

Государственное бюджетное общеобразовательное учреждение Удмуртской Республики «Лицей № 14»

<p>Рассмотрена на заседании МО естественнонаучных дисциплин Протокол № 1 от «28» августа 2023 г.</p> <hr/> <p>(подпись руководителя МО)</p> <p>Принята на Педагогическом совете ГБОУ УР «Лицей №14» Протокол № 1 от «30» августа 2023 г.</p>	<p style="text-align: right;"><b>УТВЕРЖДАЮ</b></p> <p style="text-align: right;">Директор ГБОУ УР «Лицей №14» _____ Тарасенко Н.В. Приказ № 238 ОД «31» августа 2023 г.</p>
--	---

**Дополнительная общеобразовательная общеразвивающая программа элективного курса**

**«Человек и металлы побочных групп»**

**для 10 класса**

Составитель: учитель химии,  
высшей квалификационной категории,  
Зиязетдинова Олеся Хаузировна

Ижевск, 2023

### Пояснительная записка

Программа элективного курса «Человек и металлы побочных групп» носит межпредметный характер, тесно связан с физиологией, анатомией и валеологией., предназначен для обучающихся 10 класса и рассчитана на 1 час в неделю (34 часа в год).

Тема «Металлы побочных подгрупп» в курсе основной и средней школы рассматривается в недостаточном объёме. В 9 классе при изучении данной темы больший упор делается на характеристику химических элементов, простых веществ и соединений металлов главных подгрупп. Лишь частично затрагиваются вопросы о металлах побочных подгрупп (на примере железа). В программе средней школы эта тенденция сохраняется. Между тем, металлы побочных подгрупп имеют ряд характерных особенностей. Это можно заметить при рассмотрении строения атомов данных элементов, физических и химических свойств простых веществ, кислородных соединений. Также необходимо отметить способность данных металлов образовывать комплексы. Именно в составе комплексов эти металлы являются жизненно необходимыми для человека. Не случайно их ещё называют «металлами жизни». Но ни применение, ни значение, ни биологическая роль этих элементов не отражены в курсе средней школы.

Курсу присуща развивающая функция, он предоставляет обучающемуся возможность приобрести опыт работы на уровне повышенных требований, развивать его учебную мотивацию. Программа включает новые для обучающегося знания, не содержащиеся в базовых программах, в неё включены прогрессивные знания и наиболее ценный опыт практической деятельности человека.

**Цель курса:** является Расширение и углубление знаний о биологической роли химических элементов–металлов побочных подгрупп периодической системы химических элементов в функционировании живого организма.

#### Задачи курса

1. расширить знания обучающихся о металлах побочных подгрупп и их соединениях, о практическом и биологическом значении данных элементов.
2. создать условия для творческой самореализации и удовлетворения познавательного интереса к химии, для формирования и развития интеллектуальных и практических умений в области исследования факторов, влияющих на состояние собственного здоровья, умения самостоятельно приобретать и применять знания о металлах, развития творческих способностей, практических навыков.
3. создать условия для воспитания активности в решении коммуникативных задач; умений работать в группе, вести дискуссии, культурно отстаивать свою точку зрения в решении расчётных задач и логических упражнений.
4. формирование правильного представления о физиологической роли и значении металлов в нарушениях организма человека, а также коррекции избытка и недостатка металлов–биоэлементов в организме человека.

#### Требования к уровню подготовки

После изучения элективного курса обучающиеся должны **знать:**

- ✓ особенности строения атомов металлов побочных подгрупп;
- ✓ физические и химические свойства простых веществ и соединений металлов;
- ✓ строение, способы получения, свойства комплексных соединений;
- ✓ воздействие тяжёлых металлов на организм человека;
- ✓ практическое применение и биологическую роль металлов побочных подгрупп.

Обучающиеся должны **уметь:**

- ✓ давать характеристику конкретного элемента по его положению в периодической системе;
- ✓ устанавливать зависимость свойств простых веществ и соединений металлов от строения атомов и возможных степеней окисления;

- ✓ записывать уравнения реакций, характеризующих химические свойства данных металлов и их соединений;
- ✓ выполнять химический эксперимент по заданной теме, описывать результаты наблюдений, составлять отчёт по выполненному эксперименту;
- ✓ объяснять роль металлов в организме человека;
- ✓ выявлять отличительные признаки нарушений обмена веществ, вызванных избытком или недостатком того или иного металла в организме человека;
- ✓ работать в группе и индивидуально.

## СОДЕРЖАНИЕ КУРСА

### **1. Введение (1 час).**

Понятие о s-, p-, d-, f- элементах. Металлы побочных подгрупп.

### **2. Общие сведения о металлах (4 часа)**

Важнейшие виды химической связи. Кристаллические решетки металлов, их типы. Дефекты кристаллической решетки, их влияние на упругость и прочность металлов. Виды сплавов, их строение, способы получения.

Характерные физические и химические свойства металлов в свете теории строения веществ. Окислительно-восстановительные реакции, в которых участвуют металлы. Химическая и электрохимическая коррозия металлов.

*Практическая работа № 1* «Получение металлов побочных подгрупп».

Решение комбинированных и проблемных задач.

### **3. Металлы побочной подгруппы I группы периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева (4 часа)**

Строение атомов элементов побочной подгруппы I группы. Нахождение в природе, биологическое значение в жизни человека золота и серебра. Золото: мифы и действительность.

Производство меди на основе переработки полиметаллических руд в шахтных печах, конверторах и в кипящем слое. Русь колокольная: состав сплавов на основе меди.

*Практическая работа № 2* «Получение оксида меди (II). Окислительные свойства меди (II)». Решение задач с историческим, литературным, экологическим содержанием.

### **4. Металлы побочной подгруппы II группы периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева (4 часа)**

Строение атомов элементов побочной подгруппы II группы. Применение цинка и его соединений. Амфотерность гидроксида.

*Практическая работа № 3* «Отношение цинка к соляной кислоте, концентрированной и разбавленной азотной кислоте».

Решение задач с историческим, литературным, экологическим содержанием.

### **5. Металлы побочной подгруппы III группы периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева (3 часа)**

Положение в периодической системе лантана и лантаноидов, особенности строения их атомов. Нахождение лантаноидов в природе. Применение лантаноидов в металлургии и других областях современной техники.

Решение задач на нахождение массовой доли чистого вещества в смеси

### **6. Металлы IV группы периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева (2 часа).**

Строение атомов элементов побочной подгруппы IV группы. Физические свойства титана. Важнейшие соединения титана. Применение титана и оксида титана (IV). Использование металлотермии при производстве титана.

### **7. Металлы побочной подгруппы VI группы периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева (5 часов)**

Строение атомов элементов побочной подгруппы VI группы. Свойства хрома. Оксиды хрома. Гидроксиды хрома, изменение их свойств с изменением степени окисления хрома. Хромовая и двуххромовая кислоты, их соли. Окислительные свойства этих соединений. Применение хрома и его соединений.

*Практическая работа № 4* «Получение оксида хрома (III) разложением дихромата аммония. Получение гидроксида хрома (III) и доказательство амфотерности этого соединения».

*Практическая работа № 5* «Переход хромата калия в дихромат и дихромата в хромат».

Решение задач с историческим, литературным, экологическим содержанием.

### **8. Металлы побочной подгруппы VII группы периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева (6 часов)**

Строение атомов марганца, технеция и рения. Физические и химические свойства марганца. Применение марганца в металлургии. Оксиды и гидроксиды марганца, изменение их свойств с изменением степени окисления марганца. Соединения марганца в природе, их получение и применение.

*Практическая работа № 6* «Получение и свойства гидроксида марганца (II)».

*Практическая работа № 7* «Окислительные свойства перманганата калия».

Решение задач с историческим, литературным, экологическим содержанием.

### **9. Металлы побочной подгруппы VIII группы периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева (4 часа)**

Строение атомов элементов семейства железа. Свойства кобальта, никеля. Сплавы этих металлов. Изготовление изделий из металлов методом порошковой металлургии. Распространённость металлов в природе, их биологическое значение в жизни человека и других организмов. Оксиды, гидроксиды, соли кобальта и никеля, свойства и применение этих соединений. Железо – основа человеческой цивилизации. Чистое метеоритное железо. *Практическая работа №8* «Руды железа».

Решение задач с историческим, литературным, экологическим содержанием.

### **10. Итоговое занятие (1 час).**

## **КАЛЕНДАРНО-ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН**

	<b>Тема</b>	<b>Содержание</b>	<b>Образовательный продукт</b>
1	Металлы побочных подгрупп.	<b>Понятие о s-, p-, d-, f- элементах</b> История открытия металлов Содержание химических элементов в земной коре и организме человека. Классификация химических элементов, содержащихся в организме человека. Топография важнейших биогенных элементов в организме человека. Биологическая роль металлов. Зависимость биологической роли элементов от их положения в Периодической системе хи-	Опорный конспект.

		мических элементов Д.И. Менделеева. Общая характеристика металлов.	
2	Кристаллические решетки металлов, их типы.	Важнейшие виды химической связи Дефекты кристаллической решетки, их влияние на упругость и прочность металлов.	Конспект, мультимедийные презентации
3	Микроэлементы и макроэлементы	Макроэлементы. Содержание в организме человека. Содержание в продуктах питания. Нормы потребления Микроэлементы. Содержание в организме человека. Содержание в продуктах питания. Суточная потребность. Влияние на организм человека. Коррекция дисбаланса в организме.	Конспект, мультимедийные презентации
4	Решение комбинированных и проблемных задач.		Ответы на расчётные задачи
5	<i>Практическая работа № 1</i> "Получение металлов побочных подгрупп".		Отчёт о работе
6	Золото: мифы и действительность.	Влияние на организм человека. Коррекция дисбаланса в организме Строение атомов элементов побочной подгруппы I группы. Нахождение в природе, биологическое значение в жизни человека золота и серебра	Конспект, мультимедийные презентации, реферат
7	Русь колокольная: состав сплавов на основе меди.	Влияние на организм человека. Коррекция дисбаланса в организме Производство меди на основе переработки полиметаллических руд в шахтных печах, конверторах и в кипящем слое	Конспект, мультимедийные презентации
8	<i>Практическая работа № 2</i> " Получение оксида меди (II). Окислительные свойства	Практическая работа	Отчёт о работе

	меди (II)".		
9	Решение задач с историческим, литературным, экологическим содержанием.	Семинар	Ответы на расчётные задачи
10	Применение цинка и его соединений.	Влияние на организм человека. Коррекция дисбаланса в организме Строение атомов элементов побочной подгруппы II группы.	Опорный конспект, выполнение упражнений
11	Амфотерность гидроксида цинка.	Влияние на организм человека. Коррекция дисбаланса в организме	Опорный конспект, выполнение упражнений, защита рефератов
12	<i>Практическая работа № 3 "Отношение цинка к соляной кислоте, концентрированной и разбавленной азотной кислоте".</i>	Практическая работа	Отчёт о работе
13	Решение задач с историческим, литературным, экологическим содержанием.		Ответы на расчётные задачи
14	Положение в периодической системе лантана и лантаноидов, особенности строения их атомов.		Опорный конспект, выполнение упражнений, сообщения
15	Нахождение лантаноидов в природе..	Применение лантаноидов в металлургии и других областях современной техники	Опорный конспект, выполнение упражнений
16	Решение задач на нахождение массовой доли чистого вещества в смеси.		Ответы на расчётные задачи
17	Титан	Строение атомов элементов побочной подгруппы IV группы. Физические свойства титана	Опорный конспект, выполнение упражнений

18	Важнейшие соединения титана.	Применение титана и оксида титана (IV). Использование металлотермии при производстве титана.	Опорный конспект, выполнение упражнений
19	Строение атомов элементов побочной подгруппы VI группы.	Свойства хрома.	Опорный конспект
20	Оксиды и гидроксиды хрома.	Хромовая и двухромовая кислоты, их соли. Окислительные свойства этих соединений. Применение хрома и его соединений.	Опорный конспект
21	<i>Практическая работа № 4</i> "Получение оксида хрома (III) разложением дихромата аммония. Получение гидроксида хрома (III) и доказательство амфотерности этого соединения".	Практическая работа	Отчёт о работе
22	<i>Практическая работа № 5</i> "Переход хромата калия в дихромат и дихромата в хромат".	Практическая работа	Отчёт о работе
23	Решение задач с историческим, литературным, экологическим содержанием.		Ответы на расчётные и проблемные задачи
24	Строение атомов марганца, технеция и рения..	Физические и химические свойства марганца. Применение марганца в металлургии	Опорный конспект, заполнение таблицы
25	Оксиды и гидроксиды марганца, изменение их свойств с изменением степени окисления марганца.		Опорный конспект, заполнение таблицы

26	Выполнение упражнений по составлению окислительно-восстановительных реакций.		Ответы
27	<i>Практическая работа № 6 "Получение и свойства гидроксида марганца (II)".</i>		Отчёт о работе
28	<i>Практическая работа № 7 "Окислительные свойства перманганата калия".</i>		Отчёт о работе
29	Решение задач с историческим, литературным, экологическим содержанием.	Семинар	Ответы на расчётные задачи
30	Семейство железа	Строение атомов элементов семейства железа. Свойства кобальта, никеля. Сплавы этих металлов.	Конспект, защита рефератов, мультимедийные презентации
31	Оксиды, гидроксиды, соли кобальта и никеля.		Конспект, защита рефератов, мультимедийные презентации
32	Руды железа	Железо – основа человеческой цивилизации. Чистое метеоритное железо. <i>Практическая работа №8 «Руды железа».</i>	Презентации, рефераты, отчёт о практической работе
33	Решение задач с историческим, литературным, экологическим содержанием.	Семинар	Ответы на расчётные задачи
34	Итоговое занятие		
<b>Итого:</b>		34	

## ЦИКЛОГРАММА ТЕМАТИЧЕСКОГО КОНТРОЛЯ

Виды контроля	Сентябрь	Октябрь	Ноябрь	Декабрь	Январь	Февраль	Март	Апрель	Май
Рефераты		2	2					1	3
Практическая работа		2	1		2			2	1

### ТЕМЫ РЕФЕРАТОВ

1. Развитие медеплавильного дела в России.
2. Русь колокольная: состав сплавов на основе меди.
3. Металлы на войне.
4. Магниты.
5. Металлы и искусство.
6. Злато не говорит, да много творит.
7. Истории названий металлов.
8. Металлы – строители.

## ЛИТЕРАТУРА

### *Основная*

1. Габриелян О.С., Лысова Г.Г. Химия, 11 класс. – М.: Дрофа, 2007.
2. Габриелян О.С. Настольная книга учителя. 9-11 классы. – М.: Дрофа, 2003.
3. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 2005.
4. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 2010.
5. Макаров К.А. Химия и медицина. – М.: Просвещение, 1999.
6. Назарова Т.С., Грабецкий А.А. Химия – эксперимент в школе. – М.: Просвещение, 2007.

### *Дополнительная*

1. Беккерт М. Мир металлов - М.: Мир, 1980.
2. Венецкий С.Н. Рассказы о металлах. – М.: Металлургия, 1986.
3. Габриелян О.С., Лысова Г.Г. Химия – 11. – М.: Блик плюс, 2001.
4. Габриелян О.С., Решетов П.В. Готовимся к единому государственному экзамену. Химия. – М.: Дрофа, 2004.
5. Егоров А.С. Химия. Пособие – репетитор для поступающих в вузы. - Ростов - на – Дону: Феникс, 2001.
6. Кузьменко Н.Е., Ерёмин В.В., Попков В.А. Начала химии. Современный курс для поступающих в вузы. – М.: Экзамен. Оникс 21 век, 2001.
7. Локерман А.А. Рассказы о самых стойких. – М.: Знание, 1982.
8. Мазенин Н.А. Занимательно о железе. – М.: Металлургия, 1985.
9. Фадеев Г.Н., Сычѳв А.А. Мир металлов и сплавов. – М.: Просвещение, 2000.
10. Справочные материалы по химии: учеб пособие для учащихся. – М.: Просвещение, 1994.
11. Хомченко Г.П., Хомченко И. Г. Задачи по химии для поступающих в вузы. – М.: Высшая школа, 2007.

**Приложение**  
**Примерное содержание занятий**

## **Занятие 1. Введение. Молекулярно-генетический аспект**

**Цель:** расширить знания учащихся о понятии «здоровье», о факторах, влияющих на здоровье

**Форма занятия:** лекция

Лекция.

Что такое здоровье? Международное признание получило определение здоровья, данное Всемирной организацией здравоохранения: «Состояние полного физического, душевного и социального благополучия, а не только отсутствие болезней и физических дефектов».

Здоровье населения на 50% зависит от образа жизни, на 20% - от генетических факторов, на 10% - от работы органов здравоохранения и на 20% - от состояния окружающей среды. Специалисты отмечают, что современное состояние здоровья сотен миллионов людей в мире неблагоприятно. Каждый из нас имеет право знать о всех происходящих экологических изменениях. Мы должны знать всё о пище, о состоянии воды, о составе воздуха. Человек должен осознавать грозящую ему опасность и соответственно действовать.

Добыча полезных ископаемых, уничтожение лесов, радиоактивное загрязнение, сжигание топлива, металлургия и другие антропогенные воздействия приводят к повышению концентрации тяжёлых металлов в окружающей среде.

Рассмотрим воздействие антропогенного загрязнения окружающей среды на важнейшие молекулярные структуры и биохимические процессы в живых клетках. Многие загрязняющие вещества нарушают структуры и функционирование биомембран. Избыточное содержание ионов металлов (железа, меди, кобальта, никеля, марганца) в организме приводит к интенсификации липидного окисления, грубым нарушениям гармонии регуляторных механизмов и гибели клеток. Ионы металлов могут реагировать с нуклеиновыми кислотами, нарушая водородные связи в их структуре.

Тяжёлые металлы неблагоприятно воздействуют на сердечно-сосудистую систему, понижает иммунный статус человека, вызывают токсикологические, аллергические, онкологические заболевания. Так, наиболее высокие показатели заболеваемости раком отмечены в регионах промышленной добычи и переработки металлов (в Челябинской, Оренбургской и других областях).

Тяжёлые металлы – комплексообразователи (железо, ртуть, свинец, медь), могут подавлять действие ферментов, вызывая подавление их активности или денатурацию. Например, ферментов, участвующих в синтезе гемма – составной части гемоглобина.

Механизмы самозащиты организмов, могут в какой – то мере обезвреживать поступающие извне чужеродные вещества, но всё же возможности живых систем ограничены. Во-первых, большие количества ксенобиотиков могут отравить организм раньше, чем он успеет их метаболизировать. Во-вторых, среди многообразия вредных веществ есть высокоперсистентные или вообще не разлагающиеся. К ним в первую очередь относятся тяжёлые металлы. Атомы металлов могут входить в состав различных соединений, но всё равно они остаются неизменными, участвуют в обмене веществ в биосфере и могут накапливаться в окружающей среде, пока не будут связаны с донными осадками или не окажутся в почве в виде нерастворимых соединений.

В тоже время металлы очень важны для нормальной жизнедеятельности организма, необходимы в физиологических процессах, для повышения иммунобиологической устойчивости и сопротивляемости организма.

-6-

## **Занятие 2. Общая характеристика металлов побочных подгрупп**

**Цель:** сформировать представление об особенностях строения и свойствах d – элементов.

**Форма занятия:** лекция с элементами беседы

**Оборудование:** образцы металлов побочных подгрупп и их соединений (оксидов, гидроксидов, солей, в которых элементы имеют разные степени окисления).

Тезисы лекции:

1. В электронных оболочках металлов побочных подгрупп происходит заполнение электронами  $(n-1)d$  – подуровней; эти элементы называют  $d$  – элементами.
2. В образовании связей у металлов побочных подгрупп, кроме  $n s$  – электронов (наружного энергетического уровня), могут принимать участие  $(n-1)d$  – электроны. Причём  $s$  – электроны легче образуют связи. Поэтому прирастающие количества электронов на  $d$  – подуровне незначительно влияют на свойства соединения. Минимальная степень окисления у этих элементов в соединениях соответствует количеству  $s$  – электронов, принимающих участие в образовании связей, а максимальная у  $d$  – элементов II – VII групп соответствует численно номеру группы (в VIII группе максимальную степень окисления, соответствующую номеру группы, из  $d$  – элементов проявляют Os и Ru).
3. Для  $d$  – элементов характерно то, что в своих соединениях они проявляют более широкий спектр валентных состояний. Соединения  $d$  – элементов проявляют более широкий диапазон кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств. Если элемент проявляет несколько степеней окисления в соединениях, то их характер закономерно изменяется от основного через амфотерный к кислотному с ростом степени окисления.
4. Соединения  $d$  – элементов чаще бывают окрашенными, чем соединения  $s$ - и  $p$  – элементов.
5.  $d$  – элементы склонны к образованию комплексных соединений.
6. Уникальна роль  $d$  – элементов в жизнедеятельности организмов. Многие из них (медь, цинк, железо и т.д.) являются микроэлементами.
7. В земной коре  $d$  – элементы встречаются преимущественно в виде сульфидов и оксидов. По распространённости из них на первом месте стоит железо (4,7% от массы земной коры), на втором – титан (около 0,6%).

Материал лекции закрепляется в беседе:

- 1) Чем отличается строение атомов у элементов главных и побочных подгрупп?
- 2) Охарактеризуйте электронное строение: а) скандия, б) марганца, в) циркония.
- 3) Какие электроны у  $d$  – элементов являются валентными?
- 4) Какие орбитали у  $d$  – элементов являются валентными
- 5) Почему у  $d$  – элементов наблюдается разнообразие степеней окисления?
- 6) Как изменяются высшие степени окисления элементов в соединениях в ряду Sc – Mn? 7) Марганец образует оксиды, в которых проявляет степень окисления +2, +4, +6, +7.

Охарактеризуйте:

- Изменение кислотно-основных свойств этих оксидов;
- Изменение их окислительно-восстановительных свойств.

### **Занятие 3. Медь и её соединения**

**Цель:** познакомить учащихся с соединениями меди, рассмотреть свойства данных соединений

**Форма занятия:** лекция, лабораторная работа

**Оборудование:** раствор хлорида меди(II), раствор щёлочи, раствор серной кислоты, пробирки.

Тезисы лекции:

1. Особенности строения атома меди.

2. Возможные степени окисления элемента.

3. Оксиды меди (формулы, характер, свойства)

Формулы оксидов

$\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{CuO}$

Характер оксидов

Основный

Кислотно-основные свойства

+ кислота

4. Гидроксиды меди (формулы, характер, свойства)

Формулы гидроксидов

$\text{CuOH}$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$

Характер гидроксидов

Основный

Кислотно-основные свойства

+кислота

Лабораторная работа: «Исследование свойств гидроксида меди (II)»

1. **Повторите правила техники безопасности при работе с химическим оборудованием и реактивами**
2. Получите гидроксид меди (II), прилив к хлориду меди (II) раствор щёлочи.
3. К полученной смеси прилейте раствор серной кислоты.
4. Результат оформите в таблице.

№

Исходные вещества

Наблюдения

Уравнения реакций в молекулярной и ионных формах

#### **Занятие 4. Печень – «хозяйка медной горы»**

**Цель:** рассмотреть биологическую роль меди для нормальной жизнедеятельности организма.

**Форма занятия:** лекция

Медь присутствует во многих органах и тканях живых организмов. Она впервые была обнаружена в составе растительных организмов в начале XIX в. Затем в 1830 г. её нашли и в тканях человека. С тех пор началось изучение биологической роли меди.

Выяснилось, что этого элемента много в крови некоторых низших животных. Гемоцианин – пигмент крови моллюсков и ракообразных – содержит её 0,15 – 0,26%. Медь нужна и растениям – это один из важнейших микроэлементов, участвующих в процессе фотосинтеза и влияющий на усвоение растениями азота. Недостаточно меди в почве – растения хуже плодоносят или вообще становятся бесплодными.

Медные удобрения (медный купорос) содействуют синтезу белков, жиров и витаминов. Кроме того, они повышают устойчивость к болезням многих сельскохозяйственных культур. Медный купорос – соль ядовитая: в дозе, превышающей 0,6 г, она вызывает у человека рвоту, а в дозе 1-2 г – тяжёлое отравление с возможным смертельным исходом. Особенно губительно медный купорос действует на низшие организмы: его раствором протравливают семена перед посевом, чтобы уничтожить на них споры плесневых грибов.

Общее содержание меди в теле человека составляет около 80 мг. У взрослого человека содержание меди обычно остаётся без изменения до глубокой старости. Настоящей «хозяйкой медной горы» в организме человека является печень. Она содержит 650-900 мкг меди на 100 г сырого веса. Это позволяет считать печень физиологическим депо для данного элемента. В крови содержание меди составляет от 80 до 150 мкг на 100 мл.

В клетках наибольшее влияние этот микроэлемент оказывает на процесс тканевого дыхания. Соединения меди служат звеном при синтезе гемоглобина, необходима медь и для всасывания железа в кишечнике. Ионы меди воздействуют на метаболизм таких витаминов, как В1, С, А.

Исследования многих учёных показали, что медь необходима в таких физиологических процессах, как гемопоэз, пигментация и кератизация кожи и волос, воспроизводительная функция. Дефицит меди является усугубляющим фактором при развитии эндемического зоба (медь нужна для усвоения большого количества йода). Очень важен этот металл для повышения иммунобиологической устойчивости и сопротивляемости организма.

### **Занятие 5. Практическая работа №1 «Воздействие на белок солей меди»**

**Цель:** изучить реакцию осаждения белков куриного яйца под действием аналогов антропогенных химических факторов, находящихся в отходах промышленных предприятий и попадающих в окружающую среду.

**Форма занятия:** практическая работа по инструктивной карте.

Оборудование и реактивы:

- Набор химических стеклянных пробирок;
- 1-2 куриных яйца;
- 5%-ные растворы солей: сульфата меди(II), хлорида меди (II), сульфата калия, хлорида натрия, ацетата натрия

Приготовление неразбавленного раствора белка куриного яйца:

Отделить белок от желтка и в дальнейшем использовать белок после тщательного перемешивания в стакане или колбе. Раствор белка следует хранить в холодильнике, но без замораживания.

### **Инструктивная карта**

*Повторите правила техники безопасности при работе с химическим оборудованием и реактивами*

В растворах белки вступают во взаимодействие со многими веществами, в том числе металлами, в результате чего во многих случаях происходит осаждение белков из раствора, при этом они и теряют биологическую активность

1. В пять пробирок наливают по 1-1,5 мл раствора белка.
2. Медленно по каплям из пипетки при встряхивании приливают растворы сульфата меди (II) и сульфата калия, хлорида меди (II) и хлорида натрия, ацетата натрия. В 1-й и 3-й пробирках образуются хлопьевидные осадки голубого цвета в результате образования малорастворимых соединений с солями меди. В остальных пробирках никаких изменений не происходит.

Вывод: белки осаждаются под действием солей тяжёлых металлов (меди) и необратимо теряют биологическую активность. При этом образуются нерастворимые комплексные соединения

В ответ на накопление ионов металлов в окружающей среде в живых организмах синтезируются защитные белки – металлотионенины. Они способны связывать ионы тяжёлых металлов и, тем самым, обезвреживать их. Способность белков связывать металлы используют при отравлениях, когда пострадавшему дают молоко как противоядие.

### **Занятие 6. Практическая работа №2 «Определение содержания тяжёлых металлов в почве»**

**Цель:** продолжить формировать умения учащихся проводить анализ и исследования материала, содержащего ионы тяжёлых металлов.

**Форма занятия:** практическая работа по инструктивной карте.

Оборудование и реактивы:

- Сушильный шкаф
- Фарфоровая ступка с пестиком
- Сито
- Стекланный стакан на 200 мл
- Термометр (0 – 100 С)
- Штатив с пробирками
- Лист пергаменты или калькы
- Растворы аммиака, азотной и соляной кислот, йодида калия, хромата калия, жёлтой кровяной соли
- Образцы почв, взятых: а) в непосредственной близости от автомобильной дороги; б) в черте населённого пункта; в) в парке и др.

#### **Инструктивная карта**

*Повторите правила техники безопасности при работе с химическим оборудованием и реактивами*

1. Высушите почву в сушильном шкафу при 30-40С, поместив её тонким слоем на пергамент или кальку.
  2. Высушенную почву размельчите в ступке и просейте через сито.
  3. Полученный образец почвы поместите в стакан, и добавьте смесь соляной и азотной кислот (осторожно!) в количестве, превышающем количество почвы в 3-4 раза по объёму. После тщательного перемешивания в течение 10-15 мин и отстаивания отфильтруйте полученную смесь.
  4. Ионы меди старайтесь обнаружить в растворе с помощью характерных реакций:
    - Образование гидроксида меди(II) под действием раствора аммиака и растворении его в избытке раствора аммиака вследствие образования комплексной соли. Уравнения реакций таковы:  $2+ \_$   
 $Cu + 2OH \rightarrow Cu(OH)_2$   
 $Cu(OH)_2 + 4NH_3 \rightarrow [Cu(NH_3)_4(OH)_2]$
- Признак первой реакции – появление осадка синеватого цвета, а во второй реакции получается раствор ярко-синего, василькового цвета.
- Образование характерного осадка красно-бурого цвета под действием жёлтой кровяной соли –  $K_4[Fe(CN)_6]$
5. Прделайте эти реакции в пробирках при комнатной условиях, используя по 5 мл фильтрата почвенной вытяжки.
  6. Прделайте данный анализ для разных образцов почв.

## Занятие 7. Цинк и его соединения

**Цель:** познакомить учащихся с соединениями цинка, рассмотреть свойства данных соединений.

**Форма занятия:** лекция, лабораторная работа.

**Оборудование:** раствор хлорида цинка, раствор щёлочи, раствор серной кислоты, пробирки.

Тезисы лекции:

1. Особенности строения атома цинка.
2. Возможные степени окисления элемента.
3. Оксид цинка (формула, характер, свойства)  
Формула оксида

ZnO

Характер оксида

Амфотерный

Кислотно-основные свойства

+ кислота +щёлочь

4. Гидроксид цинка (формула, характер, свойства)

Формула гидроксида

Zn(OH)<sub>2</sub>

Характер гидроксида

Амфотерный

Кислотно-основные свойства

+кислота +щёлочь

Лабораторная работа: «Исследование свойств гидроксида цинка»

1. **Повторите правила техники безопасности при работе с химическим оборудованием и реактивами**
2. Получите гидроксид цинка, прилив к хлориду цинка раствор щёлочи.
3. Полученный образец гидроксида цинка разделите на 2 части.
4. В одну пробирку прилейте раствор серной кислоты.
5. В другую пробирку прилейте концентрированный раствор щёлочи.
6. Результат оформите в таблице.

№

Исходные вещества

Наблюдения

Уравнения реакций в молекулярной и ионных формах

-12-

### **Занятие 8. Рецепт от Парацельса**

**Цель:** расширить знания учащихся о влиянии соединений цинка на организм человека и других организмов.

**Форма занятия:** лекция

Цинк участвует в регуляции углеводного обмена, содержится в ферменте карбоангидразе и гормоне инсулина.

Медики издавна применяют многие соединения этого элемента. Со времён Парацельса до наших дней в фармакологии значится 0,25%-ный раствор сульфата цинка в качестве глазных капель. Как присыпка издавна применяется цинковая соль стеариновой кислоты. Фенолсульфат цинка – хороший антисептик. Суспензия, в которую входит инсулин, протамин и хлорид цинка, - эффективное средство против диабета, действующее лучше, чем просто инсулин. И вместе с тем многие соединения цинка, прежде всего, его сульфат и хлорид, токсичны.

Биологическая роль цинка выяснена не до конца. Ещё в 1869 г, было показано, что цинк является необходимым элементом питания гриба *Aspergillus niger*. Сейчас цинк обнаружен во всех клетках и органах высших животных и человека. Общее содержание цинка в теле человека весом 70 кг составляет 2-3 г. Наибольшее его количество обнаруживается в сетчатке глаза, предстательной железе и мышцах. Среднее содержание цинка в крови составляет 600-800% мкг (0,6-0,8 мг на 100 мл). находящийся в клетках цинк легко соединяется с аминокислотами, белками, пуриновыми основаниями, нуклеиновыми кислотами.

Цинк входит в состав многих ферментов. Так, цинк – обязательная составная часть фермента карбоангидразы, содержащейся в эритроцитах. Этот фермент ускоряет выделение углекислого газа в лёгких. Цинк необходим для функционирования ферментов печени.

Довольно много цинка содержится в ядах змей, особенно гадюк и кобр. Известно, что эти яды в присутствии солей цинка теряют токсичность и в то же время соли цинка защищают яды от разрушения. Считается, что высокое содержание цинка – это то средство, которым змея защищается от собственного яда.

Недавно было установлено, что при злокачественном новообразовании содержание ионов цинка в клеточных органеллах, клетках и отдельных органах увеличивается иногда в 3 раза. Хотя причины этого пока неизвестны, само явление может служить для ранней диагностики рака.

Животные и человек получают цинк с пищей. Интересно, что много его в грибах вешенках, которые поэтому используются для профилактики цинковой недостаточности. Недостаток цинка в рационе имеет различные последствия, в том числе и на уровне высшей нервной деятельности. Так, самки крыс, получавшие пищу, в которой совсем не было цинка, становились отчаянными драчуньями, и эта особенность характера передавалась по наследству, причём самкам в большей степени, чем самцам. Дефицит цинка у разных животных проявляется примерно одинаково, а основными признаками его являются повреждения кожи (паракетароз), нарушения скелета (особенно длинных костей), дефекты репродуктивных органов самцов. Типичным проявлением недостатка цинка у человека является карликовость.

-13-

### **Занятие 9-10. Железо и его соединения**

**Цель:** систематизировать знания учащихся о железе и его соединениях; закрепить практические умения и навыки.

**Форма занятия:** семинар, групповая и индивидуальная работа.

**Форма контроля:** составление уравнений генетической связи, отчёт.

**Оборудование:** образцы соединений железа; на столах учащихся реактивы: железо, соляная и серная кислоты, гидроксид натрия, красная и жёлтая кровяная соль, роданид калия сульфат железа (II), хлорид железа (III), индикаторы, вода, йодид калия, пробирки.

#### **Ход занятия**

- **Самостоятельная работа** учащихся по плану:

Пользуясь справочниками, подготовьте ответы на вопросы:

1. Каково электронное строение атома железа, иона железа (II), иона железа (III)?
2. Охарактеризуйте отношение железа к неметаллам, оксидам, кислотам, солям. Напишите уравнения реакций взаимодействия железа с уксусной кислотой.
3. Сравните отношение к основаниям оксида железа (II) и оксида железа (III).

- **Выполнение эксперимента** (групповые и индивидуальные).

**Повторите правила техники безопасности при работе с химическим оборудованием и реактивами**

1. Групповые задания:

1-й группе получить гидроксид железа (II),

2-й группе получить гидроксид железа (III) из выданных веществ.

Составить цепочку превращений, написать соответствующие уравнения реакций. Испытать действие кислот и щелочей на полученные осадки.

2. Индивидуальные задания:

- Распознать соединения железа (II), железа (III). Составить уравнения соответствующих реакций.
  - Экспериментально установите, подвергается ли гидролизу сульфат железа (II), хлорид железа (III). Наблюдение объясните.
  - В пробирку с раствором хлорида железа (III) прилейте раствор иодида калия. Укажите, какое вещество в реакции выступило в качестве восстановителя, а какое – в качестве окислителя. Напишите уравнения реакции.  
(Учащиеся обсуждают результаты эксперимента, делают обобщения)
3. Обобщающее задание:
- В таблице «Генетическая связь железа и его соединений» записаны формулы веществ. Пройдите, составив соответствующую схему реакций, от одного указанного в задании вещества к другому:
- От железа до хлорида железа (II);
  - От оксида железа (III) до железа.

FeCl <sub>2</sub>		
Fe	FeCl <sub>3</sub>	
Fe(OH) <sub>2</sub>	Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub>	Fe(OH) <sub>3</sub>
FeO	FeSO <sub>4</sub>	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>

-14-

### Занятие 11. Магнит на шее как средство от головной боли

**Цель:** расширить знания учащихся о влиянии соединений железа на организм человека и других организмов.

**Форма занятия:** лекция

Железо у человека и животных входит в состав важных биологических соединений – гемоглобина, ферментов – каталазы и некоторых цитохромов; белок ферритин служит для создания запаса железа. При недостатке железа уменьшается количество гемоглобина в крови, снижается интенсивность процессов окисления и, следовательно, запасания энергии. При избытке железа накапливается в печени в коллоидной форме окиси железа, что способствует разрушению клеток печени. Суточная потребность организма человека в железе 0,008 – 0,01 мг.

В 1835 г. «Журнал мануфактур и торговли», сообщая о товарах, присланных из Вены в Петербург, упоминает металлические намагниченные бруски как средство от зубной и головной боли. Бруски рекомендовалось носить на шее. В древности и в средние века магнит употребляли не только как наружное, но и как внутреннее средство. Гален считал магнит слабительным. Авиценна лечил им ипохондриков. Мы же с вами живём в более «просвещённые» времена и благодаря стараниям науки знаем, что этот металл способен влиять на организм не только магнитными полями, но и непосредственно – химически. Железо играет важнейшую роль в физиологии растений, животных и человека.

При недостатке железа в почве у растений нарушается азотистый, жировой, минеральный обмен. Возникает хлороз (обесцвечивание) листьев, вызванный недостатком хлорофилла. А у представителей фауны, нуждающихся в этом микроэлементе, развивается анемия.

Содержание железа в организме человека весом 70 кг составляет 4-5 г. Большая часть железа находится в крови (60-75% этого металла связано с гемоглобином). Входя в состав гемма в гемоглобине и миоглобине, железо делает нашу кровь и мышцы красными. Гемоглобин обеспечивает транспорт кислорода и углекислого газа в крови, а миоглобин в мышцах играет роль кратковременного хранилища кислорода и облегчает поступление кислорода к другим тканям. Железо также входит в состав ферментов дыхательной цепи митохондрий, обеспечивающей клетку молекулами АТФ, а следовательно, и энергией. Железо является кофактором каталазы – фермента, разрушающего пероксид водорода и оберегающего клетки от его повреждающего действия. Железо также входит в состав печени, селезёнки, костного мозга, мышц. Это основные функции данного микроэлемента.

### **Занятие 12. Практическая работа №3 «Определение ионов железа (III) в природных водах»**

**Цель:** научить учащихся определять ионы железа в природных водах.

**Форма занятия:** практическая работа по инструктивной карте.

Оборудование и реактивы:

- Химические стаканы объёмом 50-100 мл;
- Реагент – роданид аммония (калия) – с массовой долей 20%;
- Пробы природной воды;
- Полоски фильтровальной бумаги.

#### **Инструктивная карта**

*Повторите правила техники безопасности при работе с химическим оборудованием и реактивами*

1. В химические стаканы наливают по 50 мл природных вод из различных водоёмов. Стаканы нумеруют.
2. Во все стаканы помещают полоски фильтровальной бумаги тоже с номерами на 20 мин.
3. Через 20 мин полоски бумаги извлекают и высушивают на воздухе.
4. На каждую полоску фильтровальной бумаги наносят по капле реагента – 20%-ного раствора роданида аммония. В зависимости от концентрации ионов железа (III) на бумаге появляется окрашивание разной интенсивности (от розового до буро-красного).

5. Сравнивая интенсивность окрашивания на полосках с данными по концентрации ионов железа (III) (табл.1), делают вывод о приблизительной концентрации ионов железа (III) в природных водах. Полученные данные помещают в табл. 2, делают выводы о степени загрязнённости водоёмов ионами железа.

Метод основан на использовании наиболее чувствительной реакции взаимодействия ионов железа (III) с роданид – ионами, приводящей к красному окрашиванию раствора

После анализа ионов в природных водах полученные данные обсуждают. Целесообразно вести мониторинг.

Таблица №1

**Зависимость интенсивности окраски от концентрации ионов железа (III) (реагент  $\text{NH}_4\text{CNS}$ )**

Интенсивность окраски

Концентрация Fe (III), мг/л

Буро-красная	100
Интенсивно-розовая	10
Розовая	1
Слабо-розовая	0,5
Отсутствует	Менее 0,1

Таблица №2

**Концентрация ионов железа (III) в природных водах**

Объект исследования (водоём)

Визуальный эффект	Примерная концентрация ионов Fe (III), мг/л	Во сколько раз превышает ПДК
-------------------	---	------------------------------

-16-

**Занятие 13. Комплексные соединения**

**Цель:** сформировать представление о составе, строении и основах номенклатуры комплексных соединений; расширить представление о многообразии веществ.

**Форма занятия:** лекция.

**Приёмы и методы обучения:** опорный конспект, тезисы лекции.

**Оборудование:** на столе учителя: прибор для опытов с электричеством, вода, красная кровяная соль, образцы комплексных соединений; на столе учащихся: красная кровяная соль, растворы хлорида железа (III), роданида натрия, спиртовка, медная проволока.

**Ход занятия**

1. Решение задачи.

Рассчитать формулу вещества, именуемого красной кровяной солью, если в его состав входят элементы: калий (35,56% по массе), железо (17,02%), углерод (21,88%) и азот. Молярная масса вещества 329 г/моль.

Ответ:  $K_3FeC_6N_6$

2. Задание «Выяснение состава полученного соединения, его принадлежности к определённому классу соединений»

• Демонстрационный опыт.

1. Проводит ли вещество ток?

Электропроводность раствора этой соли хорошая, это электролит.

2. Состав соли:  $3KCN \cdot Fe(CN)_3$

• Эксперимент, проводимый учащимися.

1. Наличие ионов калия – пламя окрашивается в фиолетовый цвет.

2. Наличие ионов железа (III):  $FeCl_3 + NaCNS \rightarrow$  красный осадок

Красная кровяная соль +  $NaCNS \rightarrow$  осадка не обнаруживается.

Вывод: в соли имеются ионы калия, но отсутствуют ионы железа (III), значит при диссоциации исследуемой соли железо (III) перешло в раствор не в виде ионов железа (III), а в виде более сложного иона, не разрушающегося при растворении кристаллов.

Как устроены эти ионы?

Исследуемое вещество принадлежит к комплексным соединениям. Его формулу принято записывать так:  $K_3[Fe(CN)_6]$

3. План лекции:

1. История открытия и исследования комплексных соединений.

2. Состав и строение комплексных соединений.

3. Основы номенклатуры.

-17-

**Занятие 14. Практическая работа №4 «Получение комплексных соединений металлов побочных подгрупп и исследование их свойств»**

**Цель:** познакомить учащихся со способами получения комплексных соединений, с методами исследования свойств данных соединений

**Форма занятия:** практическая работа по инструктивной карте.

**Оборудование:**

- Растворы сульфата меди (II), нитрата серебра, 25%-ный раствор аммиака, 40%-ный раствор метанола, растворы сульфата железа (II), сульфата железа (III), растворы красной и жёлтой кровяных солей, раствор глюкозы,
- Стаканы (на 50 мл), стеклянные палочки, пипетки, пробирки.

**Инструктивная карта**

*Повторите правила техники безопасности при работе с химическим оборудованием и реактивами*

1. **Получение комплексных соединений.**

Опыт А.

- В стакан налейте на 1/3 раствор сульфата меди (II).

- Постоянно помешивая, добавьте небольшими порциями раствор аммиака до образования осадка.
  - Отберите пробу осадка и перенесите в чистый стакан.
  - При постоянном перемешивании добавьте небольшими порциями раствор аммиака до образования прозрачного раствора.
- Опыт Б.
- В стакан налейте на 1/3 раствор нитрата серебра.
  - Постоянно помешивая, добавьте раствор аммиака до образования осадка.
  - Отберите пробу осадка и перенесите в чистый стакан.
  - При перемешивании добавьте раствор аммиака до образования прозрачного раствора.

## 2. Исследование свойств комплексных соединений.

Опыт А. «Реакции ионного обмена с участием комплексных соединений»

- В пробирку налейте 1-2 мл сульфата железа (III) и добавьте раствор красной кровяной соли.
- В другую пробирку налейте 1-2 мл сульфата железа (II) и по каплям добавьте раствор жёлтой кровяной соли.

Опыт Б. «Окислительно-восстановительные реакции с участием комплексных соединений».

- В чистую пробирку налейте 1 мл 40%-ного раствора метанала.
- Прибавьте несколько капель аммиачного раствора оксида серебра, полученного в опыте 1Б.
- Пробирку с раствором слегка нагрейте, отметьте произошедшие изменения.
- В другую пробирку налейте 2-3 мл раствора глюкозы.
- Прибавьте несколько капель раствора гидроксида тетраамминмеди (II), полученного в опыте 1А.

## 3. Оформите отчёт по работе в таблице.

Название опыта	Исходные вещества	Порядок действия	Наблюдения	Уравнения реакций	№ опыта

-18-

## Занятие 15. Практическое и биологическое значение металлов побочных подгрупп

**Цель:** познакомить учащихся с практическим и биологическим значением металлов и их соединений.

**Форма занятия:** семинарское занятие.

**Оборудование:** диаграммы распространённости металлов в природе; схемы применения металлов в промышленности, в медицине, жизни человека.

### Ход занятия

План семинара:

1. Распространённость металлов в природе (процентное содержание, природные соединения).
2. Биологическое значение каждого металла в жизни человека и других организмов.
3. Практическое использование металлов в промышленности.
4. Металлы на службе медицины.
5. Соединения металлов, жизненно важные для человека.
6. Использование соединений металлов в медицине.

*План доводится до сведения учащихся за 2 недели до занятия. Указывается перечень литературы, по которому можно подготовиться. Учащиеся делятся на группы по 2-3 человека. При малом количестве учащихся каждая группа готовит 2 или 3 вопроса. Каждая группа готовит также схемы*

и диаграммы для иллюстрации своего ответа. На занятии по каждому вопросу отвечает или 1 представитель от группы, или ответ даётся всей группой (поочерёдно). За 3 дня до занятия представитель каждой группы приходит на консультацию к преподавателю с подобранным материалом, корректирует ответы.

## **Занятие 16. Обобщающее повторение**

**Цель:** закрепить знания учащихся о химических свойствах металлов побочных подгрупп и их соединений; продолжить развивать умения составлять и записывать уравнения реакций, рассматривать уравнения с точки зрения ОВР и ионного обмена.

**Метод:** групповая фронтальная работа.

**Оборудование:** карточки – задания.

### **Ход занятия**

#### ***Инструктивная карта.***

#### **1. Ознакомьтесь с алгоритмом выполнения заданий**

*Алгоритм выполнения заданий*

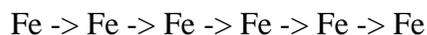
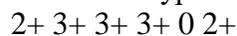
1. Пронумеровать реакции (цифры над стрелками).
2. Расшифровать формулы веществ, обозначенных буквами иным способом.
3. Написать все уравнения реакций в том порядке, как они пронумерованы.
4. Расставить коэффициенты.
5. При необходимости указать условия протекания реакции.
6. При необходимости рассмотреть реакции с точки зрения ОВР или РИО.

-19-

#### **2. Согласно алгоритму выполните следующие задания.**

##### **Задание 1.**

Напишите уравнения реакций, иллюстрирующие схему превращений:



Предложите 2 варианта решения.

##### **Задание 2.**

Дана схема превращений:



Напишите уравнения реакций, обозначенных стрелками. Назовите неизвестные вещества X1 и X2.

*Вариант решения 1.*

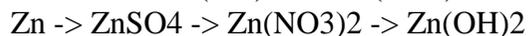
Вещество X1 – CuO, вещество X2 – Cu(OH)<sub>2</sub>

*Вариант решения 2.*

Вещество X1 – Cu, вещество X2 – Cu(OH)<sub>2</sub>

### Задание 3.

Напишите уравнения реакций, иллюстрирующие схемы превращений:



3. После выполнения представьте решение преподавателю

### Контрольно-измерительные материалы

Вопросы:

1. Какое определение понятия «здоровье» дано Всемирной организацией здравоохранения?
2. Почему здоровье граждан является национальным достоянием, и какие факторы на него влияют?
3. Приведите несколько примеров влияния тяжёлых металлов на организм человека и мер предосторожности.
4. Докажите, что железо, как и любой микроэлемент, совершает в организме постоянный кругооборот.
5. Что способствует возникновению и развитию железодефицитной анемии? Где она наиболее распространена?
6. Перечислите физиологические процессы в организме человека, в которых участвует медь.
7. Приведите пример типичного проявления недостатка цинка у человека.
8. Какова роль микроэлементов в обмене веществ?

-20-

Тест:

1. В организме человека железо находится:  
А) в крови, печени, селезёнке;  
Б) в печени, почках, мышцах;  
В) в костях, зубах, крови.
2. Дефицит железа у человека может возникнуть лишь в результате недостаточного потребления или плохой усвояемости:  
А) углеводов;  
Б) жиров;  
В) белков.
3. Суточная потребность в железе:

- А)  $0,008 - 0,01$  мг;  
Б)  $0,01 - 0,08$  мг;  
В)  $0,001 - 0,008$  мг.
4. Общее содержание меди в теле человека:  
А) около 8 г;  
Б) около 80 мг;  
В) около 0,8 г.
5. В организме медь наибольшее влияние оказывает на процесс:  
А) тканевого дыхания;  
Б) синтеза мышечных белков;  
В) углеводного обмена.
6. В сетчатке глаза, предстательной железе, сперме обнаруживается наибольшее количество:  
А) железа;  
Б) меди;  
В) цинка.
7. Типичным проявлением недостатка цинка у человека является:  
А) гигантизм;  
Б) карликовость;  
В) слабоумие.
8. Особенно много цинка содержится в грибах:  
А) волнушках;  
Б) вешенках;  
В) мухоморах.
9. Металлы побочных подгрупп являются:  
А) s – элементами;  
Б) d – элементами;  
В) p – элементами.
10. К d- элементам относится:  
А) натрий;  
Б) алюминий;  
В) медь.

### **Занятие 17. Подведение итогов**

**Цель:** выявить уровень усвоения темы: «Металлы побочных подгрупп», умение учащихся работать с дополнительной литературой, систематизировать материал.

**Метод:** круглый стол.

**Оборудование:** схемы, диаграммы, таблицы; химические реактивы и оборудование.

#### **Ход занятия**

*Каждому учащемуся выделяется 7 минут на выступление с рефератом, в котором он должен кратко изложить своё исследование по теме, иллюстрировать его диаграммами, схемами, таблицами. При необходимости можно показать химический эксперимент.*

#### **Темы рефератов:**

1. Медь – d – элемент первой группы периодической системы
2. Цинк – d – элемент второй группы периодической системы
3. Атмосферная пыль – источник ванадия
4. Железо – d – элемент восьмой группы периодической системы
5. Марганец – защита от каракурта
6. Микроэлементы и их роль в организме человека
7. Тяжёлые металлы и здоровье человека

#### **Примерный план реферата:**

1. Введение (показать значимость данной темы).
2. Характеристика одного из предложенных металлов побочных подгрупп периодической системы Д. И. Менделеева (медь, цинк, железо и другие).
  - А) распространённость металла в природе;
  - Б) особенности строения атома металла;
  - В) физические свойства металла;
  - Г) химические свойства металла;
  - Д) основные соединения металла, их свойства;
  - Е) применение металла и его соединений;
3. Биологическая роль данного металла. Значение для здоровья человека.

*После всех выступлений с рефератами анализируется старание каждого ученика на данном занятии, подводится итог индивидуальной работе и всего коллектива в течение преподавания элективного курса.*

-22-

**Рецензия элективного курса:  
«Металлы побочных подгрупп и здоровье человека»**

Тема элективного курса актуальна и современна с точки зрения экологической грамотности учащихся и практического применения полученных знаний и умений. Тема «Металлы побочных подгрупп» действительно недостаточно раскрывается в курсе химии средней школы, хотя вопросы в ЕГЭ имеют место, поэтому изучение этого элективного курса восполнит недостающие знания.

Цель курса соответствует современным требованиям. Поставленные задачи выполняются согласно содержанию работы. Очень удачно в программе сочетается лекционный материал с лабораторными и практическими работами: при выполнении лабораторного опыта, который проводится под руководством учителя, опытным путём подтверждается теоретический вопрос, практические работы обучающиеся выполняют самостоятельно по инструктивной карте. Например, после выполнения работы №1 «Воздействие на белок солей меди» делается вывод о действии солей тяжёлых металлов на белок организма. И здесь же отмечается первая помощь при отравлениях, когда пострадавшему дают молоко как противоядие. Очень интересны практические работы №2 «Определение содержания тяжёлых металлов в почве» и №3 «Определение ионов железа(III) в природных водах». Это настоящая исследовательская деятельность учащихся. Дети исследуют почву и воду из разных источников (это очень актуально, так как многие используют индивидуальные скважины). Составляется стандартная шкала, используется метод сравнения, составляется таблица зависимости интенсивности окраски от концентрации ионов железа(III), делается вывод о степени загрязнённости водоёмов. Можно вести мониторинг загрязнения. В ходе занятий о цинке, железе и их соединениях проводятся семинары, групповая и индивидуальная работа, работа со справочниками, выполняется эксперимент. Тема «Комплексные соединения» вообще не изучается в школьном курсе химии. И только на элективных курсах можно изучить этот вопрос достаточно глубоко, так как в ЕГЭ этот вопрос имеется. Здесь используется опорный конспект, тезисы лекции, решение задач, практическая работа «Получение комплексных соединений и исследование их свойств». Заканчивается элективный курс семинарским занятием, обобщающим повторением и подведением итогов. Каждый учащийся готовит реферат, в котором кратко излагает своё исследование по теме, иллюстрируя его диаграммами, схемами, таблицами, защищает свой проект и получает оценку.

Итак, представленная программа элективного курса выполнена грамотно, в ней присутствуют все необходимые разделы:

1. Целевой (пояснительная записка, цель, задачи, планируемые результаты обучения),

## Занятие № 1. История открытия d-элементов I, II, VI, VII, VIII групп.

### Основная информация. Медь.

**Медь** входит в группу семи металлов, с которыми человечество познакомилось в древности. Медь (англ. Copper) один из первых металлов, которые человек стал применять в технических целях. Периоды использования меди и бронзы ознаменовали целые эпохи культурного развития человечества под названием медный век и бронзовый век. Древнейшие изделия, по-видимому, из самородной меди, найденные в Египте, относятся к V тысячелетию до н.э. Позднее, египтяне добывали медь из ее окисных руд (бирюзы, малахита и др.). Около II-III веков до н.э. выплавка меди производилась в широком масштабе не только в Египте, но и в Месопотамии, на Кавказе и в других странах древнего мира. Но X-XII веках до н.э. медные и бронзовые орудия труда и оружие начинают вытеснять железные. Однако это не помешало меди сохранить свое важное техническое значение до наших дней.

Как выдумаете почему? Для ответа используются справочные материалы по физическим свойствам меди и бронзы, коллекция меди и ее сплавов. Запишите физические свойства меди.

Медь — золотисто-розовый пластичный металл, на воздухе быстро покрывается оксидной плёнкой, которая придаёт ей характерный интенсивный желтовато-красный оттенок. Тонкие плёнки меди на просвет имеют зеленовато-голубой цвет.

Цветовой оттенок меди объясняется наличием электронных переходов между заполненной третьей и полупустой четвёртой атомными орбиталями: энергетическая разница между ними соответствует длине волны оранжевого света. Тот же механизм отвечает за характерный цвет золота.

Медь образует кубическую гранцентрированную решётку, пространственная группа  $Fm\bar{3}m$ ,  $a = 0,36150$  нм,  $Z = 4$ .

Медь обладает высокой тепло- и электропроводностью (занимает второе место по электропроводности среди металлов после серебра). Удельная электропроводность при 20 °С: 55,5-58 МСм/м. Медь имеет относительно большой температурный коэффициент сопротивления: 0,4 %/°С и в широком диапазоне температур слабо зависит от температуры.

Существует ряд сплавов меди: латуни — с цинком, бронзы — с оловом и другими элементами, мельхиор — с никелем, баббиты — со свинцом и другие.

Латинское название меди Cuprum произошло от названия острова Кипр, где уже в III в. до н.э. существовали медные рудники, и производилась выплавка меди. Слова медь и медный встречаются в древнейших русских литературных памятниках. Русское слово медь, возможно, произошло от древнегерманского smida (металл), но некоторые ученые считают, что от греческого «рудник», «копь», что по звучанию близко к слову «металл». От этого слова произошли такие слова как медаль и медальон.

### Дополнительная информация.

Наиболее древней предмет — кастрюля для жарки, возраст которой оценивается в 50 тысяч лет.

Медная подвеска, найденная в северном Ираке датируется 9 в. до н.э., тогда же на смену каменным орудиям труда пришли медные. Позже, в 4 в. до н.э. египтяне начали отливать нагретый металл в пресс-формы. Историки считают, что этих мастеров можно считать первыми металлургами. Полвека спустя процесс выплавки руды усложнился — медь научись легировать оловом, в результате получая бронзу. Из меди производились большинство повседневных предметов и инструментов, вплоть до сельскохозяйственных. Доказательством может служить коллекция миниатюрных сельскохозяйственных орудий из захоронения Тутанхамона. Часть украшений и фурнитуры для одежды также выполнялась из медных сплавов. В современном Египте археологи смогли восстановить древнюю водопроводную систему. Используемые медные трубы были найдены в исправном состоянии спустя пять тысяч лет! Эстетичность, долговечность и антимикробные свойства медных сплавов давно используются изготовителями предметов религиозных культов всего мира — разнообразных статуй, украшений, священных сосудов. Самый известный свиток, найденный в Мертвом море, выполнен из меди.

Очень часто в древнем мире часто использовали медь, бронзу и латунь для изготовления посуды, ведь уже тогда догадывались об их уникальных антимикробных свойствах (например, в воде, хранящейся 2 суток в таком сосуде, полностью уничтожаются возбудители дизентерии). С этой же целью египтяне использовали медь для изготовления медицинских инструментов.

В Южной Америке майя, инки и ацтеки умели создавать предметы из меди, легируя его золотом или серебром.

Медные сплавы с успехом использовались в архитектуре. В Древнем Египте в Карнаке массивные двери храма Амон-Ра были выполнены из меди.

В Золотом павильоне (Китай, г. Куньмин) стены и крыша - медные. Медная черепица венчала 50-метровый храм в Шри-Ланке, построенный в 3-м тысячелетии до н.э.

Монеты, выполненные из медных сплавов, имеют огромное значение с древних пор и до наших дней для экономики любой страны.

Популярностью у наших предков пользовалась и бронза, особенно часто этот материал использовали скульптуры и оружейники.

Множество прекрасных произведений искусства и предметов религиозного культа создано из бронзы, например, бронзовые двери баптистерия во Флоренции.

В Древней Греции часть пользовались популярностью бронзовые доспехи и оружие. В битве при Саламине роковую роль для персидского флота сыграли бронзовые тараны на носках греческих галер (кстати, выполнены они были в форме бараньих голов).

На протяжении всей истории человек не только добывал медь, но и перерабатывал ее. Металл в те времена был в дефиците, как правило, в переплавку после каждой войны шли пушки и прочее огнестрельное оружие. Иван Грозный и Петр Первый из-за нехватки материала на новые пушки переплавляли колокола, там же пользовался и Наполеон. Но в России существовала и обратная традиция – из трофейного оружия выплавлять колокола. Наиболее известный – колокол Успенской звонницы Московского Кремля. По преданию, он изготовлен из пушек армии Наполеона.

Известно, что Колосс Родосский, признанным одним из семи чудес света, был построен из бронзы, переплавленной из трофейного оружия. Выполнен он был так же, как и Статуя Свободы (из бронзовых пластин на каркасе), и приблизительно такого же размера – около 40 метров. После разрушения (в результате землетрясения) был переплавлен.

В конце XV в. Леонардо да Винчи правителями Милана была заказана семиметровая конная статуя, на отлив которой было запланировано потратить 200 000 фунтов меди. Да Винчи работал над ее созданием 16 лет, вложив в нее свое вдохновение и анатомические знания. Глиняный макет статуи, выставленный на центральной площади, произвел на современников неизгладимое впечатление. Однако до литья статуи в бронзе дело так и не дошло – весь металл был продан союзникам Милана для изготовления артиллерийских орудий.

### **Основная информация. Цинк.**

Сплав цинка с медью – латунь – известна еще до нашей эры, но металлического цинка древние люди не знали. Сплав изготавливали при сплавлении с медью минерала галмея (Финикия) или туция (Персия). Слово цинк встречается впервые у Парацельса, который указывает, что этот чуждый ковкий металл содержит большое количество ртути, благодаря чему легко превращается в жидкость. Либавий называл цинк восьмым металлом.

Производство латуни в древнем мире, восходит, вероятно, ко Пв до н.э., в Европе (Франции) началось около 1400 г. Металлический цинк, надо полагать, получали в Индии око XII в; в Европу ввозился индийский и китайский цинк. Состав соединений цинка оставался неизученным до XVIII в.

В 1721 году учитель Ломоносова саксонский металлург Генкель более подробно описал цинк и его минералы, а так же некоторые его соединения. Возможно, слово цинк произведено от немецкого Zinn – олово. Посмотрите на металл цинк и его сплавы в коллекции, найдите в справочнике физические характеристики цинка и запишите их.

Металлический цинк обладает характерным голубоватым блеском на свежей поверхности, который он быстро теряет во влажном воздухе. Температура плавления 419,58° С, температура кипения 906,2° С, плотность 7,133 г/см<sup>3</sup>. При комнатной температуре цинк хрупок, при 100–150° С становится

ся пластичным и легко прокатывается в тонкие листы и проволоку, а при 200–250° С вновь становится очень хрупким и его можно быть истолочь в порошок.

#### **Дополнительная информация.**

Цинк является тем элементом, который человек знает и использует с древних времен. Наиболее распространенным минералом является карбонат цинка, или каламин. Как любой карбонат, каламин при нагревании, точнее прокаливании, разлагается на оксид цинка и углекислый газ. Оксид цинка широко применялся в медицине, например, при лечении глазных болезней. Оксид цинка легко можно восстановить до свободного цинка. Но получить цинк в виде металла удалось значительно позже, чем были получены основные металлы древности: олово, свинец, железо, медь. Почему, спросите вы? Для восстановления цинка из оксида углем, необходима температура около 1100 °С. Температура же кипения цинка всего 906 °С. Следствием этого являлось то, что цинк просто напросто испарялся, его невозможно было уловить.

Цинк человеком применялся для приготовления латуни, сплава меди и цинка. Латунь применялась повсеместно, и в Китае, и в Индии, и в Греции и в Риме. Историки и археологи установили, что впервые получили латунь римляне. Это произошло во времена правления императора Августа, в начале нашей эры по летоисчислению. И этот способ применялся до XIX века.

Когда был получен цинк установить точно не удалось. В развалинах Дакии археологи нашли идола, который содержал более 27% цинка. Предположительно, цинк получали как побочный продукт при получении латуни.

Искусство получения цинка в Европе было утеряно в X—XI вв. Но цинк требовался для получения латуни, поэтому его приходилось завозить из Китая и Индии. Первое промышленное производство было открыто в Китае. Но способ был очень простым. Для получения цинка каламин засыпали в глиняные горшки, которые плотно закрывались, складывались в пирамиду, промежутки между ними заполнялись углем и нагревались горшки до высоких температур. Горшки нагревались докрасна. После данной операции горшки охлаждали, разбивали их и извлекали металлический цинк в виде слитков.

В Европе цинк стали получать вторично в XVI веке. Задачей химиков было совершенствование способов получения металлического цинка. Огромная заслуга в этом принадлежит А. Маргграфу, который занимался методами выделения цинка из природных минералов. Название цинка произошло от аналогичного по звучанию слову из латинского языка, которое означало белый налет. Хотя есть другое мнение, что название металла произошло от немецкого слова цинн, что означало олово.

#### **Основная информация. Хром.**

Открытие хрома относится к периоду бурного развития химико-аналитических исследований солей и минералов. В России химики проявляли особый интерес к анализу минералов, найденных в Сибири и почти неизвестных на Западе. Одним из таких минералов была сибирская красная свинцовая руда (крокоит), описанная М. Ломоносовым и впервые исследованная И. Леманом в Петербурге в 1766 г. Минерал многократно изучался русскими учеными. В конце XVIII века минерал попал в Западную Европу. Прокипятив тонко измельченный образец минерала с поташем, и осадив карбонат свинца, Воклен получил раствор, окрашенный в оранжево-желтый цвет. Из этого раствора он выкристаллизовал рубиново-красную соль, из которой он выделил окисел и свободный металл, отличный от всех известных металлов. Воклен назвал его хромом, от греческого «окраска». Тем самым отметив у серебристо-белого металла наличие ярко окрашенных соединений.

Рассмотрите в коллекции металл хром. Запишите табличные данные его физических характеристик.

#### **Дополнительная информация.**

Еще в 1766 году петербургский профессор химии И. Г. Леман описал новый минерал, найденный на Урале на Березовском руднике, в 15 километрах от Екатеринбурга (ныне Свердловск). Обработывая камень соляной кислотой, Леман получил изумрудно-зеленый раствор, а в образовавшемся белом осадке обнаружил свинец. Спустя несколько лет, в 1770 году, Березовские рудники описал академик П. С. Паллас. «Березовские копи, — писал он, — состоят из четырех рудников, которые разрабатываются с 1752 года. В них наряду с золотом добываются серебро и свинцовые руды, а также

находят замечательный красный свинцовый минерал, который не был обнаружен больше ни в одном другом руднике России. Эта свинцовая руда бывает разного цвета (иногда похожего на цвет киновари), тяжелая и полупрозрачная... Иногда маленькие неправильные пирамидки этого минерала бывают вкраплены в кварц подобно маленьким рубинам. При размельчении в порошок она дает красивую желтую краску...». Минерал был назван «сибирским красным свинцом». Впоследствии за ним закрепилось название «крокоит».

Образец этого минерала был в конце XVIII века привезен Палласом в Париж. Крокоитом заинтересовался известный французский химик Луи Никола Воклен. В 1796 году он подверг минерал химическому анализу. «Все образцы этого вещества, которые имеются в нескольких минералогических кабинетах Европы, — писал Воклен в своем отчете, — были получены из этого (т. е. Березовского.—С. В.) золотого рудника. Раньше рудник был очень богат этим минералом, однако говорят, что несколько лет назад запасы минерала в руднике истощились и теперь этот минерал покупают на вес золота, в особенности, если он желтый. Образцы минерала, не имеющие правильных очертаний или расколотые на кусочки, годятся для использования их в живописи, где они ценятся за свою желто-оранжевую окраску, не изменяющуюся на воздухе... Красивый красный цвет, прозрачность и кристаллическая форма сибирского красного минерала заставила минералогов заинтересоваться его природой и местом, где он был найден; большой удельный вес и сопутствующая ему свинцовая руда, естественно, заставляли предполагать о наличии свинца в этом минерале...»

В 1797 году Вокеен повторил анализ. Растертый в порошок крокоит он поместил в раствор углекислого калия и прокипятил. В результате опыта ученый получил углекислый свинец и желтый раствор, в котором содержалась калиевая соль неизвестной тогда кислоты. При добавлении к раствору ртутной соли образовывался красный осадок, после реакции со свинцовой солью появлялся желтый осадок, а введение хлористого олова окрашивало раствор в зеленый цвет. После осаждения соляной кислотой свинца Воклен выпарил фильтрат, а выделившиеся красные кристаллы (это был хромовый ангидрид) смешал с углем, поместил в графитовый тигель и нагрел до высокой температуры. Когда опыт был закончен, ученый обнаружил в тигле множество серых сросшихся металлических иголок, весивших в 3 раза меньше, чем исходное вещество. Так впервые был выделен новый элемент. Один из друзей Воклена предложил ему назвать элемент хромом (по-гречески «хрома» — окраска) из-за яркого разнообразного цвета его соединений. Между прочим, слог «хром» в значении «окрашенный», входит во многие термины, не связанные с элементом хромом: слово «хромосома», например, в переводе с греческого означает «тело, которое окрашивается»; для получения цветного, изображения пользуются прибором хромоскопом; фотолюбителям хорошо известны пленки «изопанхром», «панхром», «ортохром»; яркие образования в атмосфере Солнца астрофизики называют хромосферными вспышками и т. д.

### **Основная информация. Марганец.**

Соединения марганца были известны человеку еще с древнейших времен. Они применялись при изготовлении стекла и посуды из глины. Одним из таких веществ был пиролюзит  $MnO_2$ . Знаменитый металлург, итальянец по национальности, В. Бирингуччио в своих публикациях писал, что пиролюзит окрашивает стекло в фиолетовый цвет. Еще одним из интересных свойств данного минерала было то, что он устранял мутность стекол желтого и зеленого цветов.

Предположительно, что первым металлический марганец был получен ученым И.Каймом (Австрия). Это он сделал проведя спекание смеси, которая состояла из двух частей смеси угля с карбонатом калия и одной части пиролюзита. Полученные кристаллы были хрупкими и были голубовато-белого цвета. По всей видимости, он был загрязнен различными примесями. Ученый, проведя анализ кристаллов, только констатировал, что он не содержит железа. Свои исследования он так и не довел до конца.

Дальнейшая история марганца была связана с первооткрывателем никеля Т.Бергманом. Но он, хотя и пытался получить металл марганец, этого так и не сделал.

Третьим ученым, который предпринял попытку получить из пиролюзита марганец, был К. Шееле. В 1774 году он выступил с докладом в Стокгольмской академии "Относительно марганца и его свойств", который подвел результаты его работы в течении трех лет. В ней он поведал о существовании двух металлов: бария и марганца.

Интересными датами в истории марганца можно считать 16 мая и 27 июня 1774 года. В мае Шееле отправил своему соотечественнику И.Гану очищенный пиролюзит, предложив ему провести разложение минерала. Ган поместил в угольный тигель смесь минерала и сильно раздробленным углем и прокаливал в течении часа. На дне тигля находился небольшой королек металла, масса которого была почти в три раза меньше, чем масса исходного минерала. Ган отправил его Шееле, который изучив его пришел к выводу, что был получен полуметалл, схожий с железом. Таким образом, можно сказать, что И.Гану принадлежит пальма первенства в открытии нового элемента. Недостатком было то, что полученный металл содержал большие количества угля.

Независимо от них, не зная публикаций Шееле и Гана, в 1785 году марганец был получен немецким ученым-химиком И.Илзманом. Получил он его нагреванием смеси пиролюзита, плавикового шпата, извести и порошка из угля. Но образец металла получился даже более загрязненным, чем у Шееле и Гана.

Первоначально вновь полученный металл назывался манганезиумом. Но когда был получен магний, которому дали название магнезиум, для избегания путаницы, название марганца переименовали на манганум.

### **Основная информация. Железо.**

Железо по распространенности в природе занимает второе место среди металлов, проигрывая лишь алюминию. Самородное железо в природе практически не встречается. Предположительно, что железо, которое попало впервые в руки человека, было метеоритного происхождения. Железо является относительно активным металлом, и под воздействием внешних условий окисляется, покрываясь ржавчиной, то есть подвергается коррозии. Поэтому, хотя человек использует железо с древних времен, изделия из него встречаются крайне редко. В течении многих веков они просто превратились в ржавчину. Первым упоминания об использовании железа около пяти тысяч лет. Железо в те времена было очень дорогим, ценилось оно дороже золота, первого металла, который стал использовать человек. Изделия из железа, как это не парадоксально помещались в оправу из золота.

С самородными металлами народы, населяющие все континенты, познакомились почти в одно и то же время. С железом же происходило знакомство иначе, и оно растянулось на более длинные исторические промежутки времени.

Посмотрим на исторические факты. В Египте железо получали еще во втором тысячелетии до нашей эры, в Древней Греции-в конце II тысячелетия, в Китае-в середине первого тысячелетия до нашей эры. А на американском континенте лишь с приходом европейцев. Чем это объясняется? В государствах, где запасы самородных металлов, в первую очередь меди и олова, были невелики, у людей возникала необходимость поиска новых металлов, чтобы заменить самородные. В Америке находились крупнейшие месторождения меди, поэтому потребности в других металлах не было. А вот африканские племена перешагнули через медный век, минуя его, к железному веку. С увеличением численности населения, с занятием людьми новых территорий. Выработка железа неуклонно росла, и оно перешло из ранга драгоценных металлов в обычные металлы.

Из известных тогда металлов железо было самым прочным. Из него изготавливали различные орудия труда, оружие, инструменты. В начале нашей эпохи железо уже производили в Европе и в Азии. Лучшими металлургами были индийцы.

Как же развивались способы получения железа? Первоначально человек использовал метеоритное железо, но оно было очень редким и очень дорогим. Затем стали получать нагреванием руд с углем, делая это на хорошо продуваемых ветром местах. Но, полученное таким способом железо было губчатым, с большим содержанием шлаков и хрупким. Важнейшим шагом в технологии получения железа стало появление горна, который был открыт сверху и обложен изнутри огнеупорными материалами. Используя данный способ получалось относительно качественное железо, о чем говорят раскопки, произведенные археологами в Сирии на месте древних городов. алее, люди заметили, что из чугуна, который они считали отходами, можно получить качественный металл, при этом требовалось значительно меньше угля и качество металла было значительно лучше.

Первые плавильные печи появились к концу пятнадцатого века. В них получали только чугун. В 1885 году был предложен способ производства ста-

ли, который называется конверторным. Примерно в это же время был внедрен и мартеновский способ получения стали. При выплавке стали в мартеновских печах, получалась очень высококачественная сталь, практически свободная от шлаков.

Происхождение названия химического элемента происходит по предположению одних ученых слова джалджа (санскритский язык), что означало металл, руда. По предположению других от санскритского корня -жель, что означало "блестеть, пылать"

Химический символ Fe железо получило от латинского слова феррум, что собственно и обозначает в переводе железо.

Запишите физические характеристики железа. Чем железо отличается от других металлов? Рассмотрите простое вещество –железо в коллекции металлов.

### **Занятие №3. Природные соединения d- элементов. d- элементы в организме человека.**

Медь встречается в природе, как в соединениях, так и в самородном виде. Промышленное значение имеют халькопирит  $CuFeS_2$ , также известный как медный колчедан, халькозин  $Cu_2S$  и борнит  $Cu_5FeS_4$ . Вместе с ними встречаются и другие минералы меди: ковеллин  $CuS$ , куприт  $Cu_2O$ , азурит  $Cu_3(CO_3)_2(OH)_2$ , малахит  $Cu_2CO_3(OH)_2$ . Иногда медь встречается в самородном виде, масса отдельных скоплений может достигать 400 тонн<sup>4</sup>. Сульфиды меди образуются в основном в среднетемпературных гидротермальных жилах. Также нередко встречаются месторождения меди в осадочных породах — медистые песчаники и сланцы. Наиболее известные из месторождений такого типа —

Удокан в Забайкальском крае, Джезказган в Казахстане, меденосный пояс Центральной Африки и Мансфельд в Германии. Другие самые богатые месторождения меди находятся в Чили (Эскондида и Кольяуси) и США (Моренси)<sup>5</sup>

Большая часть медной руды добывается открытым способом. Содержание меди в руде составляет от 0,3 до 1,0 %.

Содержание цинка в земной коре составляет  $7,6 \cdot 10^{-3}\%$ , он распространен примерно так же, как рубидий ( $7,8 \cdot 10^{-3}\%$ ), и чуть больше, чем медь ( $6,8 \cdot 10^{-3}\%$ ). Основными минералами цинка являются сульфид цинка  $ZnS$  (известный как цинковая обманка или сфалерит) и карбонат цинка  $ZnCO_3$  (каламин в Европе, смитсонит в США). Свое название этот минерал получил в честь Джеймса Смитсона, основателя Смитсоновского Института в Вашингтоне. Менее важными минералами являются гемиморфит  $Zn_4Si_2O_7(OH)_2 \cdot H_2O$  и франклинит  $(Zn,Fe)O \cdot Fe_2O_3$ .

Первое место в мире по добыче (16,5% мировой добычи, 1113 тыс. т, 1995) и запасам цинка занимает Канада. Кроме того, богатые месторождения цинка сосредоточены в Китае (13,5%), Австралии (13%), Перу (10%), США (10%), Ирландии (около 3%).

Добыча цинка ведется в 50 странах. В России цинк извлекается из медноколчеданных месторождений Урала, а также из полиметаллических месторождений в горах Южной Сибири и Приморья. Крупные запасы цинка сосредоточены в Рудном Алтае (Восточный Казахстан), на долю которого приходится более 50% добычи цинка в странах СНГ. Цинк добывают также в Азербайджане, Узбекистане (месторождение Алмалык) и Таджикистане.

Природные соединения хрома: хромистый железняк ( $FeO \cdot Cr_2O_3$ ) и свинцовая красная руда ( $PbCrO_4$ ). В земной коре хрома довольно много – 0,02%. Основной минерал, из которого промышленность получает хром, – это хромовая шпинель переменного состава с общей формулой  $(Mg, Fe)O \cdot (Cr, Al, Fe)_2O_3$ . Хромовая руда носит название хромитов или хромистого железняка (потому, что почти всегда содержит и железо). Залежи хромовых руд есть во многих местах. Одно из самых больших месторождений находится в Казахстане, в районе Актюбинска; оно открыто в 1936 г. Значительные запасы хромовых руд есть и на Урале.

Марганец встречается на всех континентах во многих кристаллических породах, в которых он, подобно железу, растворяется и вновь выделяется в виде оксидов, карбонатов, гидроксидов, вольфраматов, силикатов, сульфатов и других соединений. После железа марганец – самый распространенный из тяжелых металлов и пятнадцатый среди всех элементов периодической системы. Содержание его в земной коре составляет 0,1% по массе или 0,03% от общего числа атомов. Залежи марганцевых руд распространены практически повсеместно, но наиболее крупные из них расположены на территории бывшего СССР – единственной страны-производителя марганца в мире, удовлетворявшей свои огромные потребности в концентрате

собственными внутренними ресурсами. Самые значительные месторождения залегают в двух основных районах: около Чиатури (Грузия) и близ Никополя, на Днестре. В 1913 царская Россия поставляла 52% мирового экспорта марганца, около 76% которого (миллион тонн), добывалось в Чиатури. Чиатурское месторождение служило источником получения иностранной валюты в 1920-х. После революции рудник восстановили в 1923, и с тех пор у причалов Поти собирались десятки иностранных кораблей, вывозивших руду. С распадом Советского Союза основные залежи остались за пределами России – на Украине, в Казахстане и Грузии. Количество импортируемой в Россию марганцевой руды сейчас составляет в пересчете на товарную марганцевую руду 1,6 млн. т. Потребность же промышленности России на сегодняшний день оценивается в 6,0 млн. т. марганцевой руды (или 1,7–1,8 млн. т. концентрата). На Земле есть множество минералов, содержащих марганец, наиболее важные – пиролюзит (гидратированный диоксид марганца,  $MnO_2$ ), браунит ( $Mn_2O_3$ ), манганит ( $MnOOH$ ), родохрозит ( $MnCO_3$ ). Колонны, поддерживающие своды станции метро «Маяковская» в Москве, украшены тонким обрамлением из розового минерала – родонита (метасиликата марганца). Податливость и нежный цвет делают этот камень замечательным облицовочным материалом. Изделия из родонита хранятся в Государственном Эрмитаже и многих других музеях России. Большие залежи этого минерала встречаются на Урале, где когда-то была найдена глыба родонита массой в сорок семь тонн. Уральское месторождение родонита самое крупное в мире.

Огромное количество марганцевых минералов сосредоточено на дне Мирового океана. Только в Тихом океане ресурсы этого элемента достигают, по разным оценкам, от нескольких десятков до нескольких сотен миллиардов тонн. Железо-марганцевые конкреции (а именно так называют отложения этих двух элементов на дне океана) обусловлены постоянным окислением (за счет растворенного в воде кислорода) растворимых соединений двухвалентного марганца. Еще в 1876 британский трехмачтовый парусник «Челленджер», возвращаясь из научной экспедиции, привез образцы «марганцевых почек». Последующие экспедиции показали, что на дне Мирового океана сосредоточено огромное количество железа - марганцевых конкреций. До середины двадцатого столетия они не привлекали к себе особого внимания и лишь потом, когда некоторые «сухопутные» месторождения оказались под угрозой истощения, их стали рассматривать как реальные источники марганцевого концентрата. Содержание марганца, в такой «подводной» руде иногда достигает 50%. По своей форме конкреции напоминают картофельные клубеньки, и имеют цвет от коричневого до черного в зависимости от того, какой элемент в них преобладает – железо или марганец. Размеры большинства таких образований колеблются от миллиметра до нескольких десятков сантиметров, но встречаются и океанические образования более крупных размеров. В Скриппсовском океанографическом институте (США) находится конкреция массой 57 килограммов, найденная неподалеку от Гавайских островов в Тихом океане. Наиболее крупные экспонаты имеют массу около тонны.

В земной коре железо распространено достаточно широко — на его долю приходится около 4,1 % массы земной коры (4-е место среди всех элементов, 2-е среди металлов). В мантии и земной коре железо сосредоточено главным образом в силикатах, при этом его содержание значительно в основных и ультраосновных породах, и мало — в кислых и средних породах.

Известно большое число руд и минералов, содержащих железо. Наибольшее практическое значение имеют красный железняк (гематит,  $Fe_2O_3$ ; содержит до 70 % Fe), магнитный железняк (магнетит,  $FeFe_2O_4$ ,  $Fe_3O_4$ ; содержит 72,4 % Fe), бурый железняк или лимонит (гётит и гидрогётит, соответственно  $FeOOH$  и  $FeOOH \cdot nH_2O$ ). Гётит и гидрогётит чаще всего встречаются в корах выветривания, образуя так называемые «железные шляпы», мощность которых достигает несколько сотен метров. Также они могут иметь осадочное происхождение, выпадая из коллоидных растворов в озёрах или прибрежных зонах морей. При этом образуются оолитовые, или бобовые, железные руды. В них часто встречается вивианит  $Fe_3(PO_4)_2 \cdot 8H_2O$ , образующий чёрные удлинённые кристаллы и радиально-лучистые агрегаты.

В природе также широко распространены сульфиды железа — пирит  $FeS_2$  (серный или железный колчедан) и пирротин. Они не являются железной рудой — пирит используют для получения серной кислоты, а пирротин часто содержит никель и кобальт.

По запасам железных руд, Россия занимает первое место в мире.<sup>1</sup>

Содержание железа в морской воде —  $1 \cdot 10^{-5}$ — $1 \cdot 10^{-8}$  %.

Другие часто встречающиеся минералы железа:

- Сидерит —  $\text{FeCO}_3$  — содержит примерно 35 % железа. Обладает желтовато-белым (с серым или коричневым оттенком в случае загрязнения) цветом. Плотность равна 3 г/см<sup>3</sup> и твёрдость 3,5—4,5 по шкале Мооса.
- Марказит —  $\text{FeS}_2$  — содержит 46,6 % железа. Встречается в виде жёлтых, как латунь, бипирамидальных ромбических кристаллов с плотностью 4,6—4,9 г/см<sup>3</sup> и твёрдостью 5—6 по шкале Мооса.
- Лёллингит —  $\text{FeAs}_2$  — содержит 27,2 % железа и встречается в виде серебристо-белых бипирамидальных ромбических кристаллов. Плотность равна 7—7,4 г/см<sup>3</sup>, твёрдость 5—5,5 по шкале Мооса.
- Миспикель —  $\text{FeAsS}$  — содержит 34,3 % железа. Встречается в виде белых моноклинных призм с плотностью 5,6—6,2 г/см<sup>3</sup> и твёрдостью 5,5—6 по шкале Мооса.
- Мелантерит —  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  — реже встречается в природе и представляет собой зелёные (или серые из-за примесей) моноклинные кристаллы, обладающие стекляннным блеском, хрупкие. Плотность равна 1,8—1,9 г/см<sup>3</sup>.
- Вивианит —  $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$  — встречается в виде сине-серых или зелено-серых моноклинных кристаллов с плотностью 2,95 г/см<sup>3</sup> и твёрдостью 1,5—2 по шкале Мооса.

Помимо вышеописанных минералов железа существуют, например:

<u>ильменит</u> — $\text{FeTiO}_3$	кокимбит — $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$	штрэнгит — $\text{FePO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	гиперстен — $(\text{Fe}, \text{Mg})_2[\text{Si}_2\text{O}_6]$
магномагнетит — $(\text{Fe}, \text{Mg})[\text{Fe}_2\text{O}_4]$	рёмерит — $\text{Fe}^{2+}\text{Fe}^{3+}_2(\text{SO}_4)_4 \cdot 14\text{H}_2\text{O}$	фаялит — $\text{Fe}_2\text{SiO}_4$	геденбергит — $(\text{Ca}, \text{Fe})[\text{Si}_2\text{O}_6]$
фиброферрит — $\text{FeSO}_4(\text{OH}) \cdot 4,5\text{H}_2\text{O}$	графтонит — $(\text{Fe}, \text{Mn})_3(\text{PO}_4)_2$	альмандин — $\text{Fe}_3\text{Al}_2[\text{SiO}_4]_3$	<u>эгирин</u> — $(\text{Na}, \text{Fe})[\text{Si}_2\text{O}_6]$
<u>язозит</u> — $\text{KFe}_3(\text{SO}_4)_2(\text{OH})_6$	скородит — $\text{Fe}^{3+}\text{AsO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	<u>андрадит</u> — $\text{Ca}_3\text{Fe}_2[\text{SiO}_4]_3$	шамозит — $\text{Fe}^{2+}_4\text{Al}[\text{AlSi}_3\text{O}_{10}](\text{OH})_6 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
			нонтронит — $(\text{Fe}^{3+}, \text{Al})_2[\text{Si}_4\text{O}_{10}](\text{OH})_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$

## **D-элементы в организме человека.**

### **Медь.**

Медь в организме человека участвует во многих важных процессах, например, в построении белков, росте клеток и тканей, кроветворении. Нормой содержания меди в человеческом организме считается 70-120 мг, а ежедневная потребность составляет примерно 1,5-3 мг. Примерно по 30% содержат в себе печень и мозг, а остальная масса распределена в мышцах, костях, крови и почках.

Основную часть суточной потребности человек получает из пищи, остальное из воды или через кожу. Существует достаточно много продуктов, содержащих медь, поэтому нехватка обычно обусловлена неправильным обменом веществ.

Большое значение медь имеет для кроветворения, она является одним из элементов, которые синтезируют эритроциты и лейкоциты. Также она занимается транспортировкой железа, и если меди не хватает, то железо будет накапливаться там, где не надо.

Медь играет очень важную роль для кровеносных сосудов. Она придает им правильную форму, эластичность и прочность.

У людей недостаток меди проявляется лишь в детском возрасте и может приводить к нарушению костеобразованию

Недостаток меди может быть причиной частых переломов, так как она является важной составляющей белкового каркаса костей.

Также медь усиливает синтез коллагена, а этот белок делает кожу красивой и упругой. Именно по этой причине Клеопатра, известная своей красотой, часто носила браслеты из этого не самого драгоценного металла.

Избыток меди, как правило, отлагается в печени, мозге, почках, глазах, вызывая тяжелое заболевание – болезнь Вильсона-Коновалова.

Медь в организме человека играет еще одну очень важную роль – уничтожает инфекции. История знает много тому подтверждений. Во времена эпидемий чумы и холеры реже всех болели люди, работающие на медных рудниках или заводах.

### **Цинк**

**Цинк** является одним из жизненно важных микроэлементов. Он необходим для нормального функционирования любой клетки организма. В норме в организме человека должно содержаться около 2-3 г цинка. Большая его часть находится в коже, печени, почках, в сетчатке глаза, а у мужчин, кроме того, в предстательной железе.

**Цинк** входит в состав ферментов и комплексов, обеспечивающих важнейшие физиологические функции организма:

- образование, рост и метаболизм (обмен веществ) клеток, синтез белков, заживление ран;
- активизацию иммунных реакций, направленных против бактерий, вирусов, опухолевых клеток;
- усвоение углеводов и жиров;
- поддержание и улучшение памяти;
- поддержание вкусовой и обонятельной чувствительности;
- обеспечение стабильности сетчатки и прозрачности хрусталика глаза;
- нормальное развитие и функционирование половых органов.

Человек получает цинк главным образом с пищей. Организму необходимо **10-20 мг** этого минерала в день.

**Содержание цинка в продуктах**, мг/кг

- Отруби и проросшие зерна пшеницы, подсолнечные и тыквенные семечки, грибы и устрицы **130-200**
- Говядина, свинина, куриное мясо, субпродукты **75-140**
- Печень говяжья, речная рыба **30-85**
- Цельнозерновой хлеб, бобовые, мясо кроликов и цыплят, желтки яиц, орехи **20-50**
- Лук, чеснок, рыбные и мясные консервы, пивные дрожжи **8-20**
- Обычный хлеб, овощи, ягоды, постная говядина, морская рыба, молоко **2-8**

Фрукты и овощи, как правило, бедны цинком. Так что у вегетарианцев и людей, употребляющих в пищу недостаточное количество продуктов, содержащих этот микроэлемент, может развиваться его дефицит.

Длительное употребление слишком соленой или слишком сладкой пищи тоже может уменьшить содержание цинка в организме.

**Недостаток цинка** может быть связан не только с неправильным питанием. К нему приводят снижение функции щитовидной железы, болезни печени и почек, плохое усвоение этого минерала организмом.

### **Хром**

Организму человека хром жизненно необходим – он входит в состав всех клеток, и ни один орган или ткань не обходится без этого элемента. В норме в организме постоянно должно быть около 6 мг хрома.

Вместе с инсулином хром помогает организму усваивать сахар; участвует в транспортировке белков; приводит в норму углеводный обмен и способствует поддержанию здорового веса; нормализует функцию щитовидной железы и стимулирует процессы регенерации.

В процессе углеводного обмена хром помогает инсулину регулировать процессы метаболизма, и вообще облегчает его задачу – в присутствии хрома инсулина организму требуется меньше.

Именно поэтому хром так необходим диабетикам, особенно со вторым типом заболевания. Если хрома всегда достаточно – диабет вообще не будет развиваться.

Синтез нуклеиновых кислот тоже невозможен без хрома – он отвечает за целостность структуры РНК и ДНК, сохраняя неизменной наследственную информацию в генах. Поэтому для правильного роста тканей и их регенерации хром действительно необходим.

Для щитовидной железы роль хрома просто спасительна – он может замещать йод, если того не хватает в организме по каким-то причинам.

Участвуя в регуляции липидного обмена, хром не даёт накапливаться в крови «плохому» холестерину – он расщепляет его и способствует его выведению, а «хороший» холестерин, напротив, в присутствии хрома накапливается. Так что людям, склонным к развитию атеросклероза и сердечно-сосудистых заболеваний, хром тоже помогает сохранять здоровье.

Хром – это элемент, который отвечает за поддержание нормального веса: он нормализует углеводный обмен и помогает организму перерабатывать жир. Благодаря этому жир не накапливается в виде отложений, и вес остаётся в норме.

Хром обеспечивает профилактику остеопороза, укрепляя костную ткань; снижает артериальное давление и предупреждает развитие гипертонии; выводит токсины, радионуклиды, соли тяжёлых металлов.

В сутки человеку требуется от 50 до 200 мкг хрома, но из неорганических соединений он усваивается плохо. При недостаточном поступлении хрома с пищей может развиваться его дефицит, однако избыток хрома тоже опасен.

В больших дозах хром становится токсичен для человека: отравления возникают после дозы в 200 мг, а 3 г и более могут стать смертельными.

Около 40 лет назад медики выяснили, что хром, цинк и цистеин, если их принимать в комплексе и по определённой схеме, способны вылечить катаракту без операции. Но для того, чтобы полностью усваиваться в организме, минералы должны сочетаться с аминокислотами – аминокислоты содержатся в растениях.

Поэтому хром хорошо усваивается именно в органических соединениях, натуральных продуктах, а не в составе препаратов. Не стоит пытаться восполнить недостаток хрома с помощью синтетических лекарств, питаясь при этом рафинированной пищей, «очищенной» промышленными способами от всего самого полезного.

### **Хром в продуктах**

Основными источниками хрома считаются пивные дрожжи и печень, поэтому хотя бы один раз в неделю стоит стараться включать их в своё меню. Отварной картофель в кожуре, хлеб из грубой муки и свежие овощи можно есть каждый день, и пару раз в неделю – сыр, курицу, говядину.

При диабете, беременности и кормлении грудью, а также в возрасте старше 45 лет рекомендуется дополнительно принимать хром – например, порошок пивных дрожжей, запаривая их кипятком и настаивая в течение получаса.

Другими природными источниками хрома являются проросшие зёрна пшеницы, чёрный перец, зернобобовые, перловка, крабы, устрицы, рыба, креветки, яйца, кукурузное масло; овощи – капуста, редис, свекла, помидоры; фрукты и ягоды – яблоки, виноград, сливы, вишни, черника, голубика, клюква, облепиха, рябина; лекарственные растения – гинкго билоба, сушеница, Melissa и другие.

### **Недостаток и дефицит хрома**

При таких заболеваниях, как атеросклероз, ожирение, диабет, различные инфекции, а также при стрессах, тяжёлых нагрузках, острой нехватке белка, содержание хрома в организме падает. Это можно узнать по волосам – количество хрома в них резко уменьшается.

Дефицит хрома может возникнуть по разным причинам. Даже если хрома поступает достаточно с пищей, но при этом у человека нарушен обмен веществ, хром не будет усваиваться, и не задержится в организме. Большинство врачей, однако, отмечают, что содержание хрома в наших продуктах питания очень низкое, потому что почвы в нашей стране чрезмерно щелочные – из-за использования определённых видов удобрений.

Когда хром расходуется организмом в больших количествах – например, во время беременности; или усиленно выводится, потому что человек питается преимущественно макаронами, белым хлебом и сладостями; или при тяжёлых физических нагрузках – это тоже ведёт к его недостатку, а потом дефициту.

При дефиците хрома человек быстро утомляется, плохо спит, его мучает беспокойство и головные боли; снижается чувствительность конечностей, появляется дрожь и нарушается координация мышц; в крови повышается уровень вредного холестерина, что ведёт к развитию атеросклероза. У одних людей возникает ожирение, а другие, наоборот, чрезмерно худеют; организм перестаёт нормально усваивать глюкозу, особенно в пожилом возрасте, и в крови постоянно нарушен её уровень – гипогликемия или гипергликемия. В таких условиях резко повышается возможность развития сахарного диабета, ишемической болезни; у мужчин нарушается репродуктивная функция.

### **Избыток хрома**

При избытке хрома также возникает много опасных заболеваний, и прежде всего, риск отравления. Избыток хрома можно получать при его повышенном содержании в воздухе или из-за бесконтрольного приёма биодобавок с этим элементом.

Однако при нехватке в питании таких элементов, как железо и цинк, избыток хрома тоже возможен, потому что организм в их отсутствие начинает всасывать хром более активно.

Хрома бывает много, если люди работают на производствах, где в воздухе содержится хромовая пыль. На таких производствах случаи заболевания раком лёгких встречаются в несколько десятков раз чаще, чем там, где содержание хрома в норме.

В промышленных районах воздух тоже часто бывает загрязнён этим элементом, если предприятия не уделяют должное внимание установке соответствующих систем, улавливающих пыль.

Медная пыль и шлаки также содержат хром, поэтому люди, работающие с этими веществами, часто болеют астмой и астматическим бронхитом.

При избытке хрома изъязвляются слизистые оболочки и возникают воспалительные заболевания, аллергии, экземы, дерматиты, нервные расстройства, увеличивается риск развития рака.

Понятно, что лучше всего поддерживать в организме баланс этого элемента. При недостатке хрома и невозможности получения его нормы с пищей можно принимать биодобавки с хромом, но их должен назначить врач.

Причём принимать добавки хрома следует перед едой или вместе с ней. Если вспомнить, что хром усиливает действие инсулина, которого требуется больше именно после приёма углеводов, то станет понятно, почему.

Кстати, в продуктах хром сохранится лучше, если при их приготовлении пользоваться посудой из нержавеющей стали.

При отравлениях хромом надо срочно изолироваться от источника загрязнения и тоже обратиться к врачу – он назначит лечение. Обычно людям, находящимся на работе в контакте с солями хрома, рекомендуется мыться в душе с особыми растворами.

### **Марганец.**

Продукты питания, содержащие марганец – это, прежде всего, зерновые: пшеница, рожь, гречка, пшено, рис, овсянка. Бобовые тоже богаты этим элементом: его много в фасоли и чуть меньше в горохе. В основном марганец содержится именно в растениях: укропе, малине, чёрной смородине, бруснике, чернике, черёмухе, землянике, моркови, шпинате, петрушке, зелёном чае, орехах. В рыбе и мясе животных марганца совсем мало.

Роль и функции марганца в организме, свойства марганца

В каких именно процессах жизнедеятельности организма принимает участие марганец? От него зависит нормальная работа центральной нервной системы: он участвует в выработке нейромедиаторов – физиологически активных веществ, отвечающих за передачу импульсов между волокнами нервной ткани. Благодаря нормальному содержанию марганца в организме правильно образуются кости – он также важен для этого процесса, как и кальций; иммунная система противостоит инфекциям и другим негативным воздействиям, происходит жировой и инсулиновый обмен; нормально протекает процесс пищеварения.

Обмен таких витаминов, как С, Е, группы В нормально протекает только в присутствии марганца. Он влияет на процессы образования и роста новых клеток, помогает заживлению тканей, работе мозга и правильному метаболизму.

Действие марганца предупреждает возникновение остеопороза и ревматоидного артрита, потому что стимулирует процесс роста и восстановления хрящей; рассеянного склероза, катаракты и многих нервных заболеваний – однако для этого необходимо поддерживать его оптимальное количество в организме.

Многие учёные считают, что марганец обеспечивает профилактику сахарного диабета и заболеваний щитовидной железы, а также некоторых сердечно-сосудистых проблем.

Особенно выраженное действие марганец оказывает на инсулиновый обмен. Известно, что в организме больных сахарным диабетом марганца всегда наполовину меньше, чем ему требуется для поддержания способности нормально перерабатывать сахар. В таких случаях необходимо увеличить потребление марганца, в том числе принимать его дополнительно, в составе витаминно-минеральных комплексов – БАД.

Марганец способен вернуть мышцам тонус, а конечностям – утраченную чувствительность; остановить развитие атеросклероза, так как снижает активность «плохого» холестерина и не даёт ему закупоривать сосуды; приводит в норму работу половых желез: улучшает подвижность сперматозоидов у мужчин, а женщинам помогает избавиться от бесплодия, нормализуя функцию яичников. Беременным марганец необходим в достаточных количествах, так как без него формирование плода может быть неправильным.

У людей, в питании которых марганца достаточно, всегда в норме мышечные рефлексы, опорно-двигательный аппарат крепкий и стабильный, структура костной ткани в порядке, а суставы не хрустят; у них нет проблем с памятью, они энергичны и спокойны, свободно двигаются и не имеют проблем в половой сфере.

Развитие клеток любых органов и тканей не может нормально протекать без участия марганца; он влияет также на процесс кроветворения. О способности марганца уменьшать воздействие токсинов на организм известно давно: многие помнят, что не так давно при пищевых отравлениях в качестве первого домашнего средства использовался слабый раствор марганцовокислого калия.

Марганец можно считать антиоксидантом, так как он может восстанавливать структуру многих тканей, поддерживает нормальное содержание сахара в крови, положительно воздействует на процесс образования молока у кормящих женщин и т.д.

Чтобы поддерживать в организме оптимальное количество марганца, нужно стараться употреблять больше сырых, необработанных продуктов растительного происхождения, если это позволяет состояние пищеварительной системы: фруктов, овощей, зелени.

Суточная потребность в марганце

Суточная потребность в марганце для взрослых составляет 2-9 мг, а для детей и подростков его количество рассчитывается относительно массы тела: детям от 5 до 7 лет 0,07-0,1 мг, а подросткам – 0,09 мг на 1 кг веса.

Недостаток марганца, дефицит марганца

В питании современного человека часто встречается дефицит тех или иных витаминов, макро- и микроэлементов, и марганец, к сожалению, не является исключением. Раньше дефицит марганца был редким явлением, но сегодня картина иная.

Хотя марганца с пищей мы должны получать достаточно, если питание правильное, дефицит этого элемента - распространённое явление во многих регионах нашей страны, и причин для этого хватает.

Для того, чтобы нормально протекали все процессы в центральной нервной системе, марганец необходим всё время, а нервные и психические нагрузки сегодня часто повышены; наши клетки постоянно подвергаются разрушительным воздействиям, в том числе токсическим, и в этом случае тоже нужно много марганца – так что он практически весь расходуется, чтобы обеспечить целостность клеточных мембран.

Кроме того, недостаток марганца связан с тем, что мы потребляем мало свежей растительной пищи и зелени, зато много рафинированных и консервированных продуктов. Однако марганец – удивительный элемент, и при его длительной нехватке организм может задерживать его выведение, чтобы избежать нарушения баланса и возникновения различных заболеваний. Тем не менее, если не обеспечивать поступление марганца в организм долгое время, то дефицит всё-таки возникает.

При нехватке и дефиците марганца человек быстро утомляется, часто ощущает слабость и головокружение; у него понижено настроение, могут болеть мышцы, и появляется избыточный вес. У многих людей возникает аллергия, сахарный диабет, ревматизм, бронхиальная астма; из нервных заболеваний - эпилепсия, рассеянный склероз, а также витилиго – серьёзное заболевание, связанное с нарушением иммунитета и имеющее психосоматические причины.

У женщин при нехватке марганца возникает бесплодие, а в пожилом возрасте – остеопороз. Дети, в питании которых мало продуктов, богатых марганцем, плохо растут, выглядят истощёнными, а развитие скелета часто задерживается.

Как правило, если не хватает марганца, то не хватает и меди.

Некоторые продукты могут мешать усвоению марганца – например, какао и шоколад, это происходит только при злоупотреблении ими. Дефицит марганца усиливается при приёме некоторых гипотензивных препаратов, а также из-за увлечения белковыми и жировыми диетами, в которых нет продуктов, содержащих этот элемент.

Избыток марганца в организме

Избыток марганца в организме может вызвать нарушение всасывания железа, а кальций, фосфор и железо замедляют усвоение марганца. В данном случае речь идёт не о продуктах питания, а о витаминных и минеральных препаратах, назначаемых как дополнение: их неконтролируемый приём часто вызывает нарушение баланса многих необходимых элементов в организме.

Противопоказания к употреблению марганца

Марганец противопоказан при болезни Паркинсона, а также людям, работающим на тех производствах, которые могут провоцировать возникновение его избытка в организме – например, на сталеплавильных заводах, с электротехникой, бензином или мазутом. Кстати, чаще всего избыток марганца и даже отравление им возникает именно у людей, занятых определёнными видами деятельности: электросварщиков, рабочих, добывающих руду в шахтах и т.д.

## **Железо.**

В живых организмах железо является важным микроэлементом, катализирующим процессы обмена кислородом (дыхания). В организме взрослого человека содержится около 3,5 грамма железа (около 0,02 %), из которых 78 % являются главным действующим элементом гемоглобина крови, остальное входит в состав ферментов других клеток, катализируя процессы дыхания в клетках. Недостаток железа проявляется как болезнь организма (хлороз у растений и анемия у животных).

Обычно железо входит в ферменты в виде комплекса, называемого гемом. В частности, этот комплекс присутствует в гемоглобине — важнейшем белке, обеспечивающем транспорт кислорода с кровью ко всем органам человека и животных. И именно он окрашивает кровь в характерный красный цвет.

Комплексы железа, отличные от гема, встречаются, например, в ферменте метан-монооксигеназе, окисляющем метан в метанол, в важном ферменте рибонуклеотид-редуктазе, который участвует в синтезе ДНК.

Неорганические соединения железа встречаются в некоторых бактериях, иногда используется ими для связывания азота воздуха.

В организм животных и человека железо поступает с пищей (наиболее богаты им печень, мясо, яйца, бобовые, хлеб, крупы, свёкла). Интересно, что некогда шпинат ошибочно был внесён в этот список (из-за опечатки в результатах анализа — был потерян «лишний» ноль после запятой).

Суточная потребность человека в железе следующая<sup>[26]</sup>: дети — от 4 до 18 мг, взрослые мужчины — 10 мг, взрослые женщины — 18 мг, беременные женщины во второй половине беременности — 33 мг. У женщин потребность несколько выше, чем у мужчин. Как правило, железа, поступающего с пищей, вполне достаточно, но в некоторых специальных случаях (анемия, а также при донорстве крови) необходимо применять железосодержащие препараты и пищевые добавки (гематоген, ферроплекс). Суточная потребность в железе мала и её легко удовлетворить. В то время, как некоторые исследователи считают, что кормление грудью приводит к дефициту железа, есть множество исследований, показывающих, что это не так и де-

ти, которых кормят грудью, усваивают железо намного лучше. В организме легко восстанавливается равновесие между поступлением и выведением железа, и временный дефицит его легко восполняется за счет имеющихся запасов. Потребность в железе значительно возрастает при анемии, вызванной, например, такими паразитарными инвазиями, как малярия и анкилостомоз, которые очень широко распространены в тропических странах.

#### **Занятие №4 Получение простых веществ и соединений d- элементов. Практическая работа №1 «Получение меди, цинка и их соединений».**

1.Получение меди восстановлением ионов меди из растворов ее солей более активными металлами.

Налить в пробирку раствор соли меди (II), опустить в него несколько кусочков металла железа. Наблюдать за изменением окраски раствора и поверхности металла. Объяснить происходящие явления, используя данные ряда напряжения металлов. Записать уравнение реакции.

2.Получение и свойства гидроксида меди (II).

Получите осадок гидроксида меди (II). Предложите соль и щелочь. Отметьте цвет и характер осадка. Запишите наблюдения и напишите уравнения реакции.

3.Предложите реактивы для получения гидроксида цинка. Получите вещество. Отметьте цвет, характер осадка. Запишите наблюдения и уравнения реакций.

4.Предложите еще способы получения меди и цинка. Запишите реакции.

#### **Занятие №5. Получение соединений d- элементов . Практическая работа №2 «Получение соединений хрома и соединений марганца».**

1.Получение оксида хрома (III).

Насыпать в пробирку немного измельченного  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и закрепить наклонно в штативе. Отверстие пробирки направить в сторону от себя и от других работающих. Под пробирку положить лист бумаги. Нагреть верхний слой соли до начала реакции, затем нагревание прекратить. Объяснить происходящие явления. Написать уравнение реакции. Указать окислитель и восстановитель. Оставьте порошок для следующих опытов.

2.В пробирку с раствором соли хрома (III) добавлять по каплям раствор гидроксида натрия до появления осадка. Отметить цвет осадка. Записать наблюдения и уравнения реакции.

3.Получение оксида хрома (VI). Налить в пробирку 3 мл насыщенного раствора  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и приливать понемногу 5 мл концентрированной серной кислоты, охлаждая в стакане с холодной водой. Отметить цвет выпадающих кристаллов оксида хрома (VI). После охлаждения раствора отфильтровать полученные кристаллы.

4.Получить гидроксид марганца (II) из его соли. Отметить цвет, записать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

#### **Занятие №6 Получение соединений d- элементов. Практическая работа №3 «Получение соединений железа».**

1.Получение гидроксида железа (II). Приготовить раствор сульфата железа (II) из опилок железа, взятых в избытке, и разбавленного раствора серной кислоты. 3-4 мл полученного раствора отлить в пробирку и прилить к нему раствор гидроксида натрия. Наблюдать за появлением осадка. Отметить цвет осадка и объяснить, почему на воздухе осадок меняет цвет. Записать уравнения реакций.

2.Получение гидроксида железа (III). Приготовит раствор соли железа (III). Добавить к нему раствор гидроксида натрия. Отметить цвет осадка. Записать наблюдения и уравнения реакции.

3.Осадок отфильтровать, промыть на фильтре водой. Перенести в фарфоровый тигель и прокалить. Что наблюдаете? Запишите наблюдения и уравнения реакции.

4.К раствору сульфата железа (II) прилить раствор сульфида аммония. Что происходит? Написать уравнения реакции и наблюдения.

#### **Занятие №7 Практическая работа №4 «Химические свойства соединений меди».**

1.Свойства гидроксида меди (II) .

Получите гидроксид меди (II) из имеющихся на столе реактивов и предложите реакции, доказывающие его амфотерные свойства. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

2. Полученный осадок гидроксида меди (II) нагрейте в пробирке. Почему изменился цвет осадка? Напишите уравнение реакции.

3. Свойства гидроксида меди (I).

Из имеющихся реактивов получите осадок гидроксида меди (II). К образовавшемуся осадку необходимо добавить избыток раствора щелочи и раствор глюкозы. Смесь хорошо перемешайте и нагрейте. Образуется сначала осадок гидроксида меди (I), который при более сильном нагревании переходит в оксид меди (I). Запишите наблюдения. Какой можно сделать вывод о роли глюкозы в данной реакции?

### **Занятие №8 Практическая работа №5 «Химические свойства соединений цинка».**

10. Свойства гидроксида цинка (II).

Получите из выданных вам реактивов гидроксид цинка (II). Докажите опытным путем, что гидроксид цинка (II) проявляет амфотерные свойства. Запишите наблюдения и уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

1. Свойства сульфида цинка.

Получите сульфид цинка используя сульфид аммония и сульфат цинка (II). Запишите наблюдения и уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

### **Занятие №9 Практическая работа №6 «Химические свойства соединений хрома».**

1. Свойства оксида хрома (III).

На порошок оксида хрома (III) подействовать водой и разбавленной серной кислотой. Растворяется ли данный оксид в воде и серной разбавленной кислоте. Запишите наблюдения.

2. Свойства гидроксида хрома (III).

Получить гидроксид хрома (III). Разделить осадок на две пробирки. В одну продолжить добавлять гидроксид натрия, в другую добавить серную кислоту разбавленную. Записать наблюдения и сделать вывод о свойствах гидроксида хрома (III). Записать уравнения реакций.

3. Свойства оксида хрома (VI).

Полученные ранее кристаллы оксида хрома (VI) поместить в пробирку и добавить 2-3 мл воды. Затем добавить раствор йодида калия. Наблюдать изменение цвета. Докажите присутствие йода в растворе. Сделайте вывод о свойствах оксида. Напишите уравнение реакции и наблюдения.

### **Занятие №10 Практическая работа №7 «Химические свойства соединений марганца».**

11. Свойства гидроксида марганца (II).

Получить осадок гидроксида марганца (II) и испытать полученный осадок на отношение к разбавленной кислоте и избытку щелочи. Какой вывод можно сделать о свойствах гидроксида марганца (II)? Написать уравнения реакций.

12. Свойства и получение сульфида марганца (II).

К раствору соли марганца (II) прибавить раствор сульфида аммония. Что выпадает в осадок? Каков цвет соединения? Что происходит с осадком при стоянии на воздухе? Запишите наблюдения и уравнения реакций.

2. Свойства перманганата калия. Нагреть в пробирке несколько кристалликов перманганата калия. Докажите, что выделяется кислород.

После охлаждения растворить содержимое пробирки в небольшом количестве воды. Какой цвет имеют полученный раствор и осадок?

Напишите уравнения реакций.

### **Занятие №13 Знакомство с комплексными солями. Основные понятия, номенклатура.**

Существуют различные определения комплексных соединений (КС):

Комплексными называются соединения, в узлах кристаллов которых находятся комплексы, способные к самостоятельному существованию в растворе.

Комплексы – это ионы и молекулы, состоящие из центральной частицы и координированных вокруг нее лигандов.

Комплексные соединения - сложные соединения, в которых есть ковалентные связи, образованные по донорно-акцепторному типу.

В этом соединении ковалентные связи между ионом меди и четырьмя молекулами аммиака образованы по донорно-акцепторному механизму.

### Основные понятия:

**1.Комплексообразователь** – это центральный атом (ц.а.) комплексного иона, вокруг которого координируются лиганды.

Это атомы или ионы, могущие образовывать донорно-акцепторные связи за счет свободных орбиталей (в качестве комплексообразователей могут выступать как металлы, так и неметаллы в различных степенях окисления, к наиболее типичным относятся d-элементы).

**2.Лиганды** - молекулы или ионы, имеющие неподеленные пары электронов, за счет которых они образуют донорно-акцепторные связи с комплексообразователем и таким образом координируются вокруг него.

**3. Лигандами** могут быть отрицательно заряженные ионы:

и нейтральные молекулы:

**4.Внешняя сфера** - часть комплексного соединения, вынесенная за квадратные скобки.

Некоторые комплексные соединения не содержат внешнюю сферу:

**Координационное число** зависит от размера и заряда центрального атома и лигандов. Часто координационное число в два раза больше, чем степень окисления центрального атома

$\text{Na}_3[\text{FeF}_6]$  к.ч. = 6

$\text{Na}[\text{FeCl}_4]$  к.ч. =4

Чем крупнее лиганд, тем меньшее их количество может расположиться вокруг центрального атома:  $\text{R}_{\text{Cl}^-} > \text{R}_{\text{F}^-}$

### Классификация комплексных соединений

1. По заряду комплексной частицы:

- катионные  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}\text{Cl}_2$  хлорид тетраамминцинка (II)
- анионные  $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$  гексагидроксохромат (III) калия
- нейтральные  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$  дихлоротетрааммин платина

2. По природе лигандов:

- аммиачные  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$  сульфат тетраамминмеди (II)
- хлоридные  $\text{Na}[\text{FeCl}_4]$  тетрахлорофerrat (III) натрия
- фторидные  $\text{Na}_3[\text{FeF}_6]$  гексафторофerrat (III) натрия
- бромидные  $\text{Li}[\text{AgBr}_2]$  дибромаргентат (I) лития
- гидроксо  $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$  гексагидроксохромат (III) калия
- аква  $[\text{Zn}(\text{OH}_2)_4]^{2+}\text{Cl}_2$  хлорид тетрааквацинка (II)
- цианидные  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  гексацианофerrat (III) калия

3. По химическим свойствам:

- кислоты  $\text{H}_2[\text{PtF}_6]$  гексафтороплатинат (IV) водород

- основания  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$  гидроксид диамминмеди (I)
- соли  $\text{K}_3[\text{AlF}_6]^{3-}$  гексафтороалюминат (III) калия
- неэлектролиты  $\text{Fe}(\text{CO})_5$  пентакарбонилжелезо

### Номенклатура комплексных соединений

**Порядок перечисления ионов:** В соответствии с международными правилами IUPAC первым называют сначала анион, затем - катион.

Сульфат тетраамминмеди (II)

Трихлорокупрат(I) калия

### Окончания координационных групп :

Нейтральные группы называются так же, как молекулы.

Исключения: вода (аква) и аммиак (аммин).

К названиям отрицательно заряженных ионов прибавляют соединительную гласную "о" (при этом если есть окончание "-ид", то оно отбрасывается).

Например:  $\text{NO}_2^-$  нитрит нитрито

### Порядок перечисления лигандов:

Сначала перечисляются анионные лиганды, затем нейтральные, потом катионные - без разделения друг от друга дефисом.

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{OH}_2)\text{Br}](\text{NO}_3)_2$  нитрат бромоакватетраамминкобальта (III)

**Приставки, указывающие число лигандов** Число лигандов указывается с помощью приставок: ди-, три-, тетра-, пента-, гекса-, гепта-, окта-, нона-

, дека-: хлорид диамминсеребра (I),

октафторостаннат (IV) калия.

**Окончания названий комплексов** Для катионных и нейтральных комплексов типичных окончаний нет. Характерным окончанием для анионных комплексов является "ат" или "овая" (для кислоты):

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  гексацианоферрат (III) калия,

$\text{H}_2[\text{Pt}(\text{CN})_6]$  гексацианоплатиновая (IV) кислота,

$\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$  гексагидроксоалюминат (III) калия

### Занятие №14. Практическая работа №8 «Получение комплексных солей. Сопоставление свойств простой и комплексной солей меди».

1. Получение аммиаков (лиганды - молекулы аммиака).

На растворы солей меди (II), никеля (II), кобальта (II) в отдельных пробирках осторожно, по , каплям, подействуйте разбавленным раствором аммиака сначала до образования осадков, потом окрашенных аммиаков меди, никеля и кобальта. Запишите цвета осадков. Запишите полученные соединения по названиям: сульфат тетра-аммин меди (II), хлорид гекса-аммин кобальта (II), сульфат гекса-аммин никеля (II).

2. Сопоставление свойств простой и комплексной соли.

В одну пробирку прилейте 3-4 капли сульфата меди (II), в другую – часть раствора сульфата тетра-аммин меди, полученного в предыдущем опыте. Добавьте к раствору сульфата меди щелочь гидроксид натрия или калия до образования осадка. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде. То же самое проделайте с раствором комплексной соли. Запишите наблюдения. Почему, как вы думаете, во втором случае не выпадает осадок?

