные и концентрированные HCl, HNO<sub>3</sub> и H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Золото реагирует:

– со смесью концентрированных соляной и азотной кислот (царская водка):

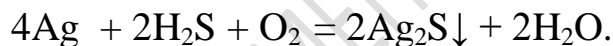


– с концентрированной селеновой кислотой:

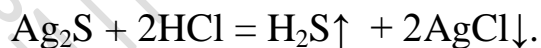


**Вопрос 14. Серебро и медь – малоактивные металлы. Однако изделия из серебра на воздухе со временем покрываются серо-черным налетом, а из меди – зеленоватым. Какова формула этих соединений? Можно ли снять эти налеты?**

Почернение серебра – образование сульфида серебра (I) вследствие нахождения в воздухе сероводорода:



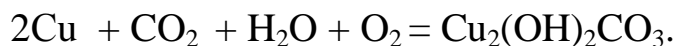
Черный налет сульфида серебра снимается при взаимодействии с соляной кислотой. Раствор мутнеет из-за выпадения хлорида серебра:



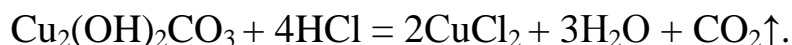
Зеленый налет на меди – Cu<sub>2</sub>(OH)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (рисунок 8).



**Рисунок 8 – Зеленый налет на меди –  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$**   
Он образуется:



Такую же формулу имеет минерал малахит. Налет удаляется соляной кислотой:



**Вопрос 15. Написать схему реакции обжига халькопирита. Чем экологически опасен такой способ переработки минерала? Как обезвредить опасные выбросы?**



Оксид серы (IV) – кислотный оксид. Выбрасывание его в атмосферу приводит к выпадению кислотных осадков. Нейтрализовать оксид серы можно взаимодействием со щелочью:



**Вопрос 16. Получение цветных металлов сопряжено с выбросами целого ряда органических и неорганических соединений. Какие из них представляют наибольшую опасность?**

Спектр токсичных веществ велик:

- органические: фенол ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ ), формальдегид ( $\text{HCHO}$ ), бенз(а)пирен ( $\text{C}_{20}\text{H}_{12}$ );
- неорганические: оксиды  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{CO}$ ; сероводород  $\text{H}_2\text{S}$ ; пыль соединений тяжелых металлов  $\text{Ni}$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Mn}$ ,  $\text{V}$ ,  $\text{Co}$  и др.

**Вопрос 17. Для каких целей используется доломит в сельском хозяйстве?**

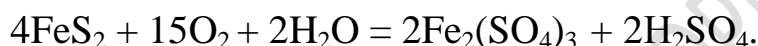
Доломит ( $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ ) применяется в сельском хозяйстве для нейтрализации кислотности почв, обогащения ее ионами  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ , повышения эффективности использования органических и минеральных удобрений. Магний необходим для растений, так как входит в состав хлорофилла.



ОАО «Доломит» (Витебск) – крупнейшее в Европе предприятие по добыче и переработке доломитового сырья.

**Вопрос 18. Полезные ископаемые влияют на особенности химического состава прилегающих земель. Так, около мест добычи сульфидных руд выращивание сельскохозяйственных растений невозможно: почва кислая и обогащена токсичными ионами  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  и др. Объясните это явление.**

Сульфидные руды вступают в окислительно-восстановительные реакции в присутствии воздуха и влаги, например:



Сильная серная кислота переводит металлы из нерастворимых руд в растворимые сульфаты. Растворимые в воде соединения поглощаются корнями растений.

**Вопрос 19. Найти формулу минерала, имеющего в массовых долях: бария – 58,84 %, серы – 13,74 % и кислорода – 27,42 %. Назовите минерал.**

Дано:

Решение:

Минерал  $\text{Ba}_x\text{S}_y\text{O}_z$

$\omega(\text{Ba}) = 58,84 \%$

$\omega(\text{S}) = 13,74 \%$

$\omega(\text{O}) = 27,42 \%$

$x, y, z - ?$

$$x : y : z = \omega(\text{Ba})/\text{Ar}(\text{Ba}) : \omega(\text{S})/\text{Ar}(\text{S}) : \omega(\text{O})/\text{Ar}(\text{O}) =$$

$$= 58,84/137,33 : 13,74/32 : 27,42/16 \approx$$

$$\approx 0,43 : 0,43 : 1,71 \approx 1 : 1 : 4$$

Ответ: минерал  $\text{BaSO}_4$  (барит).

**Вопрос 20. Найти формулу кристаллогидрата, имеющего в массовых долях: магния – 11,96 %, хлора – 34,91 % и воды – 53,13 %. Назовите минерал.**

Дано:

Решение:

Минерал  $\text{Mg}_x\text{Cl}_y \cdot z\text{H}_2\text{O}$

$\omega(\text{Mg}) = 11,96 \%$

$\omega(\text{Cl}) = 34,91 \%$

$\omega(\text{H}_2\text{O}) = 53,13 \%$

$x, y, z - ?$

$$x : y : z = \omega(\text{Mg})/\text{Ar}(\text{Mg}) : \omega(\text{Cl})/\text{Ar}(\text{Cl}) :$$

$$: \omega(\text{H}_2\text{O})/\text{Mr}(\text{H}_2\text{O}) =$$

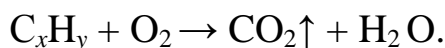
$$= 11,96/24,305 : 34,91/35,453 : 53,13/18 \approx$$

$$\approx 0,49 : 0,98 : 2,95 \approx 1 : 2 : 6$$

**Ответ:** минерал  $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  (бишофит).

**Вопрос 21.** При сжигании 100 г нефти получили 310 г углекислого газа и 102 г воды. Найти массовую долю углерода и водорода в нефти, условно принимая ее формулу за  $\text{C}_x\text{H}_y$ . Какова массовая доля других химических элементов («примесей») в нефти?

*Решение:*



Найдем массы углерода и водорода (как химических элементов) в продуктах реакции.

1)  $M(\text{CO}_2) = 44$  г/моль, отсюда:

в 44 г  $\text{CO}_2$  – 12 г С;

в 310 г  $\text{CO}_2$  –  $x$  г С;

$m(\text{C}) \approx 84,55$  г;

2)  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$  г/моль, отсюда:

в 18 г  $\text{H}_2\text{O}$  – 2 г Н;

в 102 г  $\text{H}_2\text{O}$  –  $x$  г Н;

$m(\text{H}) \approx 11,33$  г;

3)  $\omega(\text{C}) = m(\text{C}) / m \text{ нефти} = 0,8455$  или 84,55 %;

4)  $\omega(\text{H}) = m(\text{H}) / m \text{ нефти} = 0,1133$  или 11,33 %;

5)  $\omega(\text{C}) + \omega(\text{H}) = 84,55 + 11,33 = 95,88$  %;

6)  $\omega(\text{прим.}) = 100 \% - 95,88 \% = 4,12$  %.

**Ответ:** 84,55 %, 11,33 %, 4,12 %.

**Вопрос 22.** При обработке 0,85 г известняка соляной кислотой выделилось 181 см<sup>3</sup> (н. у.) газа. Найти процентное содержание средней соли в карбонатной породе.

*Решение:*



1)  $n(\text{CO}_2) = V(\text{CO}_2) / V_m = 0,181 \text{ л} / 22,4 \text{ л/моль} \approx 0,008$  моль;

2) по реакции  $n(\text{CO}_2) = n(\text{CaCO}_3) = 0,008$  моль.

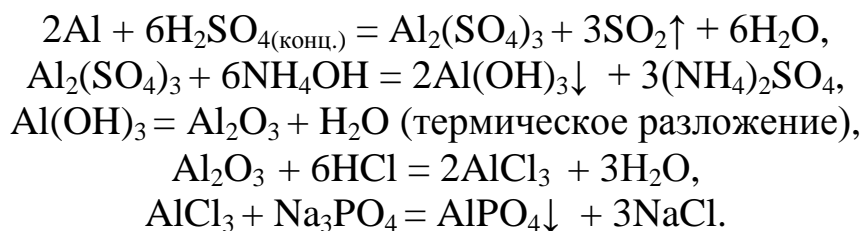
Найдем массу средней соли:

$m(\text{CaCO}_3) = M(\text{CaCO}_3) \cdot n(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль} \cdot 0,008 \text{ моль} = 0,8$  г;

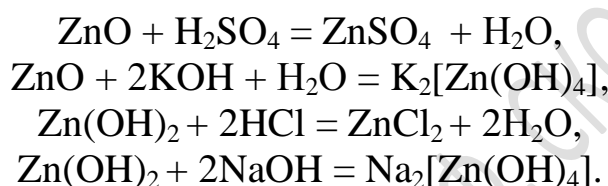
3)  $\omega(\text{CaCO}_3) = m(\text{CaCO}_3) / m \text{ (изв.)} = 0,8 \text{ г} / 0,85 \text{ г} \approx 0,94$  или 94 %.

**Ответ:** 94 %.

**Вопрос 23. Осуществить превращения: алюминий → сульфат алюминия → гидроксид алюминия → оксид алюминия → хлорид алюминия → фосфат алюминия.**



**Вопрос 24. Доказать амфотерность соединений цинка.**



**Вопрос 25. Оксиды каких металлов используются для получения огнеупорных материалов (огнеупорность 1 700–2 000 °С)?**

Для получения огнеупорных материалов используют различные варианты сочетаний кислотных ( $\text{SiO}_2$ ), основных ( $\text{CaO}$ ,  $\text{MgO}$ ) и амфотерных оксидов ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ). Например, огнеупор хромомagnesит содержит:  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  – до 18 %,  $\text{MgO}$  – до 75 %. Огнеупорные материалы применяются в различных сферах хозяйственной деятельности, в том числе при добыче и переработке полезных ископаемых.

**Вопрос 26. Сплавы металлов отличаются по свойствам от чистых металлов. Где находят применение сплавы?**

Приведем примеры на сплавах золота.

Золото – мягкий и тяжелый металл: твердость по шкале Мооса – 2,5; плотность –  $19,3 \text{ г/см}^3$ . Температура плавления –  $1\,064 \text{ °C}$ .

Сплавы золота используются для изготовления электрических контактов ( $\text{Au-Ag-Pd}$ ,  $\text{Au-Cu-Cd}$  и др.), термометров высоких ( $\text{Au-Pd-Pt-Ir}$ ) и сверхнизких температур ( $\text{Au-Co-Cu}$ ), стоматологических материалов ( $\text{Au-Pt-Pd}$ ), припоев ядерных установок, реактивных двигателей ( $\text{Au-Ga}$ ,  $\text{Au-B}$ ), ювелирных изделий ( $\text{Au-Ag-Cu}$ ).

Сплав золота 750-й пробы содержит 75 % чистого золота, 15 % серебра и 10 % меди. Добавляются палладий, платина, никель. Сплав



золота 585-й пробы содержит 58,5 % золота, 33,5 % меди и 8 % серебра. Медь увеличивает твердость, палладий и платина повышают температуру плавления, никель улучшает литейные свойства сплава.

### Задания для самостоятельной работы

1. Газ углеводород имеет плотность по водороду – 2. Массовая доля углерода 80 %, водорода 20 %. Найти истинную формулу газа.

2. Осуществить превращения: цинкозит → гидроксид цинка → → оксид цинка → хлорид цинка → гидроксид цинка → → тетрагидроксицинкат калия → хлорид цинка.

3. Найти формулу минерала, имеющего в массовых долях: алюминия – 42,5 %, бериллия – 7,1 %, кислорода – 50,4 %.

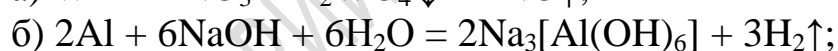
4. При полном сгорании 1 г органического вещества образовалось 1,913 г углекислого газа и 1,174 г воды. Плотность пара этого вещества по водороду 23. Найти формулу вещества.

5. Структурная формула полимера  $-(\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2)_n-$ . Написать формулу мономера.

6. Осуществить превращения:  $\text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}_3[\text{Fe}(\text{OH})_6]$ .

7. Какую валентность проявляет железо в минерале оливине?

8. Какие свойства проявляют металлы в реакциях? Укажите их степени окисления?



9. В каталитическом крекинге нефти используют алюмосиликаты. Написать формулу осадочной горной породы, являющейся алюмосиликатом.

10. Массовая доля цинка в минерале сфалерите – 31 %. Найти процентное содержание средней соли в руде.

11. В состав сильвинита кроме галита (25–60 %) и сильвина (15–40 %) входят примеси: хлорид магния, оксид железа (III), сульфат кальция, глинистые вещества. Что придает сильвиниту красный цвет?

12. В промышленности принята классификация цветных металлов, в которой выделяют тяжелые (медь, свинец), легкие (магний, алюминий), благородные (золото, палладий) и др. группы металлов. К какой из перечисленных групп следует отнести рутений, серебро, кальций, никель и цинк?

13. Как доказать наличие в карналлите атомов магния?
14. На взаимодействия 2,03 г оксида металла понадобился 1 л водорода (н.у.). Найти эквивалентную массу металла.
15. Монеты Беларуси достоинством 1, 2 и 5 копеек со временем покрываются серо-черным налетом. Какой его химический состав? Как очистить монету?
16. В чем сходство химических свойств алюминия и цинка? Приведите примеры.
17. Какие металлы используют в электропроводке? Какой из металлов со временем покрывается черным налетом? Напишите химическую формулу этого соединения.
18. Приведите примеры металлоорганических соединений.
19. Какой сплав золота более дорогой: 750-й или 585-й пробы? Почему?
20. Какие металлы называются редкоземельными? Почему? Где используются эти металлы?
21. Соли каких металлов используют в сельском хозяйстве как удобрения? Для чего?
22. Назовите металлы, используемые для получения бурового инструмента. Почему именно эти металлы? Какими физико-химическими характеристиками должны обладать сплавы?

# Лабораторная работа 1. Физико-химические свойства минералов

Цель: *изучить воздействие кислой среды на минералы, получить навыки определения минералов.*

Ход работы:

1. Дать краткую характеристику предложенным минералам (малахит, тальк, гематит, сильвин, серебро, золото) по следующим критериям: принадлежность к классу минералов по химическому составу, цвет, блеск и твердость минерала.

2. Изучить растворимость минералов в воде, обратив внимание на полноту растворения, цвет и прозрачность раствора. Результаты наблюдений занести в таблицу (колонка 2).

3. Определить рН предложенного раствора соляной кислоты с помощью универсальной индикаторной бумаги рН(0-12). Выявить устойчивость (или неустойчивость минерала) в кислой среде. Указать признаки происходящих химических реакций. Записать их уравнения в молекулярном и ионном видах. При наличии цветности раствора – объяснить. Результаты занести в таблицу (колонка 3).

| Название минерала, химическая формула | Растворимость в воде | Наблюдаемые изменения в кислой среде (рН = .....) |
|---------------------------------------|----------------------|---|
| 1                                     | 2                    | 3   |
| Малахит                               |                      |   |
| Тальк                                 |                      |   |
| Гематит                               |                      |   |
| Сильвин                               |                      |   |
| Серебро                               |                      |   |
| Золото                                |                      |   |

В выводах дать ответы на вопросы:

- какие минералы устойчивы в кислой среде, а какие нет?
- почему самородное серебро покрывается со временем черным налетом, а золото нет?
- изменились ли бы результаты опытов при использовании серной кислоты? Дать объяснения.

– где на практике используется устойчивость тех или иных минералов к низкому значению рН?

РЕПОЗИТОРИЙ ГГУ ИМЕНИ Ф. СКОРИНЫ

## Лабораторная работа 2. Физико-химические свойства горных пород

Цель: закрепить знания по происхождению горных пород, получить навыки их определения (рисунок 9).

Ход работы:

1. Дать краткую характеристику предложенным горным породам (доломит, мел, мрамор, сильвинит, глина) по следующим критериям: химическая формула, происхождение, цвет, блеск и твердость.

2. Определить рН предложенных растворов натриевой щелочи и соляной кислоты. Выявить устойчивость горных пород в щелочной и кислой средах. Записать уравнения происходящих реакций в молекулярном и ионном видах. Результаты наблюдений занести в таблицу (колонки 2, 3).

| Название породы, химическая формула | Наблюдаемые изменения в щелочной среде (рН = ...) | Наблюдаемые изменения в кислой среде (рН = ...) |
|-------------------------------------|---|---|
| 1                                   | 2   | 3   |
| Доломит                             |   |   |
| Мел                                 |   |   |
| Мрамор                              |   |   |
| Сильвинит                           |   |   |
| Глина                               |   |   |

3. Порцию сухой глины поместить в фарфоровую чашку. Выявить наличие запаха. Поверхностно смочить породу. Изменился ли запах? Постепенно приливая воды, тщательно перемешать глину. Доказать ее пластичность (способность принимать любую форму под внешним воздействием). Провести подобные опыты с мелом. Имеются ли различия в свойствах?

В выводах дать ответы на вопросы:

– какая из предложенных горных пород наиболее изменчива по цвету, чем это обусловлено?

– какая из горных пород наиболее активно реагирует с кислотой?

– какие из горных пород по химическим свойствам схожи с минералами малахит и галит?

– где на практике используются выявленные свойства горных пород?



**А**



**Б**



**В**

А – мрамор, Б – сильвинит, В – глина

## Рисунок 9 – Горные породы

# Лабораторная работа 3. Реакции ионного обмена с минералами

Цель: *закрепить знания по химическим свойствам солей, получить навыки определения минералов.*

Ход работы:

1. Растворить навески неподписанных минералов галита, мирабилита и бишофита в воде. Указать и объяснить цвет полученных растворов.

2. В три пробирки налить по 1 мл полученных растворов. В каждую из них добавить по каплям раствор хлорида бария. Записать реакции в молекулярном и ионном видах (с учетом того, что минералы являются кристаллогидратами). Какой минерал был определен? Отставить пробирку с определенным минералом.

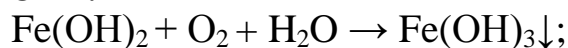
3. В две пробирки налить по 1 мл растворов неопределенных минералов. В каждую из них добавить по каплям раствор натриевой щелочи. Записать реакции в молекулярном и ионном видах. Какой минерал был определен? Отставить пробирку с определенным минералом.

4. В пробирку налить 1 мл оставшегося раствора минерала. Какой это минерал? Провести качественную реакцию на анион. Записать ее в молекулярном и ионном видах.

5. Определив растворы трех минералов, предложить и провести любые другие качественные реакции на анионы.

6. Растворить соль Мора (минерал морит). Указать различия в цвете минерала и его раствора. Написать уравнение электролитической диссоциации. Доказать наличие в растворе:

а) ионов  $\text{Fe}^{2+}$  в реакции со щелочью. Обратить внимание на быстрое изменение окраски осадка. Объяснить происходящие изменения. Написать ОВР:



б) ионов  $\text{Fe}^{2+}$  в реакции с раствором карбоната натрия;

в) сульфат-иона – с добавлением раствора хлорида бария.

В выводах дать ответы на вопросы:

– что такое дробный анализ?

– можно ли было определить минералы-галоиды в первом опыте?

– как распознать их друг от друга?

Используя справочные таблицы растворимости из дополнительной литературы, указать, какой из трех минералов-

эвапоритов (при условной равной концентрации в воде) выпал бы раньше при галогенезе?

РЕПОЗИТОРИЙ ГГУ ИМЕНИ Ф. СКОРИНЫ

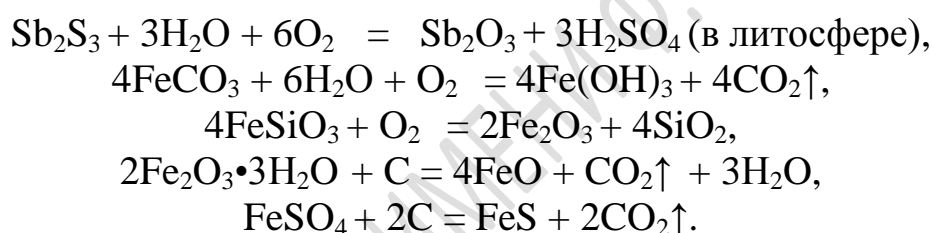


## РАЗДЕЛ 3. ХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ И РАСТВОРЫ

### Практическая работа 5. Окислительно-восстановительные реакции

Химические реакции, происходящие с изменением степеней окисления, называются окислительно-восстановительными (ОВР). Атомы (молекулы), присоединяющие электроны, – окислители. Восстановители электроны отдают. В результате реакции окислитель восстанавливается, восстановитель окисляется.

ОВР происходят во всех геосферах, приводя к возникновению новых минералов и горных пород:



На вероятность прохождения тех или иных реакций оказывают воздействие микроорганизмы (бактерии).

В ОВР выделяют две полуреакции: восстановления окислителя и окисления восстановителя.

При написании ОВР следует помнить:

– любая молекула электронейтральна (сумма степеней окисления всех атомов равна нулю);

– двухатомные молекулы простых веществ ( $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2$ ) записываются в уравнениях отдачи или присоединения электронов, т. е. в полуреакциях, в молекулярном виде.

Один из методов уравнивания ОВР – метод электронного баланса.

*Алгоритм написания ОВР по этому методу:*

1) отмечаем все атомы, изменившие степень окисления;  
2) записываем уравнения полуреакций отдачи и присоединения электронов, учитывая сохранения массы и заряда в левой и правой частях уравнений;

3) уравниваем количества отдаваемых и присоединяемых электронов, умножив на соответствующий коэффициент;

- 4) суммируем оба уравнения полуреакций;  
 5) подставляем коэффициенты в общее молекулярное уравнение, проверяя материальный баланс (т. е. количество тех атомов, которые не изменили степень окисления).

Атомы кислорода в большинстве сложных соединений имеют степень окисления  $-2$  (кроме перекиси  $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$  и оксида фтора  $\text{O}^{+2}\text{F}_2$ ). Атомы водорода в сложных соединениях имеют, как правило, степень окисления  $+1$  (кроме гидридов  $\text{NaH}^{-1}$ ).

Типы окислительно-восстановительных реакций:

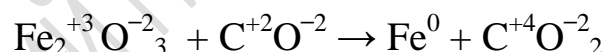
- межмолекулярные (элемент-окислитель и элемент-восстановитель входят в состав разных веществ);
- внутримолекулярные (элемент-окислитель и элемент-восстановитель входят в состав одного и того же вещества);
- самоокисление-самовосстановление (атомы одного и того же элемента выполняют роль и окислителя, и восстановителя).

**Вопрос 1. Напишите ОВР восстановления железа из гематита, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:**



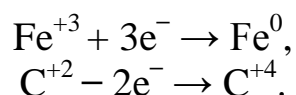
Выполняем задание по алгоритму:

1. Ставим степени окисления всех атомов:



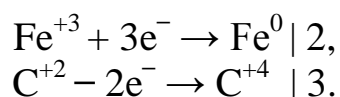
Степень окисления поменяли атомы железа ( $+3 \rightarrow 0$ ) и углерода ( $+2 \rightarrow +4$ ).

2. Записываем уравнения полуреакций:

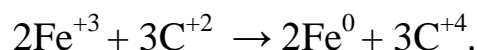
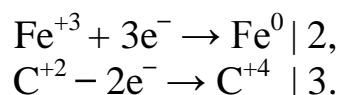


Обратите внимание, что в минерал гематит входят два атома железа, но в уравнение полуреакции записывается один атом.

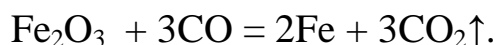
3. Уравниваем количество отдаваемых и присоединяемых электронов:



4. Суммируем оба уравнения полуреакций:

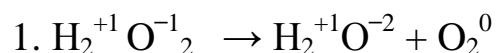


5. Ставим коэффициенты в уравнение реакции:



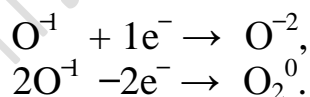
Окислитель – железо (в гематите), восстановитель – углерод (в угарном газе). Тип ОВР – межмолекулярный.

**Вопрос 2. Напишите ОВР разложения перекиси водорода, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:**



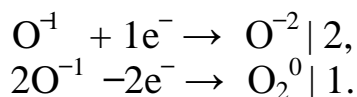
Степень окисления поменяли атомы кислорода: один (  $-1 \rightarrow -2$ ) и второй (  $-1 \rightarrow 0$ ).

2. Уравнения полуреакций:

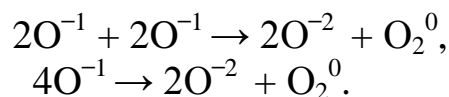
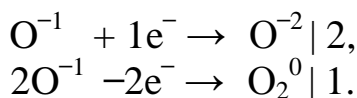


Во второй полуреакции сначала уравниваем количество атомов кислорода, а потом заряд в левой и правой частях.

3. Уравниваем количество отдаваемых и присоединяемых электронов:



4. Суммируем оба уравнения:

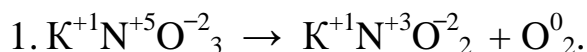


5. Ставим коэффициенты в уравнение реакции:



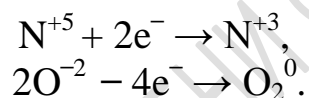
Окислитель и восстановитель – кислород (в перекиси). Тип ОВР – самоокисление-самовосстановление.

**Вопрос 3. Напишите ОВР разложения нитрата калия, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:**

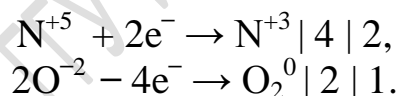


Степень окисления поменяли атомы азота (+5 → +3) и кислорода (−2 → 0).

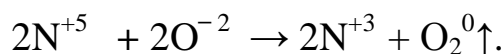
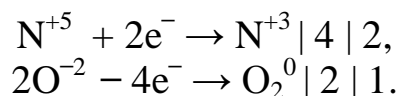
2. Записываем уравнения полуреакций:



3. Уравниваем количество отдаваемых и присоединяемых электронов:



4. Суммируем оба уравнения полуреакций:

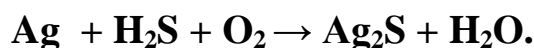


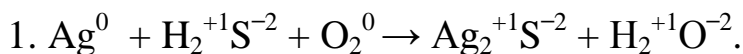
5. Ставим коэффициенты в уравнение реакции:



Окислитель – азот (в нитрате), восстановитель – кислород (в нитрате). Тип ОВР – внутримолекулярный.

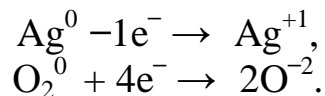
**Вопрос 4. Напишите ОВР образования сульфида серебра (I) на серебре, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:**



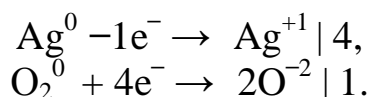


Степень окисления поменяли атом серебра (0 → +1) и кислорода (0 → -2).

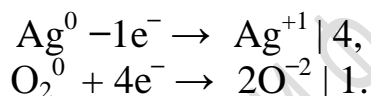
2. Уравнения полуреакций:



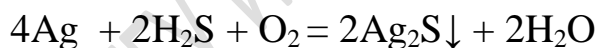
3. Уравниваем количество отдаваемых и присоединяемых электронов:



4. Суммируем оба уравнения:



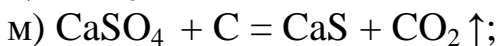
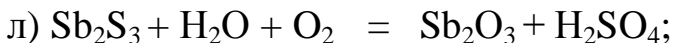
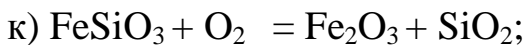
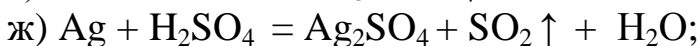
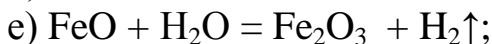
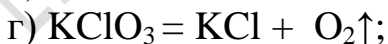
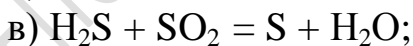
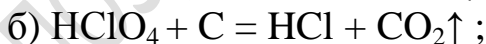
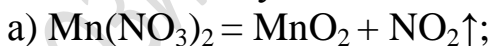
5. Ставим коэффициенты в уравнение реакции:



Окислитель – кислород, восстановитель – серебро. Тип ОВР – межмолекулярный.

## Задания для самостоятельной работы

1. Написать и указать тип ОВР:



- н)  $\text{Au} + \text{HCl} + \text{HNO}_3 = \text{AuCl}_3 + \text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 п)  $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{KNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 р)  $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 с)  $\text{KClO}_3 = \text{KCl} + \text{KClO}_4$ ;  
 т)  $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 у)  $\text{KMnO}_4 = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2\uparrow$ ;  
 ф)  $\text{FeCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{CO}_2\uparrow$ .

2. Относятся ли к ОВР:

- а) взаимодействие форстерита и талька (образуется энстатит)



- б) взаимодействие кальцита с муравьиной кислотой;

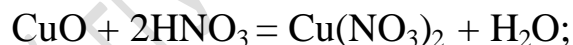
- в) взаимодействие алюминия со щелочью



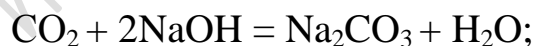
- г) образование следующих комплексных соединений



- д) взаимодействие оксида меди с азотной кислотой

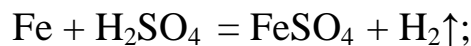


- е) поглощение углекислого газа щелочью



- ж) разложение метакремниевой кислоты  $\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;

- и) взаимодействия железа с серной кислотой



- к) гидролиз сульфида хрома



## Практическая работа 6. Растворы. Способы выражения состава растворов

Раствор – однородная или гомогенная система, которая состоит из растворителя и растворенных веществ. Универсальный растворитель в природе и в лабораторных условиях – вода. Растворы могут быть в различном агрегатном состоянии: жидком (вода водоемов), газообразном (воздух:  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $Ar$ ,  $CO_2$ ) и твердом (сплавы).

Растворимость твердых веществ определяется числом граммов вещества, растворенных в 100 г растворителя при определенной температуре. Растворимость зависит от природы вещества, типа химической связи. Абсолютно нерастворимых веществ не существует. С увеличением температуры растворимость твердых и жидких веществ увеличивается, а газообразных, напротив, снижается. Раствор, в котором при заданной температуре растворение вещества больше не происходит, называется насыщенным.

Растворение – физико-химический процесс, происходящий с выделением (например, при растворении  $CuSO_4$ ,  $NaOH$ ) или поглощением ( $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ,  $NaNO_3$ ) тепла. Растворение сопровождается разрушением кристаллической решетки (эндотермический процесс) и взаимодействием растворенного вещества и воды с образованием гидратов (экзотермический процесс). Поэтому тепловой эффект растворения определяется тем, какой из этих процессов преобладает. Теплота растворения – количество теплоты, которая выделяется или поглощается при растворении 1 моля вещества.

Электролиты при растворении в воде диссоциируют (распадаются) на положительные и отрицательные ионы. Этот процесс называется электролитической диссоциацией (ЭД). При воздействии электрического тока положительно заряженные ионы двигаются к отрицательному полюсу (катоду), а отрицательно заряженные – к положительному полюсу (аноду). Поэтому первые ионы называются катионами, а вторые – анионами. ЭД происходит за счет взаимодействия молекул растворителя с молекулами растворенного вещества. Особенности этого взаимодействия определяются характером химической связи и строением молекул растворителя и растворенного вещества. Вещества с неполярной

ковалентной связью ( $N_2$ ,  $O_2$ ) в растворе ионов не образуют. Лучше всего диссоциируют вещества с ионной и полярной ковалентной связью.

Концентрация – количество растворенного вещества в определенной массе раствора или растворителя или в определенном объеме. Наиболее часто используются массовая доля ( $\omega$ ) растворенного вещества в растворе и молярная концентрация ( $C_m$ ). Массовая доля вещества соответствует массе растворенного вещества в 100 граммах раствора. Т. е., например, в 1 %-ном растворе – 1 г растворенного вещества. Для нахождения массовой доли растворенного вещества в растворе следует массу растворенного вещества ( $g$ ) отнести к массе раствора ( $g$ ):  $\omega(\text{в-ва}) = m(\text{в-ва}) / m(\text{р-ра})$ . Массовую долю можно выражать в долях единицы или в процентах. Молярная концентрация соответствует числу молей растворенного вещества в 1 л раствора (моль/л). Для нахождения молярной концентрации следует количество (моль) растворенного вещества отнести к объему раствора (л):  $(C_m) = n(\text{в-ва}) / V(\text{р-ра})$ .

Жесткость воды определяется наличием в ней ионов  $Ca^{2+}$  и  $Mg^{2+}$ .

1 мг-экв. жесткости соответствует содержанию в 1 л воды 20,04 мг иона  $Ca^{2+}$  или 12,15 мг иона  $Mg^{2+}$ . Степень жесткости – одна из характеристик качества питьевой воды (наряду с общей минерализацией, концентрацией отдельных ионов, значением рН и др.).

Нобелевские премии за изучение свойств растворов получили Вант-Гофф (1901 г., химическая кинетика, осмос), Аррениус (1903 г., электролитическая теория), Оствальд (1909 г., закон разведения).

**Вопрос 1. Какую растворимость в воде имеют наиболее используемые на практике соли и основания при температуре  $\theta$  °С?**

Растворимость наиболее используемых соединений (в порядке уменьшения, г/100 г воды):  $AgNO_3$ ,  $NH_4NO_3$  – 122;  $K_2CO_3$  – 107,  $KOH$  – 97,6;  $FeCl_3$  – 74,4;  $CaCl_2$  – 59,5;  $FeCl_2$  – 49,7;  $NaOH$  – 41,8;  $NaCl$  – 35,7;  $BaCl_2$  – 31,6;  $KCl$  – 28;  $CuSO_4$  – 14,3;  $Ca(OH)_2$  – 0,176;  $Mg(OH)_2$  – 0,004.

**Вопрос 2. Какую растворимость в воде имеют наиболее распространенные газы при температуре  $\theta$  °С и нормальном давлении? Что такое стратификация кислорода?**

Растворимость наиболее распространенных газов (в порядке уменьшения, мл/100 г воды):  $Cl_2$  – 460;  $H_2S$  – 437;  $CO_2$  – 171,3;  $NO$  – 7,38;  $Ar$  – 5,2;  $O_2$  – 4,89;  $CO$  – 3,5;  $N_2$  – 2,35;  $H_2$  – 2,15;  $He$  – 0,97.



Стратификация кислорода – распределение концентрации растворенного кислорода по глубинам в океанах и морях.

**Вопрос 3. Как влияет нагревание на растворимость твердых веществ?**

Растворение твердых веществ может происходить с выделением тепла (NaOH, KOH) или его поглощением (NaCl, KNO<sub>3</sub>). Поэтому нагревание в первом случае растворимость уменьшает, а во втором – усиливает.

**Вопрос 4. Как влияет количество растворенных солей на температуру замерзания и кипения воды?**

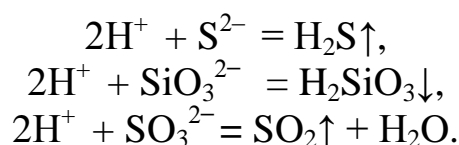
Увеличение количества растворенных солей понижает температуру замерзания (в соответствии с криоскопическим законом Рауля) и повышают температуру кипения (в соответствии с эбуллиоскопическим законом Рауля). Так, температура замерзания морской воды (при средней солености 35 ‰) составляет минус 1,9 °С. При увеличении солености на каждые 10 ‰ температура замерзания понижается на 0,54°. При растворении 40 г соли в 1 л воды температура кипения повысится приблизительно на 1°.

**Вопрос 5. Как изменяется температура замерзания раствора воды и этилового спирта?**

По мере увеличения концентрации спирта температура замерзания такого раствора значительно понижается. При объемной концентрации этилового спирта 10 % температура замерзания составляет минус 4 °С, 20 % – минус 7 °С, 30 % – минус 15 °С, 40 % (водка) – минус 18 °С, 70 % – минус 29 °С.

**Вопрос 6. Какие из ионов (Mg<sup>2+</sup>, Zn<sup>2+</sup>, Ba<sup>2+</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, S<sup>2-</sup>, SiO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, Cl<sup>-</sup>, SO<sub>3</sub><sup>2-</sup>) не могут находиться в одном растворе (совместно) в сильно кислой среде?**

В сильно кислой среде не могут присутствовать одновременно сульфид-, силикат-, сульфит-ионы:

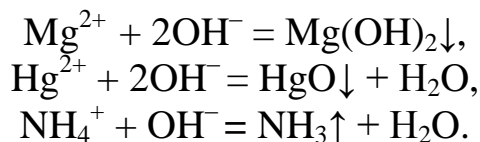


Не могут находиться вместе ионы Ba<sup>2+</sup> и SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, так как осадок BaSO<sub>4</sub> не растворим в кислотах.

**Ответ:** в сильно кислой среде могут находиться совместно ионы  $Mg^{2+}$ ,  $Zn^{2+}$ ,  $Cl^-$ .

**Вопрос 7.** *Какие из ионов ( $Mg^{2+}$ ,  $Na^+$ ,  $Hg^{2+}$ ,  $NH_4^+$ ,  $SO_4^{2-}$ ) не могут находиться в одном растворе в щелочной среде?*

В щелочной среде не могут присутствовать ионы  $Mg^{2+}$ ,  $Hg^{2+}$ ,  $NH_4^+$ :



Между оставшимися ионами взаимодействия нет.

**Ответ:** в щелочной среде могут находиться ионы  $Na^+$ ,  $SO_4^{2-}$ .

**Вопрос 8.** *Какой из минералов-эвапоритов (галит или гипс) образуется раньше?*

Минералы-эвапориты образуют месторождения в результате постепенного испарения воды и увеличения насыщения ее солями. Процесс накопления минералов — галогенез.  $NaCl$  — хорошо растворимая соль, а  $CaSO_4$  — малорастворимая. Поэтому гипс откладывается раньше, т. е. в более нижних пластах, а галит — позже, т. е. в верхних пластах.

**Вопрос 9.** *Назовите важнейшие в хозяйственном отношении минералы-эвапориты.*

Галит  $NaCl$  (пищевая и химическая промышленность), сильвин  $KCl$  (удобрение), бишофит  $MgCl_2 \cdot 6H_2O$  (противогололедный реагент, физиотерапия), флюорит  $CaF_2$  (металлургия, оптика), гипс  $CaSO_4 \cdot 2H_2O$  (строительство, медицина), эпсомит  $MgSO_4 \cdot 7H_2O$  (удобрение), барит  $BaSO_4$  (для повышения плотности буровых растворов, получения эмали), мирабилит  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  (производство стекла).

**Вопрос 10.** *Почему раствор сульфата натрия бесцветный прозрачный, а раствор минерала мирабилита не прозрачный?*

В состав  $Na_2SO_4$  входят атомы металла 1-й группы главной подгруппы (Na). Ион  $Na^+$  окраски не дает. Кристаллогидрат  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  также легко растворяется в воде. Но в состав мирабилита входят примеси других минералов, которые растворяются частично (например, глауберит  $Na_2SO_4 \cdot CaSO_4$ ).

**Вопрос 11. Найти массовую долю растворенного вещества, если в 750 мл раствора (плотность = 1,2 г/мл) содержится 5 г вещества.**

*Дано:*

$$V(\text{р-ра}) = 750 \text{ мл}$$

$$\rho(\text{р-ра}) = 1,2 \text{ г/мл}$$

$$m(\text{в-ва}) = 5 \text{ г}$$

$$\omega(\text{в-ва}) = ?$$

*Решение:*

$$1) m(\text{р-ра}) = V(\text{р-ра}) \cdot \rho(\text{р-ра}) = 750 \text{ мл} \cdot 1,2 \text{ г/мл} = 900 \text{ г};$$

$$2) \omega(\text{в-ва}) = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-ра})} = \frac{5 \text{ г}}{900 \text{ г}} \approx 0,0056 \text{ или } 0,56 \%$$

**Ответ:** 0,56 %.

**Вопрос 12. К 300 г 5 %-ного раствора соляной кислоты прилили 1 л воды. Найти массовую долю кислоты в конечном растворе.**

*Решение:*

$$\omega_{\text{кон}}(\text{HCl}) = m(\text{HCl}) / m_{\text{кон}} \text{ р-ра} (\text{HCl})$$

$$1) m(\text{HCl}) = 300 \text{ г} \cdot 0,05 = 15 \text{ г};$$

$$2) \text{плотность воды} - 1 \text{ г/мл.}$$

Значит, масса добавочной воды – 1 000 г,

$$m_{\text{кон}} \text{ р-ра} (\text{HCl}) = 300 \text{ г} + 1000 \text{ г} = 1300 \text{ г},$$

$$\omega_{\text{кон}}(\text{HCl}) = 15 \text{ г} / 1300 \text{ г} \approx 0,0115 \text{ или } 1,15 \%$$

**Ответ:** 1,15 %.

**Вопрос 13. В 400 мл раствора содержится 4 г соляной кислоты. Найти молярную концентрацию.**

*Дано:*

$$V(\text{р-ра}) = 400 \text{ мл} = 0,4 \text{ л}$$

$$m(\text{HCl}) = 4 \text{ г}$$

$$C_{\text{М}}(\text{HCl}) = ?$$

*Решение:*

$$1) n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{4 \text{ г}}{36,45 \text{ г/моль}} \approx 0,11 \text{ моль};$$

$$2) C_{\text{М}}(\text{HCl}) = \frac{n(\text{HCl})}{V(\text{HCl})} = \frac{0,11 \text{ моль}}{0,4 \text{ л}} \approx 0,275 \text{ моль/л.}$$

**Ответ:** 0,275 моль/л.

**Вопрос 14.** Сколько граммов 5 %-ного раствора соляной кислоты нужно взять для полного разложения 5 г минерала кальцита?

Дано:

$$\omega(\text{HCl}) = 5 \%$$

$$\frac{m(\text{CaCO}_3)}{m_{\text{р-ра}}(\text{HCl})} = 5 \text{ г}$$

$$m_{\text{р-ра}}(\text{HCl}) = ?$$

Решение:



$$1) n(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} = \frac{5 \text{ г}}{100 \text{ г/моль}} \approx 0,05 \text{ моль}.$$

Исходя из уравнения реакции:

$$2) n(\text{HCl}) = n(\text{CaCO}_3) \cdot 2 = 0,05 \text{ моль} \cdot 2 = 0,1 \text{ моль};$$

$$3) m(\text{HCl}) = n(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) = 0,1 \text{ моль} \cdot 36,45 \text{ г/моль} = 3,645 \text{ г};$$

$$4) m_{\text{р-ра}}(\text{HCl}) = 3,645 / 0,05 = 72,9 \text{ г}.$$

**Ответ:** 72,9 г.

**Вопрос 15.** 500 мг минерала бишофита растворили в 10 г воды. Найти массовую долю средней соли в полученном растворе.

Дано:

$$m(\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) =$$

$$= 500 \text{ мг} = 0,5 \text{ г}$$

$$\frac{m_{\text{доб}}(\text{H}_2\text{O})}{\omega(\text{MgCl}_2)} = 10 \text{ г}$$

$$\omega(\text{MgCl}_2) = ?$$

Решение:

$$\omega(\text{MgCl}_2) = \frac{m(\text{MgCl}_2)}{m_{\text{р-ра}}(\text{MgCl}_2)}.$$

$$1) m_{\text{р-ра}}(\text{MgCl}_2) = m(\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) + m_{\text{доб}}(\text{H}_2\text{O}) = 0,5 \text{ г} + 10 \text{ г} = 10,5 \text{ г};$$

2) найдем массу  $\text{MgCl}_2$  в 0,5 г  $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , зная что  $M(\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 203,21 \text{ г/моль}$ ;

в 203,21 г кристаллогидрата – 95,21 г  $\text{MgCl}_2$ ;

в 0,5 г кристаллогидрата –  $x$  г  $\text{MgCl}_2$ ;

$$m(\text{MgCl}_2) = 0,234 \text{ г};$$

$$3) \omega(\text{MgCl}_2) = 0,234 \text{ г} / 10,5 \text{ г} \approx 0,0223.$$

**Ответ:** 0,0223.

**Вопрос 16.** Сколько граммов сухого  $\text{NaOH}$  и воды нужно взять для приготовления 500 г 20 %-ного раствора щелочи?

Решение:

$$1) m(\text{NaOH}) = m_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) \cdot \omega(\text{NaOH}) = 500 \text{ г} \cdot 0,2 = 100 \text{ г};$$

$$2) m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) - m(\text{NaOH}) = 500 \text{ г} - 100 \text{ г} = 400 \text{ г}.$$

**Ответ:** 100 г  $\text{NaOH}$  и 400 г  $\text{H}_2\text{O}$ .

**Вопрос 17. Что такое степень диссоциации электролита ( $\alpha$ )?**

Степень диссоциации – отношение числа молекул, распавшихся на ионы ( $N_{\text{дисс}}$ ), к общему числу молекул растворенного вещества ( $N$ ):

$$\alpha = N_{\text{дисс}} / N.$$

Выражается в процентах или долях единицы.

**Вопрос 18. От чего зависит степень диссоциации?**

Степень диссоциации зависит, прежде всего, от природы растворенного вещества, свойств самого растворителя и температуры.

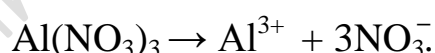
**Вопрос 19. Что такое сильные и слабые электролиты?**

Степень диссоциации сильных электролитов в 0,1 М растворе превышает 30 %. Степень диссоциации слабых электролитов в 0,1 М растворе менее 3 %. Электролиты средней силы характеризуются значением  $\alpha$  в границах 3–30 %.

**Вопрос 20. Какие соединения относятся к сильным и слабым электролитам?**

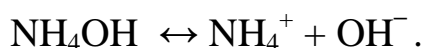
Сильные электролиты: гидроксиды щелочных (LiOH, NaOH) и щелочноземельных металлов ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ), некоторые кислоты ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ , HCl,  $\text{HNO}_3$ , HI и др.), большинство солей ( $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ).

Сильные электролиты диссоциируют полностью и необратимо:

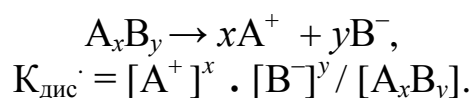


Слабые электролиты: кислоты HF,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$  и др.; основания  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$  и др.; соли тяжелых металлов  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{CdI}_2$ ,  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ , вода.

Слабые электролиты диссоциируют неполностью и обратимо:

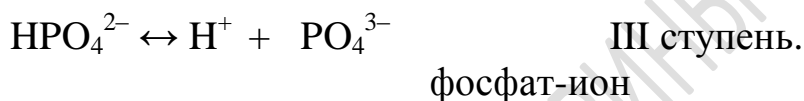
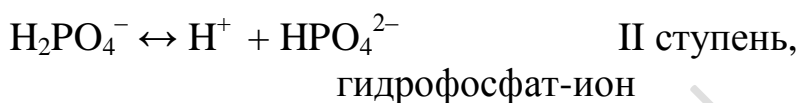
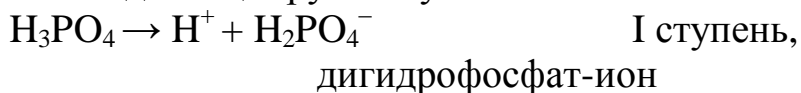


**Вопрос 21. Записать уравнение константы диссоциации в общем виде.**



**Вопрос 22. Почему многоосновные слабые кислоты имеют несколько констант диссоциации?**

Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:



Каждая ступень характеризуется собственным значением константы диссоциации:  $K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$ ,  $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ ,  $K_3 = 5,0 \cdot 10^{-13}$ . Из этого следует, что диссоциация происходит в основном по первой ступени.

**Вопрос 23. Какая взаимосвязь между произведением растворимости (ПР) и растворимостью вещества (моль/л)?**

Произведение растворимости – это произведение концентрации ионов, образующихся из труднорастворимого электролита в воде.

Обозначим формулу труднорастворимой соли за  $K_xA_y$ .

Уравнение диссоциации:  $K_xA_y \leftrightarrow xK^+ + yA^-$ . Отсюда,

$$\text{ПР}(K_xA_y) = [K^+]^x \cdot [A^-]^y.$$

$$P = \sqrt[x+y]{\frac{\text{ПР}(K_xA_y)}{x^x \cdot y^y}}.$$

Например, для барита:



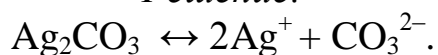
$x$  и  $y$  равны 1.

$$\text{ПР}(\text{BaSO}_4) = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}],$$

$$P(\text{BaSO}_4) = \sqrt{\text{ПР}(\text{BaSO}_4)}.$$

**Вопрос 24. Найти растворимость карбоната серебра (I) из величины произведения растворимости  $\text{ПР}(\text{Ag}_2\text{CO}_3) = 8,2 \cdot 10^{-12}$ .**

Решение:



Обозначим  $[\text{CO}_3^{2-}] = x$ , тогда  $[\text{Ag}^+] = 2x$ .

$$\text{ПР}(\text{Ag}_2\text{CO}_3) = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = (2x)^2 \cdot x = 4x^3,$$

$$4x^3 = 8,2 \cdot 10^{-12},$$

$$x \approx 1,27 \cdot 10^{-4}.$$

Исходя из уравнения диссоциации  $\text{P}(\text{Ag}_2\text{CO}_3) = 1,27 \cdot 10^{-4}$  моль/л.

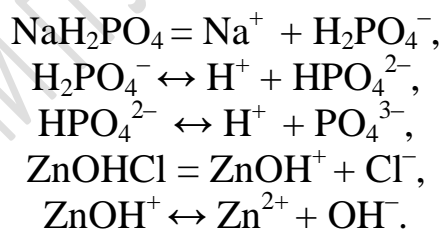
**Ответ:**  $1,27 \cdot 10^{-4}$  моль/л.

**Вопрос 25.** При каком условии выпадает осадок малорастворимого вещества при взаимодействии водных растворов?

Осадок малорастворимого вещества образуется при условии, что произведение концентраций (моль/л) ионов (ионное произведение, ИП), содержащихся в растворе, превышает произведение растворимости  $\text{ИП} > \text{ПР}$ . Т. е., раствор должен стать пересыщенным относительно малорастворимого соединения. Из ненасыщенных и насыщенных растворов осадки не выпадают.

**Вопрос 26.** Написать уравнения электролитической диссоциации кислых и основных солей.

Кислые и основные соли диссоциируют ступенчато. По первой ступени – необратимо, на последующих – обратимо.



**Вопрос 27.** Какие требования предъявляются к качеству питьевой воды? Почему к содержанию различных ионов предъявляются различные требования? По каким ионам чаще всего наблюдается превышение в воде колодцев?

Согласно санитарным правилам и нормам питьевая вода должна соответствовать следующим требованиям:

- водородный показатель (рН) – 6–9;
- жесткость – не более 7;

Предельно-допустимые концентрации (ПДК):

- общая минерализация – не более 1 г/л;
- нитрат-ион – не более 45 мг/л;
- нитрит-ион – не более 3 мг/л;

- железо (суммарно) – не более 0,3 мг/л;
- кадмий (суммарно) – не более 0,001 мг/л;
- ртуть (суммарно) – не более 0,0005 мг/л;
- бериллий ( $\text{Be}^{2+}$ ) – не более 0,0002 мг/л и др.

Более жесткие требования (необходимость малого содержания) предъявляются к токсичным ионам. В колодезной воде часто наблюдается превышение содержания нитратов и общего железа. Всемирная организация здравоохранения (ВОЗ) рекомендует для питьевой воды: кальций – 20–80 мг/л, магний – 10–30 мг/л.

**Вопрос 28. Природные воды различаются по величине общей жесткости (мг-экв./л). Как их классифицируют?**

По величине общей жесткости природные воды разделяют на: очень мягкие – менее 1,5; мягкие (1,5–3,0); умеренно жесткие (до 6); очень жесткие (более 9).

**Вопрос 29. Какие есть методы умягчения воды?**

Методы умягчения воды:

- физические (дистилляция, кипячение);
- химические (осаждение солей кальция и магния после добавления реактивов);
- физико-химические (метод ионного обмена – пропускание воды через слой катионита: например, природных алюмосиликатов цеолита и глауконита).

**Вопрос 30. Соотношения концентраций катионов в природных водах, как правило, следующие:**

- речная вода –  $\text{Ca}^{2+} > \text{Na}^+ > \text{Mg}^{2+}$ ,
- морская вода –  $\text{Na}^+ > \text{Mg}^{2+} > \text{Ca}^{2+}$ .

**Значит ли это, что речная вода более жесткая?**

Нет, наоборот, морская вода намного более жесткая. Так, в 1 л речной воды содержится в среднем около 13 мг кальция и около 3–4 мг магния, а в морской воде соответственно – 1 300 мг и 400 мг.

**Вопрос 31. Что изучает химия океана (моря)?**

Она изучает: химический состав воды и донных отложений, его происхождение, режим, пространственное распределение; химический состав взвесей, льда; химические и физико-химические процессы, происходящие в воде и граничащих с ней геосферах.



**Вопрос 32. Каков химический состав морской воды? Что такое постоянство солевого состава?**

Вода морей и океанов характеризуется стабильным соотношением между концентрациями главных ионов независимо от их абсолютной концентрации в водах открытых частей. Это явление называется постоянством солевого состава. Постоянство солевого состава формировалось совместно с геологической и химической эволюцией Земли.

99,99 % по массе солевого состава составляют ионы:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ . Эти 11 ионов, определяющие физические и химические свойства морской воды, являются главными солеобразующими ионами.

**Вопрос 33. Как получить искусственную морскую воду?**

В лабораторных условиях можно получить искусственную морскую воду, взяв в определенной пропорции  $\text{NaCl}$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{KBr}$ ,  $\text{SrCl}_2$ ,  $\text{NaF}$ .

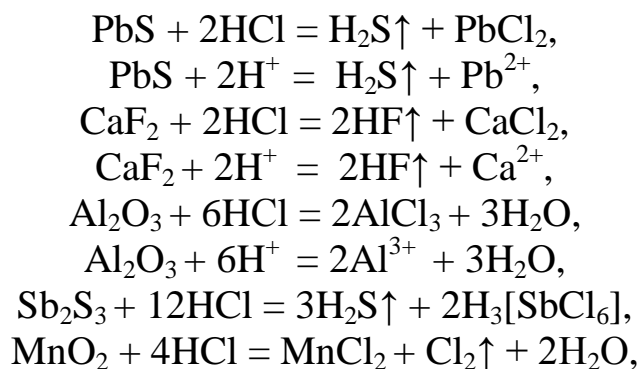
**Вопрос 34. Что такое рассол во льду и поверхностный рассол?**

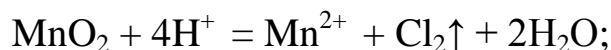
Рассол во льду – содержащаяся жидкая фаза, существующая при низких температурах значительно меньших  $0^\circ\text{C}$  из-за наличия во льду растворов солей с разными температурами кристаллизации.

Поверхностный рассол – жидкость, образовавшаяся при быстром ледообразовании на поверхности льда в результате вымораживания воды.

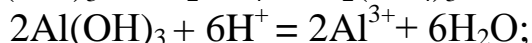
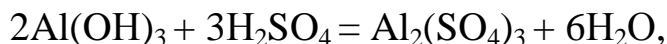
**Вопрос 35. Написать уравнение реакций в молекулярном и ионном видах между:**

**а) галенитом, флюоритом, корундом, стибнитом, пиролюзитом и соляной кислотой:**

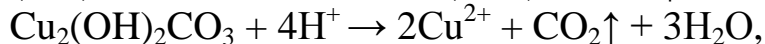
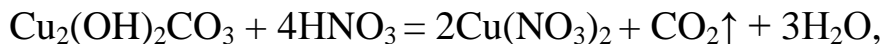




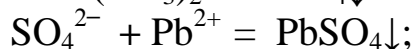
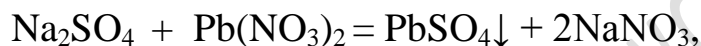
**б) гиббситом и серной кислотой:**



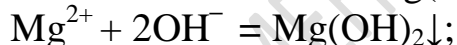
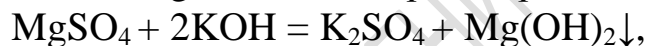
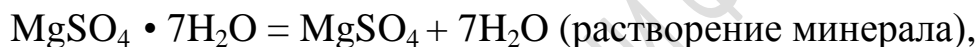
**в) малахитом, апатитом и азотной кислотой:**



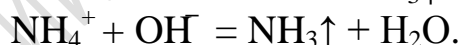
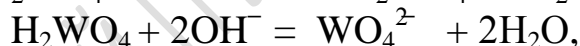
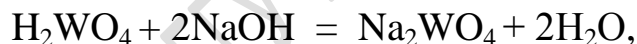
**г) тенардитом и нитратом свинца (II):**



**д) эпсомитом и гидроксидом калия:**



**е) вольфрамовой кислотой, нашатырем и гидроксидом натрия:**

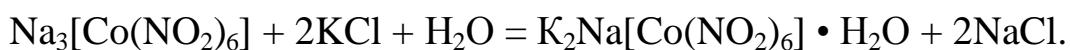


**Вопрос 36. Как сильвинит  $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$  разделяют на составляющие его соли? Какая реакция является качественной на хлорид калия?**

Один из способов разделения солей – растворение и кристаллизация.

Растворимость хлорида калия при повышении температуры резко возрастает (при 25 °С – 36,96 г/100 г воды, при 100 °С – 56,2 г/100 г воды), а хлорида натрия – незначительно (35,63 и 39,4 соответственно). При охлаждении насыщенного раствора первым выпадает в осадок хлорид калия.

При анализе содержания хлорида калия проводят реакцию получения двойной комплексной соли  $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] \cdot \text{H}_2\text{O}$  (гексанитрокобальтат (III) калия-натрия):



### **Вопрос 37. Что такое дробный анализ?**

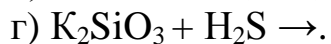
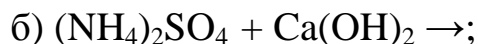
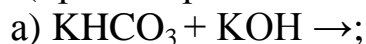
Дробный анализ – обнаружение тех или иных ионов в отдельных порциях раствора без разделения смеси на группы ионов. Для выявления ионов проводятся наиболее характерные (качественные) реакции в произвольной последовательности.

### **Задания для самостоятельной работы**

1. Как распознать растворы минералов карналлита и эпсомита?
2. Какова должна быть процентная концентрация раствора минерала галита, что в нем на 10 моль воды приходилось 1 моль соли?
3. В воде хорошо растворяются газы аммиак и фтороводород, но плохо кислород и водород. Чем это вызвано?
4. При упаривании 150 г 15 %-ного раствора тенардита получили 100 г раствора. Какова процентная концентрация соли в конечном растворе?
5. Сколько граммов мирабилита и воды нужно взять для приготовления 150 г 10 %-ного раствора средней соли.
6. Из  $5,5 \cdot 10^8$  молекул электролита распалось на ионы  $1,22 \cdot 10^3$ . Найти степень диссоциации.
7. Пользуясь табличными данными значений ПР из справочной литературы, сравнить растворимость сульфида и сульфата серебра (I).
8. Почему растворимость карбоната кальция снижается при добавлении в раствор нитрата кальция, но повышается при пропускании углекислого газа?
9. Предложить самый короткий алгоритм определения 4 неподписанных растворов: хлорида кальция, йодида бария, хлорида меди (II), сульфата лития.
10. Написать уравнения электролитической диссоциации сернистой кислоты по двум ступеням, указать названия образующихся ионов.
11. Какую массу железного купороса ( $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ) нужно взять для приготовления 1 кг 15 %-ного раствора сульфата железа?
12. Используя справочные данные по растворимости, найти молярную концентрацию сульфата свинца (II) в насыщенном растворе.

13. Найти молярную концентрацию соли при растворении 5 г бишофита в 100 г воды.

14. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном видах (при их прохождении):



15. Почему при охлаждении насыщенного раствора выпадают кристаллы? Как, не изменяя объема насыщенного раствора, сделать его ненасыщенным?

16. 750 мг галита растворили в 550 мл воды. Найти молярную концентрацию.

17. В какой воде (морской или речной) при одинаковой температуре и атмосферном давлении больше растворено кислорода? Какая из них лучше проводит электрический ток?

18. В чем отличия электролитической диссоциации сильных и слабых электролитов?

19. Как изменяется рН вод Мирового океана? Почему? Влияет ли это на устойчивость минералов и горных пород? Привести примеры.

20. Привести примеры влияния физических процессов на устойчивость минералов и горных пород.

21. Какой метод умягчения воды наиболее часто применяется в быту?

22. Как изменится температура воды при растворении в ней мирабилита?

23. Какое значение рН будут иметь водные растворы железного и медного купоросов? Дать объяснение.

24. Для каких целей используются минералы и горные породы в быту?

25. По происхождению осадочные горные породы разделяются на обломочные, химические и органические. Какие из них лучше растворяются в воде?

26. Можно ли дождевую воду считать раствором? Как это доказать?

27. Если рН воды равно 7, то значит ли, что она — дистиллированная? Пояснить ответ.

28. Является ли морская вода насыщенным раствором?

## Лабораторная работа 4. Получение искусственной морской воды и изучение ее химических особенностей

Цель работы: *закрепить навыки проведения качественных реакций и знания химического состава природных вод.*

Ход работы:

1. Взвесить на аналитических весах навески хлоридов натрия и калия, сульфата магния и гидрокарбоната натрия.

2. В химическом стакане получить комплексный раствор четырех солей (объем воды – 50 мл). Объяснить цвет раствора. Определить рН раствора. Соответствует ли он среднему значению рН вод Мирового океана? Объяснить причину соответствия или несоответствия.

3. Является ли полученный раствор насыщенным? Доказать экспериментально. Определить рН раствора. Изменилось ли его значение? Объяснить причину. Какова средняя минерализация вод Мирового океана?

4. Написать уравнения электролитической диссоциации растворенных солей. Сколько различных ионов находится в растворе?

5. Дробным методом доказать наличие в полученном растворе:

- гидрокарбонат-иона – добавлением раствора серной кислоты;
- двухзарядного катиона – добавлением раствора натриевой щелочи;
- простого однозарядного аниона – добавлением раствора нитрата серебра (I).

Написать все уравнения химических реакций в молекулярном и ионном видах. Что указывает на их прохождение? Наличие каких ионов не доказано? Предложить способ их обнаружения.

В выводах указать:

- главные ионы морской воды, важнейшие ее отличия от пресной воды;
- любые другие качественные реакции на обнаруженные ионы;
- жесткость полученного раствора. Расчет жесткости вести по магнию (1 мг-экв. жесткости соответствует содержанию в 1 л воды 12,15 мг иона  $Mg^{2+}$ ). Какой воде по жесткости соответствует полученный раствор? Как уменьшить и увеличить ее жесткость?

– общую минерализацию полученного раствора.

РЕПОЗИТОРИЙ ГГУ ИМЕНИ Ф. СКОРИНЫ

## Практическая работа 7. Вода как растворитель. Гидролиз солей

*Вода обладает комплексом уникальных свойств:*

- максимальная ее плотность (1 г/мл) – только при температуре 4 градуса по Цельсию. При других температурах плотность воды меньше;
- плотность в твердой фазе (лед) ниже чем в жидкой;
- аномально высокая удельная теплоемкость ( $4,22 \cdot 10^3$  Дж/кг · К);
- универсальный растворитель неорганических и органических веществ.

*Важнейшая роль воды в миграции элементов определяется не только площадью и объемом гидросферы, но и ее подвижностью. Вместе с водой перемещаются минеральные и органические вещества, как в растворенном, так и в нерастворенном (взвешенном) состоянии. Течение воды оказывает механическое воздействие на горные породы, вымывает их. Высокая теплоемкость воды определяет относительное постоянство ее температуры, что влияет на скорость геохимических реакций. Вода – среда большинства природных химических реакций, т. е. реакции происходят в жидкой фазе. Высокая величина поверхностного натяжения позволяет воде подниматься по тонким капиллярам, что имеет важное значение в геохимических, почвообразовательных процессах. Форма нахождения химического элемента и вещества в природе в значительной степени определяется их способностью взаимодействовать с водой и кислородом.*

*Растворы многих солей имеют кислую или щелочную среду. Это обусловлено протеканием гидролиза – реакцией между солью и водой, противоположной нейтрализации: соль + вода → кислота + основание.*

*Вероятность реакции и состав продуктов гидролиза определяются тем, какой силы кислоты и основания образована соль. Например, соль  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  образована сильным основанием  $\text{NaOH}$  и слабой кислотой  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , а  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  – слабым основанием  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  и сильной кислотой  $\text{HNO}_3$ .*

*Раствор соли имеет реакцию среды:*

–  $pH = 7$  или около 7, если соль образована сильными кислотой и основанием или одинаково слабыми кислотой и основанием, включая вариант полного гидролиза ( $KCl$ ,  $Al_2S_3$ );

–  $pH < 7$ , если соль образована сильной кислотой и слабым (более слабым) основанием ( $ZnSO_4$ );

–  $pH > 7$ , если соль образована слабой (или более слабой) кислотой и сильным основанием ( $Na_2S$ ).

**Гидролизу** не подвергаются соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием. Гидролиз протекает в основном по I ступени, кроме случаев, когда образуются газообразные и нерастворимые вещества (полный гидролиз). Раствор кислых солей может иметь как кислую, так и щелочную среду.

**Вопрос 1. Вода в гидросфере имеет различный изотопный состав. Каково соотношение основных изотопных видов воды?**

Процентное содержание :  $H_2^{16}O$  – 99,74;  $H_2^{18}O$  – 0,2;  $H_2^{17}O$  – 0,04;  $HD^{16}O$  – 0,015. Изотопы кислорода с атомными массами 16, 17 и 18 – стабильные, а с атомными массами 13, 14, 15, 19, 20 – нестабильные.

**Вопрос 2. Чем тяжелая вода  $D_2O$  (молекулярная масса 20) отличается от обычной (молекулярная масса 18) по физическим свойствам и скоростью прохождения химических реакций?**

Тяжелая вода по сравнению с обычной имеет бóльшую плотность (при  $20^\circ C$  – 1,15 г/мл и 0,998 г/мл соответственно), бóльшую температуру кипения ( $101,4^\circ C$  и  $100^\circ C$ ) и температуру кристаллизации ( $3,8^\circ C$  и  $0^\circ C$ ). Вязкость тяжелой воды выше на 23 %. Максимальная плотность воды  $D_2O$  – при температуре  $11,6^\circ C$ . Химические реакции в тяжелой воде проходят медленнее.

**Вопрос 3. Привести пример сверхтяжелой воды. Как много ее в гидросфере?**

Пример сверхтяжелой воды –  $T_2^{16}O$  (молекулярная масса 22). Масса такой воды в гидросфере всего около 13–20 кг.

**Вопрос 4. В каких границах изменяется  $pH$  воды природных водоемов?**

$pH$  воды природных водоемов может изменяться в широких границах: воды почв и торфяных болот – 3,5–6,5; вода рек – 6,5–8,5; вода океана – 7,9–8,3. Значение  $pH$  атмосферных осадков – 4,6–6,1.



В отдельных случаях значения рН могут быть еще меньшими (вода более кислая) или большими (вода более щелочная).

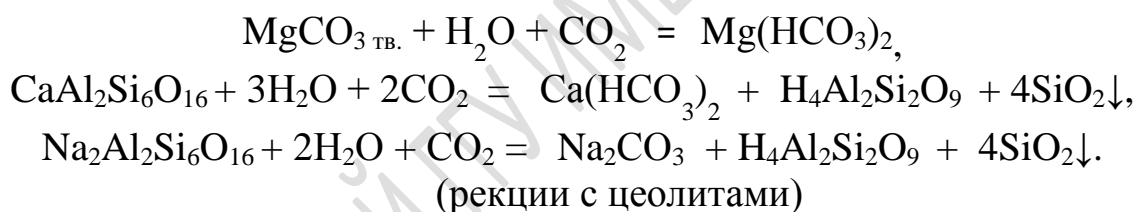
**Вопрос 5. На какие классы и группы делятся природные воды по содержанию преобладающих анионов и катионов?**

По преобладанию анионов природные воды делятся на три класса: гидрокарбонатный (наибольшая концентрация  $\text{HCO}_3^-$ ), сульфатный ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) и хлоридный ( $\text{Cl}^-$ ).

По преобладающему катиону каждый из классов делится на группы: кальциевая ( $\text{Ca}^{2+}$ ), магниевая ( $\text{Mg}^{2+}$ ) и натриевая ( $\text{Na}^+$ ).

**Вопрос 6. Каково происхождение основных катионов ( $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Na}^+$ ) в природных водах?**

Углекислый газ – кислотный оксид. Поэтому обогащение природных вод указанными ионами происходит вследствие растворения минералов и горных пород (с образованием растворимых гидрокарбонатов и карбонатов):



**Вопрос 7. Как классифицируются природные воды по общей минерализации (г/л)?**

Природные воды классифицируются на: ультрапресные (менее 0,2), пресные (0,2–0,5), с повышенной минерализацией (0,5–1,0), солоноватые и соленые (до 10,0), с повышенной соленостью (10,0–35,0), переходные к рассолам (35,0–50,0), рассолы (более 50,0).

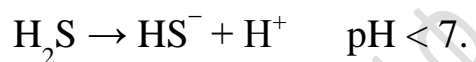
**Вопрос 8. Какие основные бальнеологические группы минеральных вод имеются на территории Беларуси?**

На территории страны имеются группы минеральных вод: без специфических компонентов; бромные воды и йодо-бромные рассолы; борные; сероводородные (сульфидные) рассолы; железистые; радоновые.

Наиболее широко используются в столовых целях воды первой группы. Бромные воды и йодо-бромные рассолы, радоновые воды применяются в санаторном лечении.

**Вопрос 9. Может ли в результате реакций в гидросфере меняться значение рН?**

В результате протекания химических процессов в воде может меняться и значение рН, величина которого сильно влияет на миграционную активность элементов и веществ. Например, при разложении (гниении) органических веществ выделяются углекислый газ и сероводород. Их выделение закисляет воду. Данные процессы определяют геохимическую зональность вод Мирового океана.



**Вопрос 10. Почему на глубине более 4–5 км карбонатные осадки не накапливаются?**

Увеличение концентрации углекислоты с глубиной растворяет карбонаты:



**Вопрос 11. Почему раствор дистиллированной воды может быть слабокислым?**

Дистиллированная вода сразу после ее получения характеризуется нейтральной средой (рН = 7). Однако постепенно происходит растворение углекислого газа в воде, образование слабой угольной кислоты и ее диссоциацией по I ступени. Вследствие этого значение рН понижается:



**Вопрос 12. Что такое ионное произведение воды?**

Вода – слабый электролит. Ее диссоциацию можно записать так:



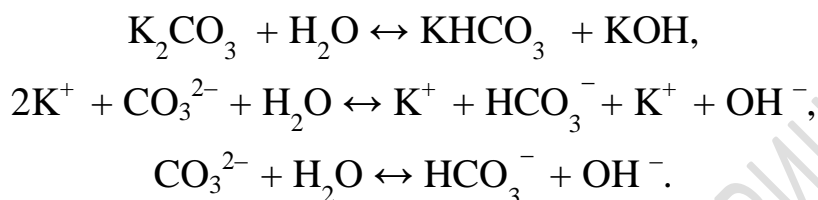
Для воды и ее растворов произведение концентраций ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  – постоянная величина при данной температуре. Ионное произведение воды ( $K_w$  или  $K_{(\text{H}_2\text{O})}$ ) при  $25\text{ }^\circ\text{C}$  равно  $10^{-14}$ .

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}.$$

РЕПОЗИТОРИЙ ГГУ ИМЕНИ Ф. СКОРИНЫ

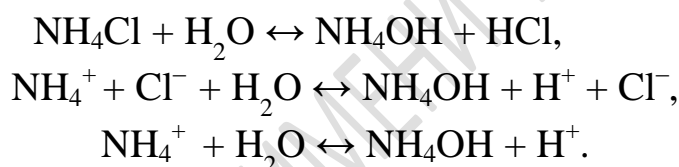
**Вопрос 13. Написать уравнения гидролиза карбоната калия (а), хлорида аммония (б), карбоната алюминия (в), сульфата цинка (г).**

а) карбонат калия образован сильным основанием и слабой кислотой, поэтому гидролиз идет по аниону. Гидролиз протекает в основном по I-й ступени:



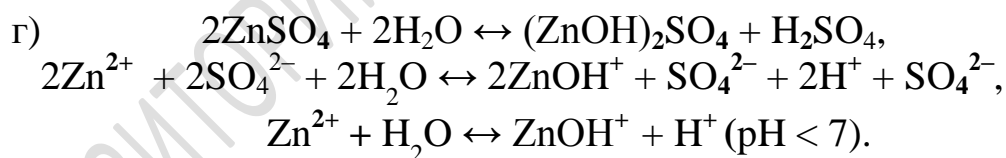
Образование ионов  $\text{OH}^-$  определяет щелочную реакцию ( $\text{pH} > 7$ );

б) хлорид аммония образован слабым основанием и сильной кислотой, поэтому гидролиз идет по катиону:



Образование ионов  $\text{H}^+$  определяет кислую реакцию ( $\text{pH} < 7$ );

в)  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CO}_2\uparrow$  (полный гидролиз,  $\text{pH} \approx 7$ );

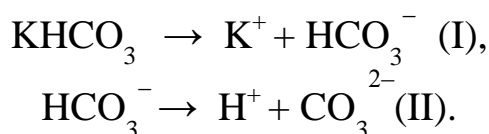


**Вопрос 14. В чем особенность гидролиза кислых солей?**

Следует обратить внимание, что раствор таких солей может быть как кислым, так и щелочным. Разберем два случая.

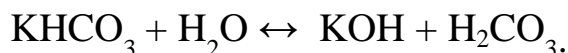
1. Определим  $\text{pH}$  раствора гидрокарбоната калия.

Кислая соль диссоциирует ступенчато:



Из таблиц в справочной литературе найдем константу диссоциации кислоты по второй ступени ( $K_2$ ) =  $4,8 \cdot 10^{-11}$ .

Уравнение гидролиза в молекулярном виде:



Константа гидролиза находится по формуле:

$$K_{\text{г}} = K_{(\text{H}_2\text{O})} / K_1 (\text{H}_2\text{СО}_3),$$

где  $K_{(\text{H}_2\text{O})}$  – константа диссоциации воды;

$K_1 (\text{H}_2\text{СО}_3)$  – константа диссоциации угольной кислоты по первой ступени.

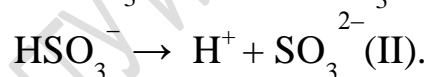
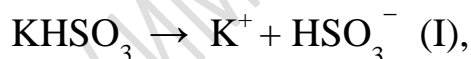
Из справочных таблиц находим  $K_1 (\text{H}_2\text{СО}_3) = 4,5 \cdot 10^{-7}$ .

Отсюда,  $K_{\text{г}} = 10^{-14} / 4,5 \cdot 10^{-7} = 2,2 \cdot 10^{-8}$ .

Константа гидролиза ( $2,2 \cdot 10^{-8}$ ) больше константы диссоциации ( $4,8 \cdot 10^{-11}$ ), что определяет щелочную среду раствора  $\text{KНСО}_3$ .

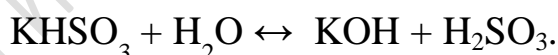
*2. Определим pH раствора гидросульфита калия.*

Кислая соль диссоциирует ступенчато:



$K_2$  сернистой кислоты –  $6,2 \cdot 10^{-8}$ .

Уравнение гидролиза в молекулярном виде:



Константа гидролиза определяется по формуле:

$$K_{\text{г}} = K_{(\text{H}_2\text{O})} / K_1 (\text{H}_2\text{SO}_3).$$

Из справочных таблиц находим  $K_1 (\text{H}_2\text{SO}_3) = 1,7 \cdot 10^{-2}$ .

Отсюда,  $K_{\text{г}} = 10^{-14} / 1,7 \cdot 10^{-2} = 5,9 \cdot 10^{-13}$ .

Константа гидролиза ( $5,9 \cdot 10^{-13}$ ) меньше константы диссоциации ( $6,2 \cdot 10^{-8}$ ), что определяет кислую среду раствора  $\text{KHSO}_3$ .

***Вопрос 15. При каких условиях надо хранить приготовленные растворы солей, чтобы ослабить гидролиз?***

Гидролиз протекает с поглощением тепла (эндотермическая реакция). Поэтому повышение температуры увеличивает степень гидролиза.

Разбавление растворов солей, которые подвергаются гидролизу по катиону или аниону, увеличивает степень гидролиза. Если соль подвергается гидролизу и по катиону, и по аниону, то разбавление практически не влияет на степень гидролиза.

Поэтому для ослабления гидролиза приготовленные растворы солей следует хранить концентрированными и при низких температурах.

Если соль образована сильной кислотой и слабым основанием, то для подавления гидролиза среду подкисляют. А если соль образована слабой кислотой и сильным основанием, то среду подщелачивают.

**Вопрос 16. Определить pH раствора соляной кислоты концентрации 0,0001 моль/л.**

Уравнение диссоциации:  $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ .

Принимая, что диссоциация кислоты была полной, концентрация ионов водорода составила 0,0001 моль/л.

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg[0,0001] = 4.$$

**Вопрос 17. Определить pH раствора серной кислоты концентрации 0,001 моль/л.**

Уравнение диссоциации:  $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

Отсюда,  $[\text{H}^+] = 2 \cdot 0,001 = 0,002$  моль/л.

$$\text{pH} = -\lg[0,002] = 2,7$$

**Вопрос 18. Определить pH раствора натриевой щелочи концентрации 0,001 моль/л.**

Уравнение диссоциации:  $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ .

Отсюда,  $[\text{OH}^-] = 0,001$  моль/л. Так как  $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$ , то

$$[\text{H}^+] = 10^{-14} / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 10^{-3} = 10^{-11},$$

$$\text{pH} = -\lg [10^{-11}] = 11.$$

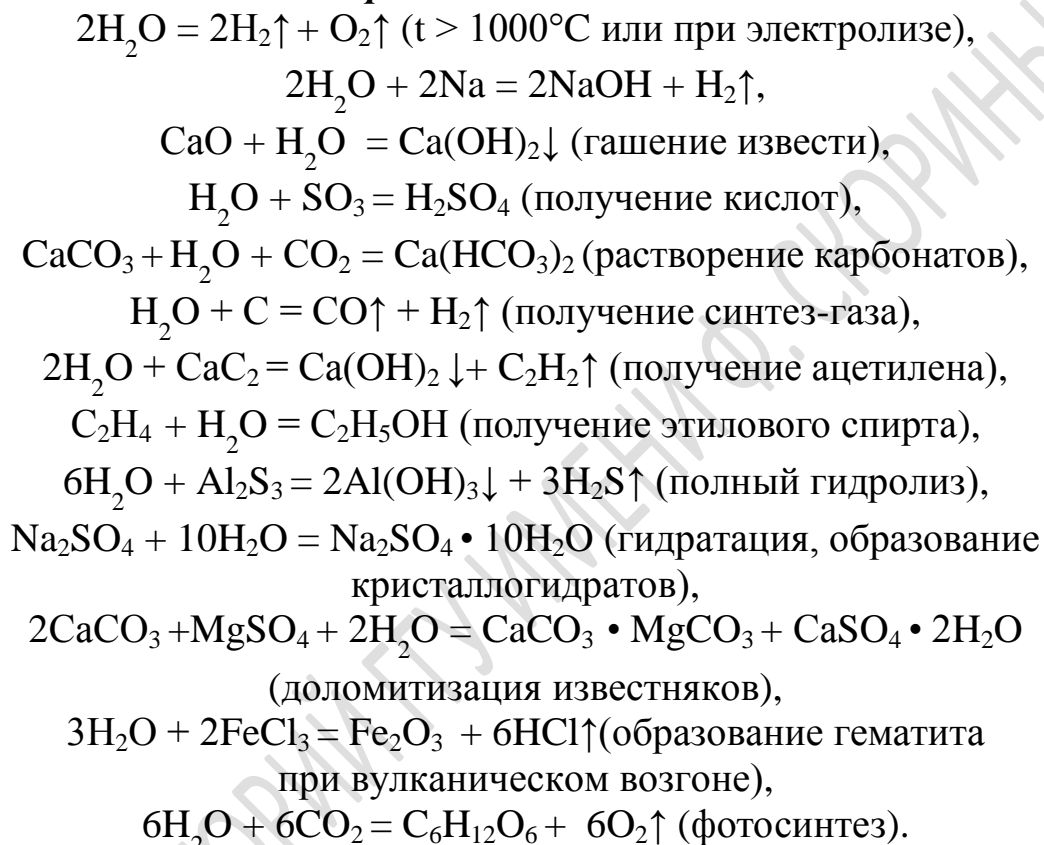
**Вопрос 19. Концентрация плавиковой кислоты в водном растворе 0,01 моль/л. Степень электролитической диссоциации кислоты в растворе – 20 %. Определить концентрации непродиссоциированных молекул и всех ионов.**

Уравнение диссоциации:  $\text{HF} \rightarrow \text{H}^+ + \text{F}^-$ .

Так как степень диссоциации – 0,2, то количество распавшихся на ионы молекул HF составляет: 0,01 моль/л • 0,02 = 0,002 моль/л. Такими же будут и концентрации ионов H<sup>+</sup> и F<sup>-</sup>.

Концентрация непродиссоциированных молекул будет:  
[HF] = 0,01 моль/л – 0,002 моль/л = 0,008 моль/л.

**Вопрос 20. Привести реакции, подтверждающие важнейшие химические свойства и промышленное использование воды.**



**Вопрос 21. Как образуются карьерные воды?**

Они образуются из подземного водопритока, дренажа поверхностных вод и выпадения атмосферных осадков. Сложный химический состав обусловлен наличием как взвешенных вещества, так и растворенных вследствие взаимодействия воды с горными породами и минералами.

Карьерные воды откачивают на поверхность и заливают в пруды-отстойники.

**Вопрос 22. Один из экзогенных источников геохимических процессов – энергия приливного взаимодействия Луны с Землей: подъем и опускание уровня воды способствует растворению и**

**перемещению веществ. Какова динамика этой энергии в эволюционном аспекте?**

Согласно современным научным данным и представлениям Земля и ее спутник Луна имеют общее происхождение. Около 3,5–4,5 млрд. лет назад Луна располагалась близко к Земле, вследствие чего энергия взаимодействия была гораздо больше.

**Вопрос 23. В какую сторону сдвинется равновесие  $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH}^- + \text{H}^+$  при добавлении серной кислоты и ацетата натрия?**

Добавление  $\text{H}_2\text{SO}_4$  увеличит концентрацию ионов водорода, что понизит степень диссоциации уксусной кислоты: равновесие сдвинется влево. Добавление ацетата натрия увеличит концентрацию ацетат-ионов, что также снизит степень диссоциации.

**Вопрос 24. Что такое буферные растворы?**

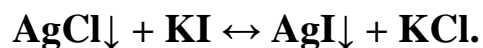
Это такие растворы, при добавлении в которые небольших количеств кислот или щелочи их величина рН практически не меняется. Способность такого раствора сопротивляться изменению рН может быть определена количественно и называется буферной емкостью (количество кислоты или щелочи, добавление которого к 1 л буферного раствора изменяет рН на единицу).

Примеры таких растворов:

– кислотный буферный раствор – смесь слабой кислоты и ее соли ( $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$ );

– щелочной буферный раствор – смесь слабого основания и соли, образованной этим основанием и сильной кислотой ( $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$ ).

**Вопрос 25. В какую сторону смещено равновесие в реакции:**

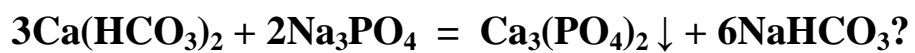


Равновесие в данной реакции смещено в сторону образования вещества с меньшим значением произведения растворимости.

Так как  $\text{ПР}(\text{AgCl}) = 1,56 \cdot 10^{-10}$ , а  $\text{ПР}(\text{AgI}) = 1,5 \cdot 10^{-16}$ , то равновесие сдвинуто вправо.

**Вопрос 26. Какое значение рН будет иметь раствор после устранения временной жесткости по реакции:**





Так как фосфат кальция – не растворим ( $K_{\text{ПР}} = 2 \cdot 10^{-29}$ ), то характер среды будет определять гидрокарбонат натрия. Раствор станет щелочным (см. объяснение в вопросе 14).

РЕПОЗИТОРИЙ ГГУ ИМЕНИ Ф. СКОРИНЫ

## Задания для самостоятельной работы

1. Чем тяжелая вода отличается от жесткой?
2. Почему в воде может быть оксид алюминия (глинозем), но не может быть оксида кальция?
3. Какую среду будут иметь растворы сульфида натрия и нитрата лития? Привести соответствующие уравнения гидролиза.
4. Определить pH раствора азотной кислоты ( $C_m = 0,0045$  моль/л).
5. Для чего используются справочные данные констант диссоциации по различным ступеням?
6. Проанализировать данные по взаимодействию (растворению) минералов с водой (Приложение Б). Среди минералов какого класса больше всего нерастворимых соединений?
7. Какую роль играет вода в образовании минералов и горных пород? (привести примеры).
8. В какую сторону сдвинется равновесие  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$  при добавлении сульфата аммония?
9. Минеральная вода «Хомская» (артезианская скважина, Дрогичинский район Брестской области) имеет следующий ионный состав (г/л):  $\text{HCO}_3^- - 0,2-0,6$ ;  $\text{Ca}^{2+} - 0,05$ ;  $\text{Mg}^{2+} - 0,05$ ;  $\text{Cl}^- - 0,4-0,8$ ;  $\text{SO}_4^{2-} - 0,1$ ;  $\text{F}^- - 0,01$ ;  $\text{Na}^+ + \text{K}^+ - 0,4-0,8$ . Определить минерализацию воды, ее принадлежность по анионному и катионному составу.
10. Почему минерализация воды одного и того же артезианского источника значительно варьируется (в разы)?
11. В 1 л минеральной воды «Фрост» содержится 0,07 г  $\text{Ca}^{2+}$  и 0,03 г  $\text{Mg}^{2+}$ . Найти жесткость воды.
12. В каком направлении смещено равновесие в реакции:  
$$\text{MgCO}_3 \downarrow + 2\text{NaF} \leftrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{MgF}_2 \downarrow ?$$
13. На основе сокращенных ионных уравнений написать молекулярные:
  - а)  $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{SH}^- + \text{OH}^-$ .
  - б)  $\text{CrOH}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Cr}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$ .
14. Какое значение pH будет иметь раствор после устранения постоянной жесткости по реакции:  
$$3\text{MgSO}_4 + 2\text{Na}_3\text{PO}_4 = \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 ?$$

## Лабораторная работа 5. Гидролиз солей

Цель работы: *закрепить навыки определения продуктов гидролиза солей, проведения качественных реакций.*

Ход работы:

1. Получить водные растворы солей (хлорида калия, нитрата аммония, сульфита натрия, фторида никеля (II), дигидрофосфата калия). Указать цвет полученных растворов и тепловой эффект.
2. Заполнить таблицу, дав подробный ответ в колонках 2 и 3.

| Название соли, химическая формула | Кислоты и основания, из которых образована соль (формула) | Предполагаемое значение рН водного раствора соли. Объяснение |
|-----------------------------------|---|--|
| 1                                 | 2   | 3  |
| Хлорид калия (сильвин)            |   |  |
| Нитрат аммония                    |   |  |
| Сульфит натрия                    |   |  |
| Фторид никеля (II)                |   |  |
| Дигидрофосфат калия               |   |  |

3. Написать уравнения гидролиза предложенных солей в молекулярном и ионном видах.

4. Определить величину рН каждого из растворов. Соответствует ли она предполагаемой? Объяснить причину соответствия или несоответствия.

5. Провести качественную реакцию:

- на анион растворов первой, третьей и пятой солей;
- на катион растворов второй и четвертой солей.

Написать все уравнения химических реакций в молекулярном и ионном видах. Что указывает на их протекание?

В выводах указать:

- в каком случае может образоваться осадок при гидролизе;
- является ли раствор кислой соли кислым;
- в каких случаях величина рН раствора  $\approx 7$ ;

– могут ли подземные воды быть сильно кислыми.  
Ответ пояснить.

## ЛИТЕРАТУРА

1. Алекин, О. А. Химия океана : учебное пособие / О. А. Алекин, Ю. И. Ляхин. – Ленинград : Гидрометеоздат, 1984. – 344 с.
2. Богдасаров, М. А. Определитель минералов и горных пород / М. А. Богдасаров, Н. Ф. Гречаник. – Брест : БрГУ им. А. С. Пушкина, 2010. – 81 с.
3. Булах, А. Г. Структура, изоморфизм, формулы, классификация минералов / А. Г. Булах, А. А. Золотарев, В. Г. Кривовичев. – СПб. : Изд-во С.-П. ун-та, 2014. – 133 с.
4. Венгерова, М. В. Минералы и горные породы : учебное пособие / М. В. Венгерова, А. С. Венгеров. – Екатеринбург : Изд-во Уральского университета, 2017. – 132 с.
5. Вольф, И. В. Химия окружающей среды. Химия гидросферы : учебное пособие / И. В. Вольф. – СПб. : Изд-во СПбГТУРП, 2013. – 90 с.
6. Выдающиеся химики мира : библиографический справочник / под ред. В. И. Кузнецова. – М. : Высшая школа, 1991. – 656 с.
7. Геохимия, геохимические методы поиска полезных ископаемых [Электронный ресурс] // Высшая аттестационная комиссия Республики Беларусь. – 2015. – Вид доступа : <http://www.vak.org.by/index.php/node/1264> – Дата доступа: 01.03.2019.
8. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник / Н. Л. Глинка. – М. : Юрайт, 2013. – 896 с.
9. Егоров-Тисменко, Ю. К. Кристаллография и кристаллохимия : учебник / Ю. К. Егоров-Тисменко. – М. : КДУ, 2005. – 592 с.
10. Калюкова, Е. Н. Свойства металлов и их соединений : учебное пособие / Е. Н. Калюкова. – Ульяновск : УлГТУ, 2009. – 156 с.
11. Кусков, В. Б. Обогащение и переработка полезных ископаемых : учебное пособие / В. Б. Кусков, М. В. Никитин. – СПб. : Изд-во СПГИ, 2002. – 84 с.
12. Лукашев, О. В. Геохимические методы поиска : курс лекций / О. В. Лукашев. – Минск : БГУ, 2010. – 102 с.
13. Лукьянов, В. Г. Взрывные работы : учебник / В. Г. Лукьянов, В. И. Комащенко, В. А. Шмурыгин. – Томск : Изд-во Томского политехнического университета, 2008. – 402 с.

14. Основные направления и результаты геологических исследований в Беларуси (1991–2017) / Р. Е. Айзберг [и др.] // Природопользование. – 2018. – № 1. – С. 46–66.

15. Основы аналитической химии. Химические методы анализа : учебное пособие / Н. И. Мовчан [и др.]. – Казань : КНИТУ, 2012. – 195 с.

16. Об утверждении Правил безопасности при организации образовательного процесса по учебным предметам (дисциплинам) «химия» и «физика» в учреждениях образования Республики Беларусь [Электронный ресурс] : постановление Министерства образования Республики Беларусь 26 марта 2008 г., № 26 // Академия последиplomного образования. – 2011. – Вид доступа: [http://www.academy.edu.by › files › him\\_prb](http://www.academy.edu.by › files › him_prb). – Дата доступа: 01.06.2019.

17. Посыпайко, В. И. Аналитическая химия и технический анализ : учебное пособие / В. И. Посыпайко, Н. А. Васина. – М. : Высшая школа, 1979. – 384 с.

18. Процессы и аппараты нефтепереработки и нефтехимии : учебник / А. И. Скобло [и др.]. – М. : ООО «НедраБизнесцентр», 2000. – 677 с.

19. Родзевич, А. П. Физико-химические основы металлургических процессов : учебное пособие / А. П. Родзевич. – Томск : Изд-во Томского политехнического университета, 2010. – 298 с.

20. Сидорова, Л. П. Сланцевый газ и сланцевая нефть. Получение и экологический ущерб / Л. П. Сидорова, Е. Е. Султанбекова, Е. Е. Стригунова. – Екатеринбург : Уральский федеральный университет им. Б. Н. Ельцина, 2016. – 173 с.

21. Стась, Н. Ф. Химия растворов / Н. Ф. Стась, Л. Д. Синцова. – Томск : Изд-во Томского политехнического университета, 2006. – 155 с.

22. Трифонова, А. Н. Аналитическая химия. Лабораторный практикум : учебное пособие / А. Н. Трифонова, И. В. Мельситова. – Минск : Вышэйшая школа, 2013. – 160 с.

23. Урусов, В. С. Теоретическая кристаллохимия / В. С. Урусов. – М. : Изд-во МГУ, 1987. – 275 с.

24. Фролова, В. В. Органическая химия : учебное пособие / В. В. Фролова, О. В. Дьяконова. – Воронеж : ФГБОУ ВО ВГАУ, 2016. – 235 с.

25. Химический анализ в геологии и геохимии / Г. Н. Аношин [и др.]. – Новосибирск : ГЕО, 2016. – 613 с.

26. Чернышова, Н. Н. Основы аналитической химии и химического анализа (для геологов) : учебное пособие /

Н. Н. Чернышова, О. А. Воронова. – Томск : Изд-во Томского политехнического университета, 2012. – 308 с.

26. Чертко, Н. К. Геохимия : пособие / Н. К. Чертко. – Минск : БГУ, 2016. – 295 с.

РЕПОЗИТОРИЙ ГГУ ИМЕНИ Ф. СКОРИНЫ

## **Приложение А** (обязательное)

### **Основные правила безопасности для студентов при проведении лабораторных работ**

- Каждый студент выполняет лабораторные работы на закрепленном за ним учебном месте. Переход на другое место без разрешения преподавателя не допускается.
- Нельзя загромождать рабочее место посторонними предметами.
- Студент выполняет работы в халате. Манжеты рукавов должны быть на пуговицах. Длина халата – ниже колен.
- Лабораторная работа начинается и прекращается по указанию преподавателя.
- После использования реактива банку или склянку закрыть пробкой.
- Соблюдать последовательность опытов.
- Запрещается приносить или выносить реактивы, выполнять работы, не связанные с учебными целями.
- Нельзя пробовать минералы, горные породы, реактивы на вкус.
- Запрещено пить и есть в лаборатории.
- Нельзя пользоваться битой или треснувшей посудой.
- Бережно относиться к имуществу и приборам.
- При нагревании пробирки ее отверстие не должно быть направлено в сторону людей.
- Пламя фитиля спиртовки гасят, накрывая ее колпачком. Задуть пламя запрещается.
- Соблюдать общую дисциплину, культуру поведения.
- После окончания работы привести рабочее место в порядок.

## Приложение Б (справочное)

### Минералы и горные породы, используемые в лабораторных и упомянутые в практических работах

Таблица Б 1 – Химические формулы веществ, их растворимость в воде

| Название      | Химическая формула  | Растворимость в воде |
|---------------|---|----------------------|
| 1             | 2   | 3                    |
| апатит        | $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{F}, \text{Cl}, \text{OH})$          | Н                    |
| барит         | $\text{BaSO}_4$   | Н                    |
| берилл        | $\text{Al}_2\text{Be}_3[\text{Si}_6\text{O}_{18}]$                    | Н                    |
| бишофит       | $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$                             | Р                    |
| бруссит       | $\text{Mg}(\text{OH})_2$  | Н                    |
| вивианит      | $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$                | Н                    |
| висмутин      | $\text{Bi}_2\text{S}_3$   | Н                    |
| вольфрамит    | $(\text{Fe}, \text{Mn})\text{WO}_4$                                   | Н                    |
| галенит       | $\text{PbS}$  | Н                    |
| галит         | $\text{NaCl}$   | Р                    |
| гематит       | $\text{Fe}_2\text{O}_3$   | Н                    |
| гиббсит       | $\text{Al}(\text{OH})_3$  | Н                    |
| гидрат метана | $\text{CH}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$                               | -                    |
| гипс          | $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$                             | М                    |
| глина         | $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot y\text{SiO}_2 \cdot z\text{H}_2\text{O}$ | Н                    |
| гюбнерит      | $\text{MnWO}_4$   | Н                    |
| давсонит      | $\text{NaAlCO}_3(\text{OH})_2$  | Н                    |
| доломит       | $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$                                   | Н                    |
| каолинит      | $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ | Н                    |
| карналлит     | $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$            | Р                    |
| касситерит    | $\text{SnO}_2$  | Н                    |
| кварц         | $\text{SiO}_2$  | Н                    |
| кемпит        | $\text{Mn}_2\text{Cl}(\text{OH})_3$                                   | Н                    |
| киноварь      | $\text{HgS}$  | Н                    |
| ковеллин      | $\text{CuS}$  | Н                    |
| корунд        | $\text{Al}_2\text{O}_3$   | Н                    |
| магнезит      | $\text{MgCO}_3$   | Н                    |
| магнетит      | $\text{Fe}_3\text{O}_4$   | Н                    |



## Окончание таблицы Б 1

| 1           | 2  | 3 |
|-------------|--|---|
| малахит     | $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$                                      | Н |
| мирабилит   | $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$                        | Р |
| молибденит  | $\text{MoS}_2$   | Н |
| морит       | $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ | Р |
| мрамор      | $\text{CaCO}_3$  | Н |
| нашатырь    | $\text{NH}_4\text{Cl}$   | Р |
| никелин     | $\text{NiAs}$  | Н |
| нефелин     | $(\text{Na},\text{K})\text{AlSiO}_4$                                       | Н |
| оливин      | $(\text{Mg},\text{Fe})_2[\text{SiO}_4]$                                    | Н |
| опал        | $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$                                   | Н |
| пирролюзит  | $\text{MnO}_2$   | Н |
| рутил       | $\text{TiO}_2$   | Н |
| родохрозит  | $\text{MnCO}_3$  | Н |
| сидерит     | $\text{FeCO}_3$  | Н |
| сильвин     | $\text{KCl}$   | Р |
| сильвинит   | $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$   | Р |
| смитсонит   | $\text{ZnCO}_3$  | Н |
| стибнит     | $\text{Sb}_2\text{S}_3$  | Н |
| сфалерит    | $\text{ZnS}$   | Н |
| тальк       | $\text{Mg}_3(\text{OH})_2[\text{Si}_4\text{O}_{10}]$                       | Н |
| тенардит    | $\text{Na}_2\text{SO}_4$   | Р |
| фаялит      | $\text{Fe}_2\text{SiO}_4$  | Н |
| фенакит     | $\text{Be}_2\text{SiO}_4$  | Н |
| флюорит     | $\text{CaF}_2$   | Н |
| форстерит   | $\text{Mg}_2\text{SiO}_4$  | Н |
| халькопирит | $\text{CuFeS}_2$   | Н |
| целестин    | $\text{SrSO}_4$  | Н |
| церуссит    | $\text{PbCO}_3$  | Н |
| цинкозит    | $\text{ZnSO}_4$  | Р |
| циркон      | $\text{ZrSiO}_4$   | Н |
| шеелит      | $\text{CaWO}_4$  | Н |
| энстатит    | $\text{Mg}_2[\text{Si}_2\text{O}_6]$                                       | Н |
| эпсомит     | $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$                                  | Р |

## Приложение В (справочное)

### Таблица растворимости кислот, солей и оснований в воде

Таблица В 1

| ИОНЫ                             | H <sup>+</sup> | NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> | K <sup>+</sup> | Na <sup>+</sup> | Ag <sup>+</sup> | Ba <sup>2+</sup> | Ca <sup>2+</sup> | Mg <sup>2+</sup> | Mn <sup>2+</sup> | Zn <sup>2+</sup> | Ni <sup>2+</sup> | Sn <sup>2+</sup> | Pb <sup>2+</sup> | Cu <sup>2+</sup> | Hg <sup>2+</sup> | Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> | Fe <sup>2+</sup> | Fe <sup>3+</sup> | Al <sup>3+</sup> | Cr <sup>3+</sup> |
|----------------------------------|----------------|------------------------------|----------------|-----------------|-----------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|-------------------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|
| OH <sup>-</sup>                  |                | P                            | P              | P               | —               | P                | M                | M                | H                | H                | H                | H                | H                | H                | —                | —                             | H                | H                | H                | H                |
| NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>     | P              | P                            | P              | P               | P               | P                | P                | P                | P                | P                | P                | P                | P                | P                | P                | —                             | P                | P                | P                | P                |
| F <sup>-</sup>                   | P              | P                            | P              | P               | P               | M                | H                | M                | P                | M                | P                | P                | M                | P                | —                | M                             | M                | H                | M                | M                |
| Cl <sup>-</sup>                  | P              | P                            | P              | P               | H               | P                | P                | P                | P                | P                | P                | P                | M                | P                | P                | H                             | P                | P                | P                | P                |
| Br <sup>-</sup>                  | P              | P                            | P              | P               | H               | P                | P                | P                | P                | P                | P                | P                | M                | P                | H                | H                             | P                | P                | P                | P                |
| I <sup>-</sup>                   | P              | P                            | P              | P               | H               | P                | P                | P                | P                | P                | P                | P                | H                | P                | H                | H                             | P                | —                | P                | P                |
| S <sup>2-</sup>                  | P              | P                            | P              | P               | H               | —                | —                | —                | H                | H                | H                | H                | H                | H                | H                | H                             | H                | H                | —                | —                |
| SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>    | P              | P                            | P              | P               | M               | M                | M                | M                | H                | M                | H                | —                | H                | —                | —                | —                             | M                | —                | —                | —                |
| SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>    | P              | P                            | P              | P               | M               | H                | M                | P                | P                | P                | P                | P                | H                | P                | P                | M                             | P                | P                | P                | P                |
| CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>    | P              | P                            | P              | P               | H               | H                | H                | H                | H                | H                | —                | —                | H                | —                | —                | H                             | H                | —                | —                | —                |
| SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>   | H              | —                            | P              | P               | H               | H                | H                | H                | H                | H                | H                | —                | H                | —                | —                | —                             | H                | —                | —                | —                |
| PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>    | P              | P                            | P              | P               | H               | H                | H                | H                | H                | H                | H                | H                | H                | H                | H                | H                             | H                | H                | H                | H                |
| CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> | P              | P                            | P              | P               | P               | P                | P                | P                | P                | P                | P                | P                | P                | P                | P                | M                             | P                | P                | P                | P                |

**РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ**

Li Rb K Cs Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H) Cu Hg Ag Pt Au

АКТИВНОСТЬ МЕТАЛЛОВ УМЕНЬШАЕТСЯ →

## Приложение Г (справочное)

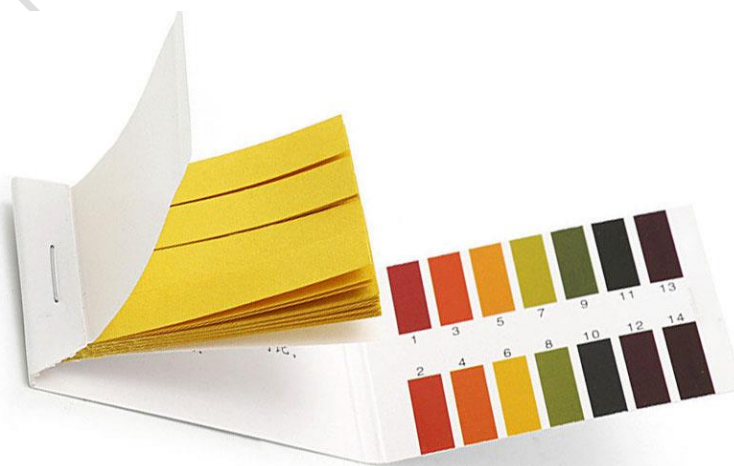
### Индикаторные бумаги

Индикаторные бумаги – полоски, на которых нанесены те или иные индикаторы, изменяющие свой цвет в зависимости величины рН. Они удобны в лабораторных и полевых исследованиях, так как погрешность измерения при их использовании сравнительно невелика. Полоску опускают в исследуемый раствор и визуально сравнивают ее окраску с эталонной шкалой. Следует обратить внимание на сроки и место хранения бумаги (сухое, темное место).

Наиболее часто используются универсальная индикаторная (содержит комбинацию индикаторов) бумага рН 0-12 и лакмусовая бумага 0-14 с шагом 1 единица рН (рисунок 1, а и б соответственно). Имеются индикаторные бумаги и с меньшим шагом (например, 0,2-0,3 единиц рН), а, значит, с их помощью можно осуществить более точный анализ.



а)



б)

Рисунок Г 1 – Универсальная индикаторная бумага

Учебное издание

**Саварин Александр Александрович**

## **ПРИКЛАДНАЯ ХИМИЯ**

Практикум

Редактор *В. И. Шкредова*

Корректор *В. В. Калугина*

Подписано в печать 18.06.2020. Формат 60×84 1/16.

Бумага офсетная. Ризография. Усл. печ. л. 5,81.

Уч.-изд. л. 6,36. Тираж 80 экз. (2-й завод 26-80). Заказ 279.

Издатель и полиграфическое исполнение:

учреждение образования

«Гомельский государственный университет имени Франциска Скорины».

Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,  
распространителя печатных изданий № 3/1452 от 17.04.2017.

Специальное разрешение (лицензия) № 02330 / 450 от 18.12.2013.

Ул. Советская, 104, 246019, Гомель.