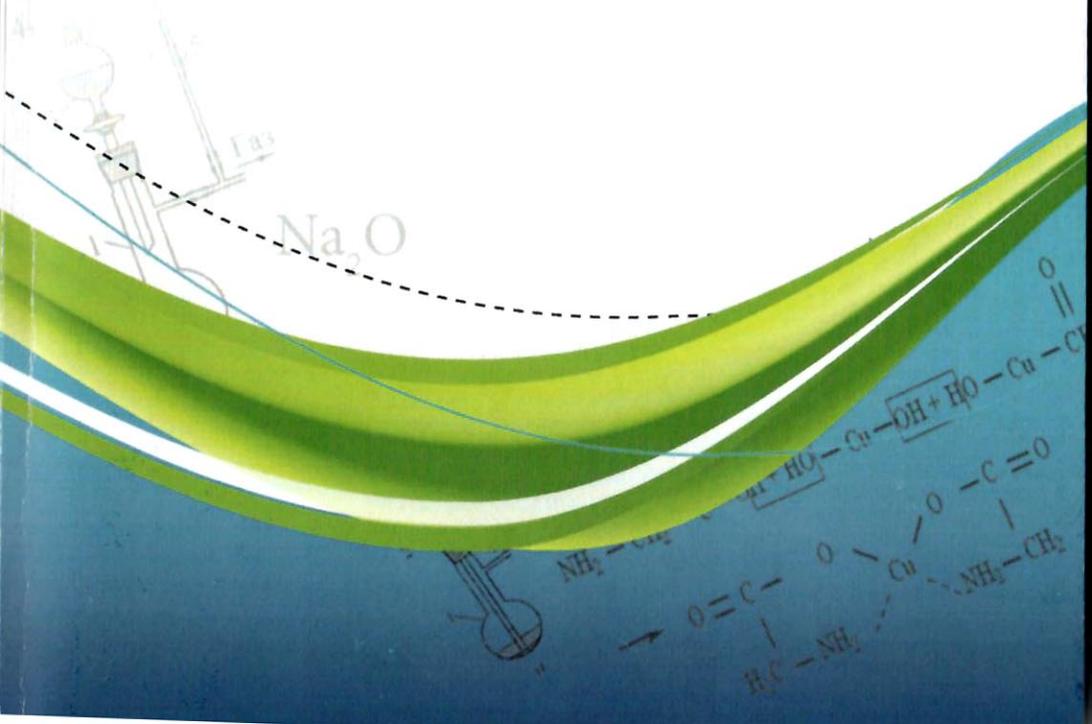




Т. Я. Ашихмина

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ ПО ХИМИИ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

Учебно-методическое пособие



Т. Я. АШИХМИНА

**ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ
ПО ХИМИИ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ**

Учебно-методическое пособие

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

«Вятский государственный университет»

Институт биологии Коми научного центра
Уральского отделения Российской академии наук

Институт химии и экологии
Кафедра фундаментальной химии и методики обучения химии

Т. Я. АШИХМИНА

**ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ
ПО ХИМИИ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ**

Учебно-методическое пособие

Киров
2019

УДК 544.116(07)

A983

Допущено к изданию методическим советом института химии и экологии ВятГУ в качестве учебно-методического пособия для студентов специальности 04.03.01 «Химия» и 04.05.01 «Фундаментальная и прикладная химия», 44.03.01 Химия (педагогическое образование). Может быть использовано в подготовке других специалистов и бакалавров естественнонаучного профиля

Рецензенты:

канд. техн. наук, директор ООО НПО «Экодика»,
Н. И. Одинцов;

канд. техн. наук, старший научный сотрудник Института биологии
Коми НЦ УрО РАН
Г. Я. Кантор

Ашихмина, Т. Я.

A983 Задачи и упражнения по химии элементов и их соединений : учебно-методическое пособие / Т. Я. Ашихмина. – Киров : ВятГУ, 2019. – 253 с.

ISBN 978-5-98228-187-6

Пособие включает задачи и упражнения для закрепления знаний по химии непереходных и переходных элементов и их соединений при изучении в вузе учебной дисциплины «Неорганическая химия». Для самостоятельной работы по каждой теме изучаемой дисциплины составлены вопросы и тематические задачи, а также составлен дополнительный материал по истории открытия, распространённости, областям применения простых веществ и их соединений, а также приведены сведения из различных разделов неорганической химии. Пособие предназначено для студентов изучающих дисциплину «Неорганическая химия», обучающихся по различным химическим специальностям в вузе.

ISBN 978-5-98228-187-6

© ВятГУ, 2019

Оглавление

Предисловие	5
I. ХИМИЯ НЕПЕРЕХОДНЫХ <i>s</i> - И <i>p</i> - ЭЛЕМЕНТОВ.....	6
1. Водород и соединения водорода	6
2. Фтор, хлор, бром, йод, астат	11
3. Кислород, сера, селен, теллур, полоний	23
4. Азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут.....	47
5. Углерод, кремний, германий, олово, свинец	70
6. Бор и его соединения	84
7. Алюминий, галлий, индий, таллий.....	89
8. благородные газы.....	100
9. Щелочные металлы: литий, натрий, калий, рубидий, цезий	109
10. Бериллий, магний и щёлочноземельные металлы: кальций, стронций, барий	117
II. ХИМИЯ <i>d</i> - И <i>f</i> -ПЕРЕХОДНЫХ ЭЛЕМЕНТОВ-МЕТАЛЛОВ	132
1. Скандий, иттрий, лантан, актиний	139
2. Семейство Лантаноиды. Actиноиды.....	141
3. Титан, цирконий, гафний, резерфордий	149
4. Ванадий, ниобий, тантал, дубний	154
5. Хром, молибден, вольфрам	159
6. Марганец, технеций, рений.....	167
7. Железо, кобальт, никель	173
8. Рутений, родий, палладий, осмий, иридий, платина	188
9. Медь, серебро, золото	193
10. Цинк, кадмий, ртуть.....	204
III. ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ И ИХ ПОЛУЧЕНИЕ.....	214
Вопросы для самостоятельной работы и обсуждения на занятиях.....	214
Электрохимический ряд напряжений	218
Задания для самостоятельной работы	222
IV. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ.....	229
Вопросы для самостоятельной работы и обсуждения на занятиях.....	229
Задачи для самостоятельной работы.....	232
Литература	238
Приложения.....	240

Предисловие

В изучении дисциплины «Неорганическая химия» важное место отводится самостоятельной работе студентов, которая реализуется в закреплении студентами полученных знаний на лекциях, семинарских и практических занятиях в форме индивидуальной работы по каждому разделу изучаемой дисциплины. Такой подход требует от студентов систематической подготовки к каждому занятию, позволяет углубить знания по соответствующей дисциплине, развивает умения и навыки в работе с дополнительной и справочной литературой, способствует самостоятельному приобретению новых знаний и формированию компетенций.

Каждая тема изучаемой дисциплины начинается перечнем вопросов, по которым студент готовится к семинарским и практическим занятиям. Самостоятельное выполнение студентами тематических заданий и решения типовых задач позволяет преподавателю выявить, какой материал студентами успешно усвоен, а над каким ещё предстоит поработать со студентами. По каждой теме изучаемой дисциплины составлен дополнительный материал, из серии «знаешь ли ты что...», с целью углубления и расширения знаний о химических элементах и их соединениях, позволяющий более детально ориентироваться в полученных знаниях и дополнить их соответствующими материалами и сведениями.

В конце пособия, в приложении, в помощь студентам для решения тематических задач приведены справочные таблицы.

I. Химия непреходных *s*- и *p*- элементов

1. Водород и соединения водорода

Вопросы для обсуждения на занятии

1. Сделайте сравнительную характеристику о распространённости изотопов водорода в природе. Какой изотоп радиоактивен? Как он распадается и каков его период полураспада?

2. Какая связь в молекуле водорода?

3. Напишите уравнения реакций получения водорода:

а) железопаровым методом, б) конверсионным,

в) термическим разложением метана, г) электролизом воды.

4. Составьте уравнения реакций возможных лабораторных способов получения водорода.

5. Какова сравнительная химическая активность атомарного и молекулярного водорода?

6. Напишите формулы соединений водорода с металлами. Какой характер связи в молекулах этих соединений?

7. Какая связь в молекуле пероксида водорода, какова степень окисления атомов? Приведите примеры солей пероксида водорода и назовите их.

8. Напишите уравнения реакций получения водородных соединений галогенов, охарактеризуйте их свойства.

9. Какими общими свойствами обладают растворы водородных соединений галогенов и чем это можно объяснить?

10. Напишите формулы висмутана, гидроксилamina, плюмбана, гидразина и диборана, сравните их состав и свойства.

11. Объясните, почему только самые электроположительные элементы образуют солеобразные гидриды.

12. Напишите примеры уравнений реакций, в которых водород действует как окислитель и как восстановитель.

13. Исходя из простых веществ, предложите пути синтеза для: LiAlH_4 и PH_3 .

14. Когда хлорид цезия обрабатывают газообразным хлороводородом образуется новое устойчивое твёрдое соединение. Какова формула этой новой соли цезия? Объясните, почему хлорид лития в тех же условиях не образует новое соединение.

15. Сделайте сравнительную характеристику водорода с элементами 1(I-A) и 17 (VII-A) групп главных подгрупп. В чем сходство и различие.

16. Назовите главные природные минералы содержащие водород.

17. Охарактеризуйте направления перспективного использования водорода.

Задания для самостоятельной работы

1. Напишите по методу МО структуру молекул и частиц: H_2 , H_2^+ , H_2^- .

2. Водородная связь, в каких случаях она проявляется? Напишите примеры соединений с водородным типом связи.

3. Напишите уравнения реакций:

– пероксида водорода с иодидом калия в кислой среде;

– пероксида водорода с хлором;

– пероксида водорода с перманганатом калия в присутствии соляной кислоты.

4. Какие из приведённых примеров металлов могут быть использованы для получения водорода из соляной кислоты: цинк, ртуть, алюминий, серебро, железо, магний? Напишите уравнения реакций и дайте пояснение. Какой из данных металлов при одном и том же количестве даст больше водорода?

5. Составьте схему обработки гидрида кальция водой, укажите условия, при которых осуществляется реакция.

6. Составьте уравнения реакций восстановления водородом магнитного железняка, оксида и сульфида ванадия.

7. Какую кислоту целесообразно брать для получения водорода в лабораторных условиях? Напишите уравнения реакций, сделайте сравнительную характеристику.

8. Какие особенности взаимодействия водорода с металлами различных электронных семейств?

9. Составьте реферат на тему «Биологическая роль водорода в природе».

10. Составьте диаграмму по распространённости водорода: в космосе, земной коре, морской воде и атмосфере

11. Каковы агрегатные состояния водорода могут быть при различных условиях: высоких и низких температурах и давлении.

12. При каких условиях водород взрывается с кислородом?

13. Какова энергия связи в молекуле водорода, фтороводорода, хлороводорода, бромоводорода и иодоводорода? Сделайте сравнительную характеристику по прочности связи.

14. Сравните электроотрицательность водорода с металлами и неметаллами 1(I-A) и 17 (VII-A) групп главных подгрупп периодической системы Д. И. Менделеева.

15. Планетарный водород, состояние и содержание водорода на различных солнечных планетах.

16. Массовая доля водорода в соединении с элементом, проявляющим степень окисления – 4, равна 12,5%. Определите неизвестный элемент.

17. Каково мировое производство водорода, где он используется? Каковы перспективы использования водорода в топливной энергетике? Составьте презентацию по применению водорода.

Знаете ли вы, что...

- Своё название водород получил с лат. *Hydrogenium* от греч. *хидор* – вода и *генес* – род, происхождение.

- В одной из рукописей, относящихся к 1870 г., можно прочитать: «Водород хлорович взаимодействует с глиноземом с образованием глиноземия хлоровича». Что за странные имена? В 1870–1875 гг. в Петербургской академии наук обсуждалась возможность использования для названий химических веществ таких сочетаний слов, которые напоминали бы русские фамилии и отчества. Например, для воды H_2O предлагалось название «водород кислородович»,

для хлорида калия KCl – «калий хлорович» или «потассий хлорович», для хлороводородной кислоты HCl – «водород хлорович», для оксохлората калия $KClO$ – «калий хлорович кислот», для триоксохлората калия $KClO_3$ – «калий хлорович трех-кислов» и т.п. В приведенных строках рукописи говорилось о взаимодействии алюминия («глиноземия») с хлороводородной кислотой HCl :

$2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2$. В этой реакции образуется трихлорид алюминия («глиноземий хлорович») и выделяется водород.

- По распространённости в земной коре среди элементов водород занимает 3 место (15,52 ат.%), в литосфере – 10 место (0,14 масс.%), в гидросфере – 2 место (10,78%), в организме человека – 3 место (10,05 масс.%). В атмосфере его содержится $0,53 \cdot 10^{-4}$ об.%, на Солнце относительно $H = 1 \cdot 10^{12}$.

- Все химические элементы образовались из ядер водорода H , который вместе с гелием He является главной частью космического вещества. Остальные химические элементы могут рассматриваться как малая примесь. Большинство всех звезд, в том числе и наше Солнце, представляют собой водородно-гелиевую смесь. Только в звездах, называемых «белыми карликами», водород в результате ядерных реакций весь «выгорел» и вместо него появились более тяжелые элементы. «Выгорание» водорода с превращением его в гелий происходит в основном у центра звезды, где температура выше. При этом ядро звезды сжимается, а оболочка расширяется. Температура поверхности звезды падает, и она становится «красным гигантом». В «выгоревшем» и сильно сжавшемся ядре и начинаются ядерные реакции, приводящие к образованию новых химических элементов. Прежде всего, с участием ядер бериллия Be образуются атомы углерода. Новые ядра легких элементов служат исходным материалом для последующего образования всех тяжелых ядер в процессах нейтронного захвата. Например, образование ядер азота происходит при захвате нейтронов n^0 ядрами углерода с выбросом электронов e^- . Непрерывно действующими источниками нейтронов служат ядерные реакции взаимодействия ядер углерода с гелием, вследствие чего образуются нейтроны и ядра кислорода. Некоторые химические эле-

менты, видимо, образовались при помощи ядерных частиц, ускоренных переменными электромагнитными полями в атмосферах звезд.

- Содержание в природе изотопов: протия – 99,985%, дейтерия – 0,015%, трития – 0%.

- Период полураспада для: трития 12,26 года, осуществляется по типу β -распада; протий и дейтерий стабильны.

- Средство к электрону у атома водорода: $\text{H} \rightarrow \text{H}^- \quad \mathcal{E}_{\text{ср}} = 72,8 \text{ кДж/моль}$.

- Энергия ионизации атома водорода: $\text{H} \rightarrow \text{H}^+ \quad I_{\text{ион.}} = 1312,0 \text{ кДж/моль}$.

- Электроотрицательность водорода (по Полингу) $\text{ЭО} = 2,2$.

- Водород входит в состав ДНК. Содержание его в человеческом организме: мышечная ткань – 9,3%, костная ткань – 5,2%. В целом при массе тела 70 кг содержание водорода 7 кг.

- Энергия связи в молекуле водорода $E_{\text{св}} = 453,6 \text{ кДж/моль}$, фтороводорода $E_{\text{св}} = 566 \text{ кДж/моль}$, хлороводорода $E_{\text{св}} = 431 \text{ кДж/моль}$, бромоводорода $E_{\text{св}} = 366 \text{ кДж/моль}$, иодоводорода $E_{\text{св}} = 299 \text{ кДж/моль}$.

- Потеряв 50% своей массы в результате голодания, человек может остаться в живых, но потеря 15–20% массы в результате обезвоживания – это смерть.

- Метаболическая (эндогенная) вода – это вода, образующаяся в организме в процессе обмена веществ. Некоторые животные обходятся по нескольку недель без воды, образуя метаболическую воду в процессе обмена веществ.

- У человека внутриклеточная вода составляет 40%, межклеточная жидкость – 16%, внутрисосудистая – 4,5%. В клетках высоко содержание ионов калия, магния, фосфатов, вне клеток – ионов натрия, кальция, хлорид-ионов.

- Раствор 1–2% пероксида водорода – отличный антисептик.

- Масштабы потребления и расходования воды растениями очень велики. Так кукуруза за сутки испаряет 800 г. воды, капуста – 1 л, берёза – больше 60 л. воды. За вегетационный период одно только растение кукурузы испаряет 200 кг воды, 1 га посева пшеницы – от 2 до 3 т.

- H_3O^+ – ион гидроксония (старое название), современное – катион оксония.
- Мировое производство водорода составляет $350 \cdot 10^9$ т/год.

2. Фтор, хлор, бром, йод, астат

Вопросы для обсуждения на занятии

1. Перечислите характерные для галогенов степени окисления. Приведите примеры соединений галогенов в этих степенях окисления.
2. Почему фтор, в отличие от других галогенов, не имеет положительных степеней окисления?
3. Какие из элементов 17 (VII-A) группы наиболее распространены в природе, какие наименее?
4. Содержание фтора и хлора в литосфере примерно одинаково. Как объяснить, почему в воде Мирового океана фтора содержится в 10000 раз меньше, чем хлора?
5. Как изменяется энергия связи в молекулах галогенов в ряду $\text{F}_2 - \text{Cl}_2 - \text{Br}_2 - \text{I}_2$? Почему в молекуле F_2 энергия связи меньше, чем в молекуле Cl_2 ?
6. Постройте энергетические диаграммы МО молекул HCl и HF . Какая из них прочнее и почему, которая имеет больший дипольный момент?
7. Напишите структурные формулы следующих молекул и ионов:
 - 1) HClO_3 , KClO_4 , KI_3 .
 - 2) Cl_2O_7 , PCl_5 , ClO_3^- , ClO_4^-
8. Как изменяются температуры плавления и кипения в ряду $\text{F}_2 - \text{Cl}_2 - \text{Br}_2 - \text{I}_2$? Как объяснить, что в обычных условиях фтор и хлор – газы, бром – жидкость, а йод – твёрдое вещество?
9. Объясните, почему хлор, бром и йод растворяются в воде хуже, чем в органических растворителях. У какого из перечисленных галогенов растворимость в воде самая большая? Почему в справочниках не приводятся данные о растворимости в воде фтора?

10. Растворы хлора, брома и йода в воде называют соответственно хлорной, бромной и йодной водой. В виде каких молекул и ионов находятся в этих растворах галогены? Какова реакция среды растворов?

11. Объясните, почему при добавлении к хлорной воде щелочи запах хлора исчезает, однако если потом к полученному раствору прилить соляную или разбавленную серную кислоту, запах хлора ощущается вновь.

12. Как и почему изменится растворимость хлора в воде:

– при добавлении в раствор сильной кислоты?

– при нагревании?

13. Как объяснить, что растворимость йода в растворе KI выше, чем в чистой воде?

14. Почему для начала реакции хлора с водородом необходимо освещение или нагревание, а реакция фтора с водородом начинается уже при комнатной температуре и в темноте?

15. Почему фтороводород кипит при температуре гораздо более высокой ($19,5\text{ }^{\circ}\text{C}$), чем все другие галогеноводороды ($T_{\text{кип.}}(\text{HCl}) = -85,1\text{ }^{\circ}\text{C}$; $T_{\text{кип.}}(\text{HBr}) = -67,1\text{ }^{\circ}\text{C}$; $T_{\text{кип.}}(\text{HI}) = -35,1\text{ }^{\circ}\text{C}$)?

16. Как объяснить, что молекулы HF в газообразном фтороводороде соединяются друг с другом в цепочки и кольца, а молекулы других галогеноводородов – нет?

17. Как объяснить, что плавиковая кислота, в молекуле которой содержится только один атом водорода, образует кислые соли? Приведите примеры гидрофторидов. Почему HCl, HBr и HI таких солей не образуют?

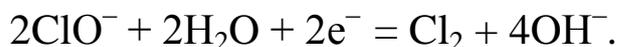
18. Объясните, почему расстояние между атомами H и F в ионе HF^- , больше, чем в молекуле HF (113 и 92 пм соответственно).

19. Почему плавиковую кислоту нельзя хранить в стеклянной посуде?

20. Как изменяются значения pH 1 M растворов галогеноводородов в ряду HF – HCl – HBr – HI?

21. Охарактеризуйте изменение окислительных свойств галогенов в ряду: $F_2 - Cl_2 - Br_2 - I_2$. Какие реакции иллюстрируют это изменение окислительных свойств?

22. Ниже приведено уравнение полуреакции восстановления гипохлорит-иона до свободного галогена в щелочных растворах:



Как изменится окислительная способность гипохлорит-иона при понижении рН среды?

23. Как изменяется окислительная способность хлорат-ионов ClO_3^- в кислом растворе при повышении рН среды?

24. Что является причиной наиболее активного участия гипохлорит-ионов в окислительно-восстановительных реакциях в сравнении с перхлорат-ионами?

25. Известно, что иодноватистая кислота НЮ проявляет амфотерные свойства. Напишите уравнения электролитической диссоциации НЮ:

– по кислотному типу,

– по основному типу.

26. Напишите уравнения реакции диспропорционирования хлора в растворе щелочи:

– при стандартных условиях;

– при температуре 70 °С.

27. Фосфор сожгли в атмосфере хлора. Продукт реакции охладили и к полученной бесцветной жидкости добавили небольшую порцию воды. Выделившийся при этом газ пропустили через раствор щелочи. В полученный раствор добавили фторид серебра, что привело к образованию белого творожистого осадка. Напишите уравнения упомянутых реакций.

28. Напишите уравнения реакций, образующих цепочку превращений:



Укажите условия протекания каждой из предложенных реакций.

Задания для самостоятельной работы

1. Постройте диаграмму МО Cl_2 и HCl . Объясните характер связи в молекулах и сравните их прочность.

2. Сравните длину связи и прочность в молекулах галогенов: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 .

3. Распад молекулы хлора на атомы происходит под действием электромагнитного излучения с длиной волны 500 нм. Вычислите энергию связи в молекуле Cl_2 .

4. Используя термодинамические данные определите, какая из перечисленных молекул наиболее прочна: HF , HCl , HBr или HI .

5. Напишите уравнение реакции, которая протекает при растворении иода в щелочи при комнатной температуре.

6. Напишите уравнения реакций, которые протекают при растворении брома в щелочи:

– при температуре 0°C .

– при температуре 60°C .

7. Можно ли при стандартных условиях окислить хлорид-, бромид- и иодид-ионы до соответствующих простых веществ:

– перманганатом калия в кислом растворе?

– хроматом калия в щелочном растворе?

– раствором сульфата железа (III)?

8. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение реакции, протекающей при пропускании газообразного хлора через водный раствор йода. Напишите выражение для константы равновесия этой реакции.

9. Расположите следующие соединения в порядке возрастания их силы кислот:

– HClO_4 , HClO_2 , HClO , HClO_3 .

– HBrO , HBrO_3 , HBrO_4 .

– H_5IO_6 , HIO , HIO_3 .

10. Расположите перечисленные соединения в порядке возрастания их окислительной способности:

1) Cl_2 , HClO_4 , HClO_3 , HClO , HClO_2 .

2) HBrO , HBrO_3 , HBrO_4 , Br_2 .

3) H_5IO_6 , HIO , HIO_3 , I_2 .

4) HClO_3 , HBrO_3 , HIO_3 .

11. При каких условиях протекает процесс термического разложения бертолетовой соли:



12. Напишите уравнения реакций, образующих цепочку превращений, и укажите условия протекания реакций:

1) $\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{AgCl} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} \rightarrow \text{AgI}$.

2) $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{ClO}_3)_2 \rightarrow \text{HClO}_3$.

3) $\text{NaClO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{I}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{IO}_3)_2 \rightarrow \text{HIO}_3$.

4) $\text{Sr}(\text{ClO}_4)_2 \rightarrow \text{HClO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{NaClO}_4 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{HCl}$.

5) $\text{I}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 \rightarrow \text{I}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{NaIO}_3 \rightarrow \text{I}_2 \rightarrow \text{HI}$.

6) $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{ClO}_3)_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{ClO}_4)_2 \rightarrow \text{HClO}_4 \rightarrow \text{NaClO}_4 \rightarrow \text{NaCl}$.

7) $\text{NaBrO}_4 \rightarrow \text{NaBrO}_3 \rightarrow \text{NaBr} \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{BrO}_3)_2 \rightarrow \text{HBrO}_3$.

8) $\text{H}_5\text{IO}_6 \rightarrow \text{HIO}_3 \rightarrow \text{NaIO}_3 \rightarrow \text{I}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 \rightarrow \text{I}_2\text{O}_5$.

13. Твердый остаток, образовавшийся при прокаливании перхлората калия, обработали концентрированной серной кислотой. Выделившийся при этом газ пропустили через раствор нитрата серебра, в результате чего выпал белый творожистый осадок, который растворился в концентрированном растворе аммиака. Напишите уравнения всех упомянутых реакций. Укажите в них окислитель и восстановитель.

14. Желто-зеленый газ, образовавшийся при взаимодействии соляной кислоты с перманганатом калия, пропустили через раствор бромида натрия. Раствор окрасился в бурый цвет. К полученному раствору добавили иодид калия. Затем в пробирку прилили бензол и несколько раз встряхнули. Бензольный слой окрасился в розовый цвет. При пропускании через раствор газообразного хлора бензольный слой обесцветился. Напишите уравнения упомянутых реакций.

15. Газ, полученный при взаимодействии кристаллического хлорида натрия с концентрированной серной кислотой, пропустили через горячий раствор дихромата калия, подкисленный серной кислотой.

Выделившийся желто-зеленый газ пропустили через горячий раствор щелочи. Полученный раствор подкислили, при этом снова выделился желто-зелёный газ. Напишите уравнения упомянутых реакций.

16. Соль, образовавшуюся при длительном прокаливании хлората натрия, растворили в воде. При добавлении к полученному раствору фторида серебра выпал белый творожистый осадок, который растворился в растворе тиосульфата натрия. Напишите уравнения упомянутых реакций.

17. Желто-зеленый газ, выделившийся при взаимодействии соляной кислоты с гипохлоритом кальция, прореагировал с железом. Продукт реакции растворили в воде. К полученному раствору добавили гидроксид калия. Образовавшийся осадок отфильтровали, а полученный фильтрат подвергли электролизу. В результате на аноде выделился тот же желто-зелёный газ, что и в первой реакции. Напишите уравнения упомянутых реакций.

18. Температуры плавления и кипения галогенов – простых веществ в подгруппе периодической системы с возрастанием порядкового номера элемента: уменьшаются, возрастают, не изменяются, уменьшаются, а затем возрастают. Выберите правильный ответ.

19. Раствор фтора в воде получить нельзя, так как:

- фтор не растворяется в воде,
- фтор разлагает воду,
- фтор частично растворяется в воде,
- фтор вытесняет из воды водород. Выберите правильный ответ.

20. Наиболее ярко выражены восстановительные свойства у: фтора, хлора, брома или йода. Выберите правильный ответ.

Знаете ли вы, что...

- Своё название фтор получил от греческого *φτορος* – «разрушающий» – по разъедающему действию фтора на стекло.

- Шведский химик Шееле так описал один свой опыт, выполненный в 1774 г.: «Я поместил смесь черной магнезии с muriевой кислотой в реторту, к горлышку которой присоединил пузырь, лишенный воздуха, и поставил ее на песчаную баню. Пузырь наполнился газом, окра-

сившим его в желтый цвет... Газ имел желто-зеленый цвет, пронзительный запах». Газ, полученный Шееле – хлор Cl_2 . Шееле оказался первооткрывателем химического элемента хлора. Черная магнезия – минерал пиролюзит MnO_2 , химическое название которого – диоксид марганца. «Муриевой кислотой» в то время называли хлороводородную кислоту HCl . Реакцию, о которой сообщил Шееле, записывают сейчас так: $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. Полученный газ Шееле назвал «дефлогистированной муриевой кислотой». Только в 1812 г. французский химик Гей-Люссак дал этому газу современное название – хлор. Название хлора происходит от греческого *хлорос* – жёлто-зелёный по окраске газообразного хлора цвет увядающей листвы. России в XIX в. хлор называли по-всякому: солетвор, солерод, хлорин, солеперекислый газ, обезгорюченная соляная кислота.

- Бром назван так за свой запах, в переводе с греческого *бромос* – «зловонный», данный элемент открыт впервые студентом Гейдельбергского университета в Германии Карлом Левигом, работавшим под руководством химика Леопольда Гмелина. При действии хлора на воду одного из минеральных источников Левигом получил жидкость желтого цвета. Он извлек этиловым эфиром $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$ вещество, придававшее жидкости желтый цвет, отогнал эфир и выделил жидкое вещество красно-бурого цвета с резким неприятным запахом. Его руководитель посоветовал ему получить большее количество нового вещества. Пока студент приготавливал для исследования достаточное количество неизвестного вещества, появилось сообщение Антуана-Жерома Балара, двадцатичетырехлетнего лаборанта профессора химии Ж. Ангада, о получении им нового простого вещества. Балар изучал маточные рассолы южных соленых болот Франции. Во время одного из опытов, когда он подействовал на рассол хлором, он заметил появление весьма интенсивной желтой окраски. Балар установил, что она была вызвана реакцией бромида натрия с хлором: $2\text{NaBr} + \text{Cl}_2 = \text{Br}_2 + 2\text{NaCl}$. Через несколько лет интенсивной работы Балар выделил необходимое количество темно-бурой жидкости, названной им муридом. По совету Ангада он передал свою работу в Парижскую академию наук, где ее проверка была поручена двум про-

фессорам химии: Гей-Люссаку и Тенару. Они подтвердили открытие Баларом нового простого вещества, но нашли название неудачным и предложили свое – «бром», что в переводе с греческого означало зловонный. В том же 1826 г. немецкий химик Либих получил также бурю жидкость, но принял ее за монохлорид иода ICl . Через месяц Либих узнал об открытии Балара и был, как и студент Левиг, страшно огорчен.

- В маточном растворе щелока, полученного из водорослей, содержится достаточно большое количество необычного и любопытного вещества. Новое вещество превращается при нагревании в пары великолепного фиолетового цвета. Этим веществом был иод I_2 – «твёрдый галоген». В 1811 г. французский химик-технолог и фармацевт Бернар Куртуа, изучая состав золы морских водорослей, заметил, что медный котел, в котором выпаривались зольные растворы, разрушается слишком быстро. Куртуа начал исследовать свойства таких растворов и однажды обнаружил, что при добавлении к ним серной кислоты H_2SO_4 происходит выделение фиолетового пара: $2\text{NaI} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\2\text{H}_2\text{O}$ неизвестного вещества. Куртуа опубликовал свои наблюдения, но природу выделенного им вещества не установил. Только в 1813 г. другой французский химик Гей-Люссак доказал, что вещество Куртуа сходно с хлором и принадлежит к группе галогенов. Он дал ему имя «йод», (в переводе с греческого *uodéc* – фиолетовый). Гей-Люссак синтезировал впоследствии многие производные йода: иодоводород HI , монохлорид йода ICl , пентаоксид диioda I_2O_5 , триоксиодат водорода HIO_3 и др.

- Возможность существования элемента № 85 была предсказана Менделеевым, давшем ему имя «экайод». Элемент оказался неуловимым. Одно название элемента сменялось другим. То это был «дакин» – от названия древней страны даков, современников готтов в Средневековой Европе; то «алабамий» – по имени штата Алабама в США; то «гельведий» – в честь старинного имени Швейцарии; то «лептин» – в переводе с греческого – слабый, шаткий. Открыт астат был только в 1940 г. итальянским физиком Эмилио-Джино Сегре вместе с американскими физиками Д. Корсоном и К. Мак-Кензи. Они ис-

пользовали для получения астата ядерную реакцию, в которой ядра висмута Bi подвергались бомбардировке ядрами гелия He . Свое название элемент № 85 получил позднее, в 1947 г. В переводе с греческого «*астатос*» означает неустойчивый. Самый долгоживущий изотоп астата имеет период полураспада всего 8,3 ч. В земной коре в каждый данный момент времени находится не более 30 г астата. Он образуется при радиоактивном распаде атомов полония Po , урана U и тория Th . Химическим путем природный астат удалось выделить американским радиохимикам Э. Хайду и А. Гиорсо из продуктов радиоактивного распада атомов редкого щелочного элемента франция Fr .

- По распространённости в земной коре хлор занимает 12 место (0,095 ат.%), фтор – 16 место (0,026 ат.%); в литосфере хлор находится на 18 месте (0,020 масс.%); в гидросфере хлору принадлежит 3 место (1,987 масс.%), в организме человека хлор находится на 9 месте (0,25 масс.%). Все остальные элементы находятся в очень малых количествах. Бром по распространённости в земной коре занимает 43 место, йод – 70, астат – 94 место.

- С соединениями хлора, прежде всего с поваренной солью человечество знакомо с доисторических времён. Алхимикам была известна соляная кислота и смесь её с азотной кислотой – царская водка.

- Число атомов фтора в теле человека составляет $2,6 \cdot 10^{22}$ (в одной клетке $2,6 \cdot 10^8$); содержание хлора $1,8 \cdot 10^{24}$ (в одной клетке $1,8 \cdot 10^{10}$); йода составляет $1,5 \cdot 10^{20}$ (в одной клетке $1,5 \cdot 10^6$).

- В организме взрослого человека содержится около 95 г хлора. Мышечная ткань содержит 0,20–0,52% хлора, костная – 0,09%, в крови – 2,89 г/л. Йода в организме человека накапливается от 20–50 мг, содержание фтора достигает значений 2600 мг.

- Ежедневно с пищей человек получает 3–6 г хлора. Основная форма его поступления – это хлорид натрия. Ежедневно человек должен потреблять около 20 г поваренной соли. Хлорид ионы стимулируют обмен веществ, рост волос, придают бодрость и силу. Хлорид ионы участвуют в поддержании кислотно-щелочного равновесия в тканях (осморегуляции).

- Суточная потребность йода у человека 3 мкг на 1 кг массы, ежедневное поступление йода с продуктами питания составляет 0,1–0,2 мг, а брома 7,5 мг.

- Основные продукты, содержащие йод: салат-латук, зелёные части растений, репа, порей зелёный, дыня, чеснок, спаржа, морковь, капуста, картофель, лук, томаты, фасоль, овсянка, щавель, виноград, клубника, морская рыба, креветки, морские водоросли (морская капуста).

- В тонне высушенной морской капусты (ламинарии) содержится до 5 кг йода, в то время как в тонне морской воды его всего лишь до 50 мг.

- Много фтора содержится в рисе, луке, чечевице, шпинате, яблоках. Особенно богат фтором чай, содержание фтора в нём достигает 100 мкг/г. Обычно в тонне воды содержится до 0,2 мг фтора.

- Основные источники поступления брома в организм: морские водоросли, морская капуста, зелёные части растений, репа, порей зелёный, дыня, чеснок, спаржа, капуста, перец, картофель, лук, фасоль, щавель, виноград, клубника, морская рыба.

- Йод спасает наш организм от вторжения враждебных вирусов в кровь, участвует в регуляции обмена энергии, температуры тела, стимулирует повышение потребления кислорода тканями.

- Соляная кислота, которая входит в состав желудочного сока, играет особую роль в пищеварении, обеспечивая активизацию фермента пепсина, и оказывает бактерицидное действие.

- Раствор йода в этиловом спирте – антисептик, называется йодной настойкой, применяется при обработке ран. Йод используется в лекарственных препаратах, применяемых при лечении щитовидной железы. С давних времён, когда ещё йод не был получен, в 1567 году до н.э. Китайский кодекс рекомендовал для лечения зоба морские водоросли.

- Фтор был обнаружен случайно в зубах ископаемого слона, найденного в окрестностях Рима. Нехватка фтора приводит к разрушению зубов – кариесу, а большой избыток фтора в воде вызывает острое заболевание – флюороз (пятнистая эмаль).

- Первая зубная паста была изобретена американцем Сэмюелем Колгейтом в 1873 г. и выпускалась поначалу в банках. Однако уже к 1890 г. было создано производство пасты в более привычной для нас упаковке – в тюбике. Фторид натрия – составная часть зубной пасты.

- В Америке впервые было введено искусственное фторирование питьевой воды, что значительно снизило интенсивность кариеса зубов. В 1966 г. фторирование воды стало одной из самых важных современных общественных мер охраны здоровья во всём мире.

- Йод входит в состав «бытовой» настойки йода в спирте, раствора Люголя.

- Бактерицидные свойства бромида калия используются при хранении овощей и фруктов.

- Мертвое море – солёное озеро между Израилем и Иорданией. Побережье Мёртвого моря является самым низким участком суши на Земле: оно находится на 420 м ниже уровня моря. Уровень Мёртвого моря продолжает снижаться. Минералогический состав соли Мёртвого моря существенно отличается от состава соли других морей. В ней мало сульфатов, но относительно много бромидов. В состав соли входят: 50,8% бромида магния, 14,4% бромида кальция, 30,4% бромида натрия, 4,4% бромида калия.

- Ежегодно с морской водой в воздух переходит около 4 млн тонн брома, так что очень полезно дышать морским воздухом. Бромид натрия активизирует некоторые ферменты, участвует в переваривании жиров и углеводов, успокаивает ц.н.с.

- В небольших дозах ядовитый хлор иногда может служить и противоядием. Так, пострадавшим от сероводорода дают нюхать нестойкую хлорную известь. Взаимодействуя друг с другом два яда взаимно нейтрализуются.

- Хлорирование водопроводной воды приводит к уничтожению болезнетворных бактерий и её обеззараживанию.

- Кроме хорошо известной всем воды состава H_2O , существуют и другие «воды»: хлорная, бромная, сероводородная. Это водные растворы хлора Cl_2 , брома Br_2 и сероводорода H_2S . Есть и совсем таинственные названия. Так, «лабарракову воду» получают, пропуская

хлор в разбавленный водный раствор гидроксида натрия NaOH. При этом протекает реакция с образованием хлорида натрия NaCl и оксохлората натрия NaClO: $\text{Cl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$. Используют «лабарракову воду» для отбеливания тканей. Отбеливание основано на окислении загрязняющих веществ оксохлоратом водорода HClO (хлорноватистой кислотой), образующимся при действии угольной кислоты H_2CO_3 , всегда присутствующей в воде, при ее контакте с воздухом: $\text{NaClO} + \text{H}_2\text{CO}_3 = \text{NaHCO}_3 + \text{HClO}$. Если пропускать хлор в раствор гидроксида калия KOH, то получается «жавелевая вода», которую используют для тех же целей: $\text{Cl}_2 + 2\text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$. «Фагеденическая вода» – это фармацевтический препарат, который готовят, смешивая известковую воду с раствором хлорида ртути HgCl_2 : $\text{Ca(OH)}_2 + \text{HgCl}_2 = \text{CaCl}_2 + \text{HgO} + \text{H}_2\text{O}$. После смешения образуется суспензия (взвесь) тонкодисперсного желтого оксида ртути HgO в водном растворе хлорида кальция CaCl_2 . «Фагеденическую воду» используют при лечении кожных болезней.

- Пропускание газообразного хлора в ледяную воду приводит к выделению желто-зеленых кристаллов. Это кристаллический гидрат хлора состава $8\text{Cl}_2 \cdot 46\text{H}_2\text{O}$, устойчивый при температуре ниже $9,6^\circ\text{C}$. Подобные вещества относят к клатратам, или соединениям включения. Они образованы путем внедрения молекул хлора («гостей») в полости кристаллического каркаса, состоящего из молекул воды «хозяев». Впервые с этим явлением столкнулся Дэви в 1811 г. Гидраты способны образовывать и другие газы: оксид азота N_2O , ацетилен C_2H_2 , метан CH_4 , азот N_2 , кислород O_2 и даже благородные (инертные) газы аргон Ar, криптон Kr и ксенон Xe.

- Сулема HgCl_2 – очень сильный яд. Разбавленные растворы её (1:1000) используют в медицине как дезинфицирующее средство.

- По существующим санитарным нормам содержание хлора в воздухе помещений не должно превышать 0,001 мг/л, т.е. 0,00003%. Большие дозы элементарного йода в виде паров так же опасны: доза 2–3 г смертельна.

- Накопление в организме большого количества брома опасно, так как сам бром ядовит. Токсичная доза брома для человека 3 г., а летальная – более 35 г.

- Бромид серебра благодаря своей чувствительности к свету стал первоосновой для изготовления фотобумаги, кино- и фотоплёнок.

- Известь:

белильная – $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, CaCl_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$;

натронная – CaO , NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$;

хлорная – $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, CaCl_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_2O .

3. Кислород, сера, селен, теллур, полоний

Вопросы для обсуждения на занятии

1. Какое место по распространённости в природе занимает кислород? Сделайте сравнительную характеристику по природным средам и объектам.

2. В начале прошлого века кислород получали из минерала пиролюзита (двуокись марганца) либо: а) накаливанием его в каменной реторте – при этом пиролюзит отдает $\frac{1}{3}$ содержащегося в нем кислорода, либо б) нагреванием с концентрированной серной кислотой – при этом пиролюзит отдает $\frac{1}{2}$ своего кислорода. Выразите обе реакции уравнениями и проверьте путем расчета следующее утверждение, записанное в химическом словаре 1803 г.: «Пиролюзит при прокаливании дает примерно наполовину больше кислорода, чем красная окись ртути».

3. Бертолетова соль при нагревании сначала плавится, а затем начинает кипеть. Примесь оксида марганца(IV) понижает температуру кипения; при этом бурное кипение продолжается самопроизвольно, не требуя больше нагревания смеси. Напишите уравнение реакции, объясните происходящие изменения.

4. В каком из природных соединений содержится наибольший процент кислорода? В каком из искусственно получаемых соединений процент кислорода еще выше?

5. Придумайте опыт, который позволил бы убедиться, что технический кислород содержит небольшую примесь инертных газов.

6. Приведите уравнения реакций получения кислорода путем: а) нагревания твердых соединений без катализатора, б) нагревания твердого соединения в присутствии катализатора, в) разложения соединения в присутствии катализатора при обычной температуре.

7. Назовите известные вам простые вещества: а) взаимодействующие с кислородом при обычных температурах, б) взаимодействующие с кислородом при повышенных температурах, в) непосредственно не соединяющиеся с кислородом.

8. Назовите два газообразных вещества, в атмосфере которых кислород оказался бы горючим газом.

9. Почему нельзя составить уравнение, отображающее процесс получения кислорода из жидкого воздуха?

10. Перечислите характерные для элементов 16 (VI-A) группы степени окисления. Приведите примеры соединений элементов данной группы в этих степенях окисления. Почему при движении по группе сверху вниз от кислорода к полонию устойчивость положительных степеней окисления возрастает?

11. Какие из элементов 16 (VI-A) группы наиболее распространены в природе?

12. Почему кислород по химическим и физическим свойствам отличается от других элементов 16 (VI-A) группы гораздо сильнее, чем остальные элементы друг от друга?

13. Объясните, почему простое вещество кислород – газ, а сера, селен и теллур – твердые вещества.

14. Почему молекула кислорода O_2 парамагнитна?

15. Почему при комнатной температуре кислород более инертен, чем хлор?

16. В каких условиях из кислорода получается озон? Сравните окислительные свойства кислорода и озона. Объясните, почему они различаются.

17. Какие аллотропные модификации образует сера? Чем они различаются? Какая модификация выбрана за стандартное состояние элемента серы?

18. При нагревании вязкость жидкой серы сначала возрастает, а потом уменьшается. Как объяснить этот факт?

19. Может ли сера проявлять восстановительные и окислительные свойства? Ответ поясните примерами уравнений реакций.

20. Как объяснить тот факт, что энергия связи в молекуле H_2O больше, чем в молекуле H_2S ?

21. Используя термодинамические данные сопоставьте устойчивость водородных соединений в ряду $\text{H}_2\text{O} - \text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{Se} - \text{H}_2\text{Te}$. Какие из этих соединений можно получить взаимодействием простых веществ? Как получают остальные соединения?

22. Как изменяются температуры плавления и кипения в ряду $\text{H}_2\text{O} - \text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{Se} - \text{H}_2\text{Te}$? Постройте схематические графики изменения температур и объясните наблюдаемые закономерности.

23. Пероксид водорода может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Какие свойства преобладают у H_2O_2 – окислительные или восстановительные? В какой реакции пероксид водорода является одновременно и окислителем, и восстановителем?

24. Как изменяются восстановительные свойства водородных соединений халькогенов в ряду $\text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{Se} - \text{H}_2\text{Te}$?

25. Как изменяются кислотные свойства водных растворов водородных соединений халькогенов в ряду $\text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{Se} - \text{H}_2\text{Te}$?

26. Какие молекулы и ионы присутствуют в сероводородной воде? Какие соли можно получить при ее нейтрализации?

27. Почему при стоянии на воздухе сероводородная вода мутнеет и теряет запах?

28. Что такое катенация? Приведите примеры соединений, в которых она проявляется. Почему сера имеет более сильную тенденцию к катенации, чем кислород?

29. Какие соединения серы называются сульфанами? Полисульфидами?

30. Как изменяются окислительно-восстановительные свойства оксидов в ряду $\text{SO}_2 - \text{SeO}_2 - \text{TeO}_2$?

31. Какие из оксидов элементов 16 (VI-A) группы состава EO_2 взаимодействуют с водой? Чем различаются продукты взаимодействия с водой SO_2 и SeO_2 ?

32. Сравните устойчивость, кислотные и окислительные свойства селенистой (H_2SeO_3) и теллуристой (H_2TeO_3) кислот. Можно ли выделить эти кислоты в чистом виде?

33. Сравните восстановительные свойства сернистого газа и сульфит-иона в растворах. Какая из частиц – SO_2 в кислой среде или SO_3^{2-} в щелочной среде – проявляет более сильные восстановительные свойства?

34. Отличается ли среда растворов сульфитов, селенитов и теллуритов от нейтральной?

35. Как получают тиосульфат натрия? Какие свойства – окислительные или восстановительные – характерны для него?

36. Составьте структурную формулу тиосульфата натрия, какая сера в этом соединении выполняет восстановительные функции, а какая окислительные?

37. Какие из оксидов элементов 16 (VI-A) группы состава EO_3 взаимодействуют с водой? Какие продукты при этом получаются?

38. Как изменяются кислотные и окислительные свойства кислот в ряду $\text{H}_2\text{SO}_4 - \text{H}_2\text{SeO}_4 - \text{H}_6\text{TeO}_6$?

39. Какие металлы окисляются разбавленной серной кислотой? Какие продукты при этом получаются?

40. До каких продуктов может восстанавливаться концентрированная серная кислота H_2SO_4 в зависимости от активности взаимодействующего с ней металла?

41. Окисляет ли концентрированная серная кислота неметаллы? Если да, то какие? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

42. Что такое олеум и как его получают? Напишите общую формулу олеума.

43. Почему концентрированную серную кислоту можно использовать для осушения Cl_2 , HCl и CO_2 , но нельзя использовать для осушения HBr , HI , H_2S ?

44. Какие кислоты называют полисерными? Напишите структурную формулу дисерной кислоты.

45. Сульфиды практически всех переходных металлов малорастворимы. Почему при пропускании сероводорода через растворы солей переходных металлов не все сульфиды выпадают в осадок?

46. На основании произведения растворимости составьте ряд растворимости сульфидов d – переходных металлов.

47. Какие процессы в атмосфере приводят к образованию кислотных дождей?

48. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнения реакций серы, селена и теллура:

– с концентрированной горячей азотной кислотой.

– с концентрированным горячим раствором щелочи.

49. Напишите уравнение реакции диспропорционирования пероксида водорода и рассчитайте ее константу равновесия. Является ли разложение этого вещества термодинамически самопроизвольным? Для каких практических целей используется эта реакция?

50. Определите, можно ли при стандартных условиях и стандартных состояниях всех участников реакции окислить пероксид водорода H_2O_2 перманганатом калия KMnO_4 :

1) в кислой среде.

2) в щелочной среде.

51. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнения реакций раствора оксида серы(IV) с:

– сероводородной водой;

– бромной водой;

– пероксидом водорода.

Какие свойства – окислителя или восстановителя – проявляет оксид серы(IV) в этих реакциях?

52. Напишите уравнения всех протолитических равновесий, существующих в водных растворах гидросульфида NaHS и гидротеллу-

рида натрия NaHTe . Укажите сопряженные пары кислот и оснований. Какую реакцию среды имеют водные растворы NaHS и NaHTe ?

53. Определите, возможно ли выделение осадка малорастворимого сульфида при пропускании газообразного сероводорода через раствор:

- 1) нитрата меди;
- 2) сульфата марганца;
- 3) хлорида железа(II);
- 4) нитрата серебра.

54. Напишите уравнения реакций (если они возможны), протекающих при добавлении соляной кислоты к следующим солям щелочных металлов:

- сульфатам, сульфитам, гидросульфитам.
- сульфидам, гидросульфидам, дисульфидам.
- тиосульфатам, дисульфатам.

Вопросы для самостоятельной работы

1. Напишите уравнения реакций озонида калия KO_3 с водой и углекислым газом. Рассчитайте стандартные энергии Гиббса этих реакций.

2. Определите, можно ли при стандартных условиях окислить хлорид-ионы до газообразного хлора пероксидом водорода H_2O_2 при pH , равном 1 и 7.

3. Растворимость сероводорода в воде при $25\text{ }^\circ\text{C}$ составляет 2,28 мл в 1 мл воды. Вычислите pH насыщенного раствора H_2S .

4. Определите, можно ли при стандартных условиях и стандартных состояниях реагентов и продуктов реакции окислить халькогенид-ионы S^{2-} , Se^{2-} и Te^{2-} до свободной серы, селена и теллура соответственно:

- перманганатом калия в кислой среде.
- хроматом калия в щелочной среде.
- бромной водой.

5. Напишите уравнения реакций, протекающих при пропускании газообразного сероводорода через растворы солей железа(II) и железа(III). Запишите выражения для констант равновесия реакций и рассчитайте их численные значения.

6. В результате всех перечисленных ниже реакций получается оксид серы(IV). Напишите уравнения этих реакций:

- сжигание серы на воздухе;
- сжигание сероводорода на воздухе;
- обжиг сульфида меди;
- обжиг дисульфида железа;
- прокаливание сульфита кальция;
- взаимодействие меди с концентрированной серной кислотой.

7. Напишите уравнение реакции, которая может протекать при пропускании через раствор селеновой кислоты газообразного диоксида серы.

8. Рассчитайте константы равновесия процессов растворения CuS и FeS в соляной кислоте при 25 °С и сделайте вывод о направлении смещения их равновесия.

9. Рассчитайте константы равновесия процессов растворения ZnS и MnS в уксусной кислоте при 25 °С и сделайте вывод о направлении смещения их равновесия.

10. На склянке с пергидролем имеется надпись, указывающая, что это – 30-процентный пероксид водорода, один объём которого даёт 100 объёмов кислорода. Верна ли надпись на этикетке? Плотность пергидроля 1,11 г/см³.

11. Пероксид водорода используется взамен жидкого кислорода в ракетных двигателях. Рассчитайте, сколько пероксида водорода (в расчете на 100-процентный) потребуется для полного сгорания 1 кг жидкого топлива следующего состава: 37% углерода, 13% водорода, 50% кислорода.

12. Рассчитайте, сколько нужно взять серы на каждый грамм металла для получения: а) сульфида магния, б) сульфида алюминия.

13. Какие вещества и, в каком количестве должны быть после того, как закончится реакция между 15 г цинка и 6,4 г серы?

14. В результате пропускания избытка сероводорода через раствор нитрата свинца образовался осадок. Напишите уравнение реакции, ответ поясните.

15. Составьте уравнение реакции сероводорода с раствором едкого натра, какая в этом случае получается соль?

16. Напишите уравнение реакции сульфита натрия с соляной кислотой, какой газ получается при этом?

17. При сгорании серы в кислороде, получается такой же объем сернистого газа, каков был объем кислорода. Сернистый газ вдвое тяжелее кислорода. На основании этих данных, не используя атомных масс, вычислите процентный состав сернистого газа.

18. Сколько меди должно вступить в реакцию с концентрированной серной кислотой, чтобы при этой реакции образовалось 16 г диоксида серы?

19. Какой способ следует предпочесть при получении медного купороса действием серной кислоты на оксид меди или же на медь? Почему?

20. Если смешать сульфат калия с чистой серной кислотой и смесь нагреть до образования однородной массы, то напишите, какого состава получаются соединения?

21. Смешать раствор дисульфата натрия с едким натром. Раствор выпарить, остаток прокалить в тигле. Напишите формулу соединения, оставшегося в тигле.

22. К раствору, содержащему хлорид бария, добавили раствор серной кислоты, и осадок отфильтровали. Что перешло в фильтрат?

23. Купоросное масло по стандарту должно содержать не менее 92,5% H_2SO_4 . Каково «содержание» серного ангидрида в такой кислоте?

24. К раствору нитрата бария, добавили раствор сульфата натрия и осадок отфильтровали. Что содержится в фильтрате?

25. Медь реагирует с разбавленной серной кислотой H_2SO_4 только при участии кислорода воздуха. Напишите уравнение реакции, отражающее химизм данного процесса.

26. Сернистый ангидрид растворили в воде. К раствору прилили бромной воды до появления окраски брома, а затем – избыток раствора хлорида бария. Составьте уравнения данных реакций.

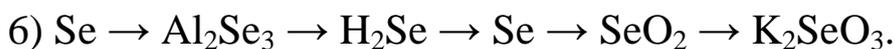
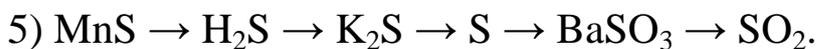
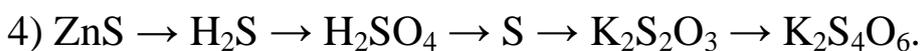
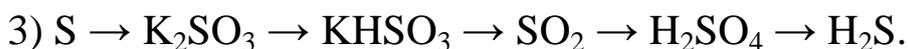
27. Определение серы в железных сплавах осуществляется следующим образом:

- сплав растворяется в соляной кислоте;
- образующиеся при этом газы пропускают через раствор хлорида кадмия, при этом образуется желтый осадок;
- к раствору с осадком приливают раствор медного купороса – осадок становится черным;
- черный осадок отфильтровывают, промывают, затем его помещают в заранее взвешенный тигель и прокаливают при доступе воздуха.

Напишите уравнения всех реакций. Дайте обоснование каждому процессу.

28. Составьте схему получения серной кислоты из серного колчедана.

29. Напишите уравнения реакций, образующих цепочку превращений, и укажите условия протекания реакций:



30. Твёрдое простое вещество желтого цвета прореагировало с алюминием, в результате чего образовалась соль, полностью гидролизующаяся в водном растворе с образованием белого осадка и ядовитого газа с запахом, напоминающим запах тухлых яиц. Этот газ пропустили через раствор хлорида меди. Образовавшийся при этом черный осадок отделили, а затем подвергли обжигу на воздухе. В результате нагревания масса осадка уменьшилась. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

31. Ядовитый бесцветный газ с неприятным запахом, образующийся при обработке сульфида цинка соляной кислотой, разложился при нагревании на простые вещества. При сгорании одного из полу-

чившихся простых веществ образовался газ с резким запахом, обесцвечивающий раствор перманганата калия. Напишите уравнения реакций.

32. Соль, образующуюся при взаимодействии элемента 16 (VI-A) группы с марганцем, подвергли обжигу на воздухе, при этом образовалось два оксида. Один – твердый, бурого цвета, а другой – газообразный, без цвета и с резким запахом. Газообразный оксид пропустили через раствор пероксида водорода. В полученный раствор опустили кусочек цинка и наблюдали выделение бесцветного газа, восстанавливающего при нагревании оксид меди(II) до свободной меди. Напишите уравнения происходящих реакций.

33. Бесцветный газ с характерным резким запахом прореагировал с другим бесцветным газом, образующимся при обработке сульфида марганца разбавленной серной кислотой. Образовалось простое твердое вещество желтого цвета. При растворении этого вещества в горячей концентрированной азотной кислоте получается другая кислота, дающая с раствором хлорида бария белый осадок. Напишите уравнения реакций.

34. Лакмусовая бумажка, смоченная раствором иодида калия, в присутствии озона синеет. Чем это объясняется? Приведите уравнение реакции в подтверждение данного процесса.

35. Озон окисляет хлористый водород, превращаясь при этом в кислород. Составьте уравнение этой реакции.

36. Кислород, предназначенный для медицинских целей, не должен содержать озона. Как проверить кислород на присутствие этой примеси?

37. Кислород, предназначенный для сварки и резки металлов, должен быть свободным от влаги. Можно ли для осушения кислорода применять: а) обезвоженный медный купорос, б) оксид кальция, в) оксид меди. Дайте обоснованный ответ.

38. Чтобы испытать пергидроль на присутствие в нем в качестве примеси кислоты, пергидроль разбавляют водой и вносят крупинку диоксида марганца и только после этого испытывают раствор индикатором. Объясните, что происходит при добавке диоксида марганца и почему эта добавка необходима.

39. Пероксид водорода является чрезвычайно слабой кислотой. Напишите уравнения двух ступеней диссоциации этой кислоты.

40. На бумажку, пропитанную раствором крахмала и иодида калия, пероксид водорода действует так же, как озон. Напишите уравнение реакции в молекулярной форме.

41. В чем сходны между собой озон и пероксид водорода по химическим свойствам?

42. Какое вещество появляется в продуктах окислительно-восстановительных реакций, когда в качестве окислителя выступает: а) пероксид водорода, б) озон – при обычных температурах?

43. Как связаны между собой атомы кислорода: а) в пероксиде водорода (и в других пероксидах), б) в кислороде?

44. Поводом к открытию одного газа послужило появление в некоторых случаях при электролизе воды возле анода такого же запаха, который ощущается в воздухе после грозы. Что это за вещество?

45. Какой тип химической связи в химических соединениях селена: $\text{SeO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_4 \rightarrow \text{NaHSeO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SeO}_4$.

46. Каков тип химической связи в соединениях, формулы которых: а) K_2S , б) CaS , в) SO_2 , г) SCl_4 ? Какова валентность серы и связанного с нею элемента в каждом из этих соединений?

47. Горит ли в кислороде фторид серы SF_6 ? Почему? Дайте обоснованный ответ.

48. Молекулярная масса одного из аллотропных видоизменений серы около 260. Из скольких атомов состоит молекула этого аллотропного видоизменения?

49. В вашем распоряжении сера, железо и соляная кислота. Какими двумя способами из этих веществ можно получить сероводород? Приведите уравнение реакций в ионной форме. Отметьте, что в них окисляется, что восстанавливается.

50. В виде какого соединения может содержаться в чугуна сера? Как ее обнаружить?

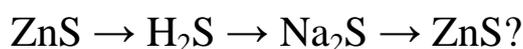
51. Можно ли собирать сероводород в вертикально стоящий сосуд способом вытеснения воздуха? Ответ поясните.

52. Сульфид железа обычно содержит в виде примеси свободное железо. Какая примесь присутствует в получаемом из него в аппарате Киппа сероводороде? Как эту примесь обнаружить?

53. Водород содержит примесь сероводорода. Каким из перечисленных ниже растворов можно воспользоваться для освобождения водорода от этой примеси: раствором едкого натра, раствором хлористого водорода, раствором нитрата свинца? Ответ подтвердите, приведя уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

54. Составьте уравнения реакций сероводорода, протекающих: а) без изменения валентности серы, б) с изменением валентности серы.

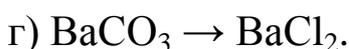
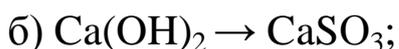
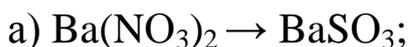
55. Как осуществить следующие превращения:



56. Почему нельзя путем выпаривания или перегонки раствора сернистой кислоты получить безводную сернистую кислоту?

57. Известковая вода при пропускании через нее сернистого газа мутится подобно тому, как она мутится при пропускании углекислого газа. Что представляет собой «муть»? Напишите уравнение соответствующей реакции.

58. Как осуществить следующие превращения:



Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

59. Как обнаружить присутствие в растворе сернистой кислоты, не прибегая к химическим реактивам?

60. Что нужно прибавить к раствору, содержащему соль сернистой кислоты, чтобы обнаружить присутствие ионов SO_3^{2-} ? Какие ионы являются реактивом на ионы кислотного остатка сернистой кислоты?

61. Полученный в производстве «сырой» аргон для освобождения от кислорода пропускают через печи, заполненные серой, где она за счет кислорода сгорает. Как следует поступить после этого, чтобы получить чистый аргон?

62. Кислый сернистоокислый кальций, применяемый в больших количествах в производстве бумаги, получается пропусканием сернистого газа в башни, наполненные известняком, на который сверху стекает вода. Напишите уравнение реакции образования указанной соли.

63. При высокой температуре и в присутствии катализатора оксид углерода восстанавливает сернистый ангидрид. Напишите уравнение реакции.

64. Приведите уравнения известных вам реакций сернистого ангидрида, в которых валентность серы: а) не меняется, б) повышается, в) понижается.

65. Если концентрированной серной кислотой капать на раскаленную поверхность, то кислота разлагается на воду, кислород и двуокись серы. Напишите уравнение реакции и укажите, известен ли вам процесс, обратный приведенному?

66. Одну из двух совершенно одинаковых полулитровых склянок заполнили концентрированной серной кислотой, другую – соляной кислотой и при этом забыли пометить надписями содержимое склянок. Как, не вынимая пробок, определить, какой из кислот заполнена каждая склянка?

67. Чистый сернистый газ можно получить, действуя при высокой температуре крепкой серной кислотой на серу. Напишите уравнение происходящей при этом реакции.

68. Склянка, почти доверху заполненная концентрированной серной кислотой, была оставлена открытой, без пробки. Через несколько дней часть жидкости перелилась через край склянки. Чем это объясняется?

69. Как будет изменяться со временем масса открытого сосуда: а) с очень разбавленным раствором серной кислоты, б) с концентрированной серной кислотой?

70. В числе продуктов реакции, происходящей при нагревании концентрированной серной кислоты с углем, имеется сернистый газ и другой газ, дающий муть с известковой водой. Напишите уравнение реакции угля с серной кислотой.

71. Почему растворение меди в концентрированной серной кислоте нужно производить в вытяжном шкафу, а растворение железа в разбавленной серной кислоте можно производить без тяги?

72. Почему концентрированную серную кислоту можно хранить в стальных резервуарах, между тем как для хранения разбавленной (до 75%) серной кислоты эти резервуары приходится изнутри покрывать кислотоупорным материалом?

73. При чистке железной цистерны из-под серной кислоты нельзя зажигать огня, так как может произойти взрыв. Чем вы это объясните?

74. Имеются две склянки без надписей: в одной из них – разбавленная соляная, в другой – разбавленная серная кислота. Можно ли при помощи мела узнать, в какой из склянок находится серная кислота? Ответ поясните.

75. Растворим ли в разбавленных кислотах продукт взаимодействия серного ангидрида и оксида бария?

76. Какую соль нужно прибавить к раствору сульфата магния, чтобы получить нитрат магния? Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

77. Какую соль нужно прибавить к раствору сульфата цинка, чтобы получить хлорид цинка? Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

78. Как осуществить следующие превращения:



Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

79. Приведите уравнения известных вам реакций, в которых концентрированная серная кислота является окислителем.

80. Открытая банка из-под баритовой воды (раствор гидроксида бария) покрылась внутри белым налетом. Нужно удалить этот налет. Что вы примените для этого: а) воду, б) раствор соляной кислоты, в) раствор серной кислоты? Почему?

81. Как убедиться в наличии или отсутствии примеси хлорида бария в сульфате бария?

82. Образец сульфата бария содержит в виде примеси карбонат бария. Как можно удалить эту примесь?

83. Один из способов получения баритовых белил, применяемых при изготовлении глянцевой бумаги, состоит в следующем. Минерал витерит, представляющий собой карбонат бария, обрабатывают соляной кислотой и к полученному раствору добавляют серную кислоту. Каков состав баритовых белил? Напишите уравнения реакций их получения.

84. Технический (получаемый на заводах) сульфат натрия обычно содержит в качестве примесей хлорид натрия и серную кислоту. Укажите: а) почему эти примеси содержатся в сульфате натрия, б) как доказать наличие примеси серной кислоты и хлорида натрия в сульфате натрия.

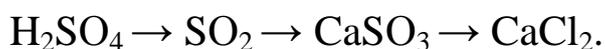
85. Какова валентность серы: а) в сульфиде кальция, б) в сульфате кальция, в) в сульфите кальция, г) в бисульфате кальция? Приведите второе химическое название каждой из указанных солей.

86. Если раствор сернистой кислоты оставить стоять на воздухе и затем добавить к нему хлорид бария, то образуется осадок, лишь частично растворяющийся в соляной кислоте. Чем это объясняется? Приведите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

87. В раствор сульфита натрия добавили хлорид бария, появился осадок. Этот осадок растворили в соляной кислоте и затем добавили хлорной воды. Вновь появился осадок, который при добавлении соляной кислоты не растворился. Выразите ход превращений уравнениями реакций в ионной форме.

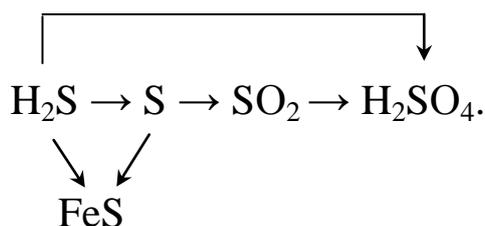
88. Для удаления избытка хлора при хлорировании воды с целью ее очистки применяется, в частности, сульфит натрия. Составьте уравнение реакции и вычислите, сколько весовых частей сульфита натрия $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ потребуется на 1 вес. ч. хлора.

89. При помощи каких реакций можно осуществить следующие превращения:



Напишите уравнения этих реакций.

90. При помощи каких реакций можно осуществить следующие превращения:



Напишите уравнения соответствующих реакций и укажите, условия их осуществления.

91. Имеются вещества, формулы которых NaBr, K₂SO₄, H₂SO₄, AlCl₃, Al₂O₃, ZnS, ZnCl₂. Какими из них вы воспользовались бы, чтобы, комбинируя попарно, получить чистые: а) сульфат цинка, б) сульфат натрия, в) сульфат алюминия? Ответ поясните, приведя уравнения реакций.

92. Один из способов получения соляной кислоты основан на реакции между поваренной солью, диоксидом серы, кислородом и водяным паром. При этом образуется сульфат натрия и хлористый водород. Составьте уравнение этой реакции.

93. В трех банках без этикеток находятся следующие вещества: сульфат натрия, сульфит натрия и сульфид натрия. Как, имея в своем распоряжении лишь один реактив (какой?), узнать, где, какая соль находится?

94. Почему нельзя осушить сероводород, пропуская его через концентрированную серную кислоту? Ответ поясните, приведя уравнение реакции, приводящей к появлению желтоватого осадка и газа с острым запахом.

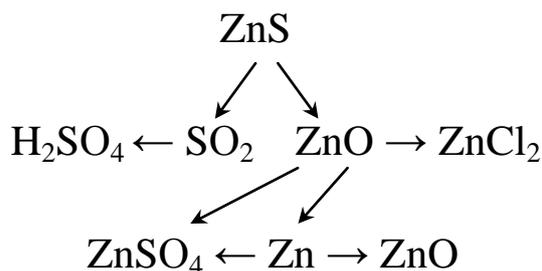
95. При пропускании сероводорода через бромную воду окраска, присущая бромной воде, исчезает, одновременно образуется свободная сера. Составьте уравнение этой реакции. В чем сходство ее с реакцией между хромом и бромистым водородом?

96. Какие из перечисленных ниже газов, формулы которых SO₂, H₂S, CO₂, NH₃, HCl, Cl₂, можно осушить, пропуская их через концентрированную серную кислоту?

97. Для очистки природных горючих газов, коксового и генераторного газа от вредной примеси – сероводорода и утилизации со-

держась в нем серы газовая смесь пропускается через природный гидроксид железа – болотную руду. Получающийся при этом сульфид железа(III) на влажном воздухе окисляется с образованием вновь гидроксида железа и элементарной серы. Изобразите все эти превращения уравнениями.

98. На схеме, приведенной ниже, указаны важнейшие продукты, которые могут быть получены при переработке цинковой руды – цинковой обманки ZnS . Назовите эти вещества и напишите уравнения реакций, в результате которых они могут быть получены:



99. Назовите, по крайней мере, два минерала, при сгорании которых находящаяся близко цветная материя может обесцветиться.

100. В России еще в XVII в. получали серу из серного колчедана нагреванием его без доступа воздуха. Из побочного продукта реакции (какого?) медленным окислением кислородом воздуха получали затем железный купорос. Изобразите изложенные процессы химическими уравнениями.

101. Если в железном колчедане содержится в качестве примеси сульфат кальция, то используется ли сера этого сульфата в процессе производства серной кислоты?

102. Почему газ, полученный сжиганием чистой серы или сероводорода, можно непосредственно подавать в контактный аппарат для окисления в серный ангидрид, между тем как газ, полученный обжигом колчедана, приходится предварительно очищать?

Знаете ли вы, что...

- Элемент кислород открывали трижды. Кислород впервые получили многие химики, не зная, правда, что это за газ. За кем же закрепили приоритет его открытия? С кислородом химики сталкивались давно, но установить природу газа им не удавалось. Полагают, что

первым кислород получил голландский алхимик-технолог Корнелиус-Якобсон Дреббел нагреванием нитрата калия: $2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$. Дреббел установил, что в кислороде, который он назвал «воздухом», вспыхивает тлеющий уголь, а человек спокойно дышит. В 1615 г. он построил первое подводное судно, наполнил его кислородом и вместе с двенадцатью мужчинами опустил на дно Темзы около Лондона на три часа. Предполагают, что в подводном судне находился и король Англии Джеймс I. В 1665 г. ассистент Бойля, английский физик Роберт Гук в книге «Микрография» писал, что воздух состоит из газа, который находится в селитре (нитрате калия KNO_3), и большого количества какого-то инертного газа. Позднее, в 1678 г. датский химик Оле Борх снова установил, что при нагревании селитры действительно выделяется газ, в котором вспыхивает тлеющий уголь. В 1721 г. священник Стефен Гейлс, повторив опыт Борха, собрал этот газ над водой, но принял его за очищенный воздух.

В 1772 г. Шееле выделил кислород, используя реакцию диоксида марганца MnO_2 с серной кислотой:



Полученный газ Шееле назвал «огненным воздухом». Через два года английский священник Пристли, ничего не зная о работах своих предшественников, снова открыл кислород, нагревая оксид ртути: $2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2$. В полученном газе ярко вспыхивала тлеющая лучинка, горела железная проволока, рассыпая искры. Полученный им газ Пристли назвал «дефлогистированным воздухом». Приоритет открытия кислорода был закреплен за Шееле и Пристли.

В том же 1774 г. Лавуазье, проводя опыты с нагреванием оксида ртути и горением фосфора, пришел к выводу, что в воздухе находится газ, поддерживающий горение. Сначала он назвал его «жизненным газом», но впоследствии дал газу название «кислотообразующий принцип», или «оксиген». Последнее название в России постепенно трансформировалось в слова «кислород» и «кислотвор». Закрепилось в химической литературе только первое слово. Название этому элементу дал французский химик А. Лавуазье *oxygenium*, что означает

«рождающий кислоты» или кислород (от греч. *оксис* – кислый, кислотный и *генес* – род, происхождение).

- Сера известна с 1 в. до н.э. Русское название серы происходит от древнеиндусского *сира* – светло-жёлтый, по цвету природной серы; латинское название от санскр. *сулвери* – горючий порошок (по горючести серы).

- Селен был назван от греч. Селене (Луна), по сопутствию селена теллуру в его рудах (как Луна – спутник Земли).

- Теллур от лат. *теллурис* – лат. теллус – мать-земля (по открытию элемента в золотоносной «земле»).

- «Парадоксальное золото». В XVIII в. в Трансильвании (Румыния) и Тироле (Германия) нашли новую золотосодержащую руду серого цвета, названную «белым», или «парадоксальным золотом». В 1782 г. горный инженер и директор горных приисков Ференц-Иожеф Мюллер исследовал эту руду и выделил из нее хрупкое, похожее на сурьму серебристо-белое вещество с металлическим блеском, которое, как он полагал, было новым неизвестным металлом. Чтобы удостовериться в своем открытии, он послал пробу металла шведскому химику-аналитику Бергману, который был в это время тяжело болен. Тем не менее Бергман провел анализ присланного образца и успел только установить, что он отличается по химическим свойствам от сурьмы. После смерти Бергмана никто новым металлом не заинтересовался; став бароном фон Рейхенштейном, забыл о нем и его первооткрыватель. В 1786 г. венгерский профессор химии Китаибель, не зная ничего об исследованиях Мюллера и Бергмана, снова выделил из аналогичной руды золото и какой-то новый металл. Свои исследования он не опубликовал, но о них каким-то образом узнал немецкий химик-аналитик Клапрот. Он провел обстоятельные исследования «парадоксального золота» и в 1798 г. выступил с сообщением перед Берлинской академией наук об открытии им нового элемента теллура Te , названного так в честь нашей планеты Земли. «Теллус» – латинское название древнеримской богини, матери Земли. от лат. *теллурис* – лат. теллус – мать-земля (по открытию элемента в

золотоносной «земле»). «Парадоксальное» же золото оказалось теллуридом золота AuTe_2 .

- Полоний от лат. *Полония* получил название (Польша) по родине М. Складовской-Кюри.

- По распространённости в земной коре кислород занимает 1 место (55 ат.%), сера – 15 место (0,027 ат.%); в литосфере кислород находится на 1 месте (46,6 масс %), сера на 14 месте (0,052 масс%); в гидросфере кислороду принадлежит 1 место (85,6 масс. %), сере – 6 место (0,0928 масс%); только в атмосфере кислород занимает 2 место (23,13 масс.%). Остальные элементы данной группы содержатся в малых количествах.

- На Земле по убывающей распространённости химические элементы составляют ряд: O, Si, Al, Fe, Ca, H (9-е место), C (13-е место), Ne (78-е место). Распространённость же элементов во Вселенной убывает в ряду: H > He > O > C > Ne > N > Si > S >... В космосе было обнаружено присутствие аммиака NH_3 , воды H_2O , циановодорода HCN , метанола CH_3OH , муравьиной кислоты HCOOH и даже аминокислот. Среди метеоритов падающих на Землю, встречаются так называемые углеродистые хондриты, в состав которых входит от 0,5 до 7,0% органических соединений. В частности, в метеорите «Мэрсон» (Австралия, 1969 г.) было обнаружено 18 различных аминокислот. Поэтому считают, что образование органических и неорганических соединений – распространённый космический процесс.

- Число атомов кислорода в теле человека составляет $1,27 \cdot 10^{27}$, а в одной клетке $1,7 \cdot 10^{13}$; серы $3,3 \cdot 10^{24}$, а в одной клетке $2,4 \cdot 10^{10}$; селена $1,5 \cdot 10^{20}$, а в одной клетке $1,5 \cdot 10^6$.

- При массе человека в 70 кг, его организм содержит до 43 кг кислорода.

- В организме человека содержание серы составляет 400–700 миллионных долей от массы, а селен встречается во всех органах человека в небольших количествах от 0,01 до 1 мг/кг.

- Сера входит в состав белков, аминокислот, ферментов и витаминов. Особенно важна сера для синтеза белков кожи, ногтей и волос. Селен входит в состав ферментов и гормонов, участвует в обмене

белков и нуклеиновых кислот, в формировании гормона щитовидной железы – тироксина. Накапливается в почках, печени, костном мозге, сердечной мышце, поджелудочной железе, лёгких, коже и в волосах, содержится в сетчатке глаз.

- В сутки организм человека получает с продуктами питания от 1800 г до 2600 г кислорода.

- В сутки в организм человека поступает с воздухом от 600 г до 920 г кислорода.

- Основные источники поступления кислорода в организм человека: воздух, вода, продукты растительного и животного происхождения. Соединения серы в организм поступают с продуктами растительного происхождения: орехи, бобовые, капуста, чеснок, тыква, инжир, крыжовник, слива, виноград; с продуктами животного происхождения: мясо, яйца, сыр, молоко.

- Селен содержится в растительных продуктах (зелень, цельное зерно, кукуруза, бобовые, фрукты, маслины, кокосы, фисташки, оливковое масло); в продуктах животного происхождения (мясо, свиное сало); оптимальное количество селена содержится в пивных дрожжах, чесноке и белых грибах.

- В природе озон образуется во время грозы из молекул кислорода. На высоте 15–25 км над Землёй озон образует защитный экран, спасающий Землю от губительных ультрафиолетовых лучей.

- Связь третьего атома кислорода в молекуле озона относительно непрочна, что обуславливает нестабильность молекулы в целом и её склонность к самораспаду.

- Озон используют при обеззараживании питьевой воды, дезинфекции воздуха в помещениях

- Сера входит в состав лекарств, в том числе антибиотиков, которые способны подавлять активность многочисленных микробов.

- В виде серного цвета серу используют для уничтожения некоторых вредителей растений.

- Купоросами называли в прошлые века сульфаты железа, меди, цинка и некоторых других металлов, содержащие химически связанную «кристаллизационную» воду. «Купорос зеленый», или «же-

лезный купорос» – вещество состава $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, современное название его – гептагидрат сульфата железа(II). Слово «купорос» применительно к сульфату железа, вероятно, связано со способом получения его из рудничных вод, содержащих «медный купорос», обработкой их железной стружкой: $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{Cu} + \text{FeSO}_4$. Вот какое определение всем «купоросам» давали в учебнике по химии в 1782 г.: «Купорос есть минералическая соль и в самом основании своем не что иное как серный спирт, одетый в металлическое или минералическое тело».

- Всякое ли масло пригодно для смазки! Различные непищевые масла (машинное, веретенное и др.), как это следует из их названий, служат для смазывания различных трущихся частей машин и аппаратов. Такие масла состоят из смеси углеводородов. Не зря бытуют поговорки «не подмажешь – не поедешь», «поехал как по маслу»... А есть ли «масла» вовсе не пригодные для смазки? Есть. Это, прежде всего, химически активные маслообразные жидкости, которые в старину называли «маслами» за их высокую вязкость. Например, «купоросное масло» – это концентрированная серная кислота H_2SO_4 , которую получали перегонкой железного купороса. «Мышьяковое масло» – хлорид мышьяка AsCl_3 – бесцветная маслообразная жидкость, «сурьяное масло» – хлорид сурьмы SbCl_3 – бесцветное вещество консистенции коровьего масла. А вот еще экзотическое «масло винокаменное чрез осырение» – насыщенный раствор поташа K_2CO_3 , полученного прокаливанием гидротартрата калия $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ («винового камня»). Поташ в сыром воздухе расплывается, превращаясь в маслоподобную жидкость, – отсюда и название. Ни одно из упомянутых «масел» не пригодно для смазки металлических трущихся поверхностей, так как они реагируют с металлами, разрушая их.

- В медицинских руководствах до сего времени встречаются такие названия: «горькая соль», «слабительная соль», «глауберова соль». «Горькая», «слабительная» или «глауберова» соль – это одно и то же вещество, декагидрат сульфата натрия $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Встречается в природе в больших количествах в виде минерала мирабилита. Особенно много мирабилита добывается в заливе Кара-Богаз-Гол на Каспийском море. Сульфат натрия был получен впервые

Глаубером при действии серной кислоты H_2SO_4 , которую он назвал «ацидум олеум витриоли», на хлорид натрия: $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$. Остаток твердого вещества после окончания реакции Глаубер растворил в воде и оставил для кристаллизации $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, а хлороводород HCl , выделившийся в результате прокаливании, при поглощении водой дал хлороводородную кислоту, которую, кстати, долгое время называли «дымящим соляным спиртом Глаубера». Позже ее стали называть соляной кислотой.

- В медицине широко применяются соединения селена (селенит натрия Na_2SeO_3 , обогащённые селеном дрожжи). Селен является природным антиоксидантом.

- Какой лёд тонет? Если замораживать водный раствор диоксида серы SO_2 , то сначала кристаллизуется не обычный лёд, а соединение включения (клатрат) диоксида серы состава $\text{SO}_2 \cdot (6 \pm n)\text{H}_2\text{O}$. Молекулы воды при помощи водородных связей образуют своеобразную «клетку», во внутренней полости которой находится молекула SO_2 . Плотность такого клатрата в твердом состоянии на 25% больше плотности воды. Значит, «клатратный лёд» тонет в воде.

- Чем дымит «дымящая серная кислота»? Серная кислота H_2SO_4 может растворять свой ангидрид – кислотный оксид, триоксид серы SO_3 ; при этом образуются полисерные кислоты: $\text{H}_2\text{SO}_4 + n\text{SO}_3 = \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S}_3\text{O}_{10}$ и другие кислоты. Полисерные кислоты называют еще «олеумом» (т.е. маслообразной жидкостью) или «нордгаузенским купоросным маслом». Это и есть «дымящая серная кислота». Полисерные кислоты выделяют на воздухе газообразный SO_3 , который, взаимодействуя с влагой воздуха, и вызывает появление «дыма» или тумана мельчайших капелек серной кислоты: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$.

- В сталелитейной промышленности во избежание «красноломкости» (снижения прочности при высоких температурах) допустимое содержание серы S в стали не должно превышать 0,01%. Примесь серы находится в виде сульфида железа FeS , практически нерастворимого в стали при обычной температуре. Он-то и вызывает растрескивание металла при прокатке и ковке. Если речь идет о стали, содержащей марганец и бор, которую используют в машиностроении, то

примесь серы в количестве около 0,015% приводит к тому, что такую сталь легче обрабатывать, причем режущий инструмент при этой обработке меньше изнашивается. В таких сталях сера содержится в виде сульфида марганца MnS, который играет роль твердой смазки, предотвращающей вырывы металла резцом. При обкатке двигателей внутреннего сгорания в цилиндры добавляют специальные присадки, содержащие коллоидную серу. Срок технологической операции в этом случае сокращается, так как на поверхности металла цилиндра и поршня тоже образуется сульфид марганца.

- Сероводород – ядовитый зловонный газ, обладает высокой токсичностью. В чистом виде он убивает человека мгновенно. Сероводород накапливается в организме, соединяется с железом, входящим в состав гемоглобина, что может привести к тяжелейшему кислородному голоданию.

- В глубинах Черного моря до 200 м в воде нет кислорода. Ни животные, ни растения жить там не могут, а живут там только бактерии, выделяющие сероводород. Ни одного другого такого моря в мире нет.

- Откуда сероводород в Черном море? Сероводород постоянно образуется на дне Черного моря при взаимодействии растворенных в морской воде сульфатов с органическими веществами: $\text{CaSO}_4 + \text{CH}_4 = \text{CaS} + \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{CaS} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{S}$. В этих реакциях сульфат кальция CaSO_4 превращается в сульфид CaS с выделением диоксида углерода CO_2 , а уже затем CaS , взаимодействуя с CO_2 и водой, переходит в оседающий на дно моря карбонат кальция CaCO_3 с одновременным выделением сероводорода H_2S . Этот процесс связан с жизнедеятельностью сульфатвосстанавливающих микроорганизмов. До верхних слоев воды сероводород не доходит, так как на глубине около 150 м он встречается с проникающим сверху кислородом. На этой же глубине обитают серобактерии, которые способствуют окислению сероводорода до серы (S): $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{S}$.

4. Азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут

Вопросы для обсуждения на занятии

1. С атомом какого инертного газа, с ионами какого галогена и какого щелочного металла сходен по электронному строению отрицательно заряженный ион азота?

2. Напишите формулы соединений азота с водородом, в которых ион водорода полностью или частично замещен на другие ионы.

3. Опираясь на электронную теорию валентности, выведите формулы соединений азота: а) с литием, б) с магнием, в) с алюминием, г) с кальцием.

4. М. В. Ломоносов, обжигая металлы в «запаянных накрепко стеклянных сосудах», обнаружил остаток воздуха, не соединяющийся с металлом. Каков состав этого остатка?

5. Пять стеклянных цилиндров заполнены газами. В одном находится хлор, в другом – азот, в третьем – диоксид серы, в четвертом – кислород, в пятом – диоксид углерода. Дайте обоснованный ответ, как определить, в каком цилиндре находится азот.

6. Можно ли освободить азот от примеси: а) хлороводорода, б) хлора, в) диоксида серы, г) сероводорода, д) паров воды, е) диоксида углерода, ж) кислорода, имея промывные склянки с раствором едкого кали и с концентрированной серной кислотой? Ответ иллюстрируйте уравнениями реакций.

7. Какими опытами можно проверить, содержит ли азот примеси: а) хлора, б) хлороводорода? Приведите соответствующие уравнения реакций.

8. Для получения азота в лаборатории пользуются следующими приемами: а) пропускают воздух через трубки с раскаленными медными стружками, б) разлагают нитрит аммония.

Уравнение реакции: $\text{NH}_4\text{NO}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$.

Как по составу отличается азот, полученный первым и вторым путем?

9. Перечислите характерные для элементов 15 (V-A) группы степени окисления. Приведите примеры соединений элементов данной группы в этих степенях окисления.

10. Какой из элементов 15 (V-A) группы образует наиболее устойчивые соединения в степени окисления +5? В степени окисления +3?

11. Какой из элементов 15 (V-A) группы наиболее распространен в природе?

12. Почему азот по химическим и физическим свойствам отличается от других элементов 15 (V-A) группы гораздо сильнее, чем остальные элементы данной группы отличаются друг от друга?

13. Почему наиболее устойчивая форма азота – молекулярное вещество N_2 , а у фосфора и мышьяка – кристаллы атомного строения?

14. Почему большинство реакций с участием азота происходит только при высоких температурах?

15. Какие аллотропные модификации образует фосфор? Чем различаются их строение и физические свойства? Какая из них наиболее устойчива? Какая модификация выбрана за стандартное состояние элемента фосфора?

16. Почему красный фосфор менее реакционно способен, чем белый?

17. Почему белый фосфор растворяется в некоторых органических растворителях (например, в бензоле или сероуглероде), а красный нет?

18. Простые вещества азот и белый фосфор имеют молекулярную структуру. Объясните, почему при стандартных условиях азот – газ, а белый фосфор – твердое вещество.

19. Какое из водородных соединений элементов 15 (V-A) группы – NH_3 , PH_3 , AsH_3 , SbH_3 – можно получить взаимодействием простых веществ?

20. Фосфор образует с хлором трихлорид PCl_3 и пентахлорид PCl_5 , а азот – только трихлорид NCl_3 . Объясните, почему азот не образует пентахлорид.

21. Опишите геометрическое строение молекул аммиака и фосфина. Почему угол $H-N-H$ ($107,3^\circ$) в молекуле NH_3 больше, чем угол $H-P-H$ ($93,6^\circ$) в молекуле PH_3 ?

22. Объясните, почему дипольный момент молекулы фосфина PH_3 (0,58 Д) меньше, чем дипольный момент молекулы аммиака NH_3 (1,46 Д). Какое из веществ – аммиак или фосфин – лучше растворяется в воде?

23. Как изменяются температуры плавления и кипения в ряду



Постройте схематические графики и объясните наблюдаемые закономерности.

24. Как изменяются в ряду $\text{NH}_3 - \text{PH}_3 - \text{AsH}_3 - \text{SbH}_3$:

1) термическая устойчивость?

2) основные свойства?

3) восстановительные свойства?

Объясните наблюдаемые закономерности.

25. Как объяснить, что аммиак NH_3 обладает основными свойствами, а трифторид азота NF_3 – нет?

26. Почему основные свойства аммиака гораздо сильнее выражены, чем основные свойства фосфина?

27. «Летучая щелочь» – так в XVIII в. называли соединение, содержащее 82,4% азота и 17,6% водорода. Какова формула и современное название этого соединения?

28. Напишите уравнения реакций термического разложения солей: нитрата аммония, нитрата натрия, нитрата серебра, нитрата свинца.

29. Какое из известных вам соединений азота содержит наиболее высокий процент азота?

30. Напишите уравнения реакций термического разложения солей аммония: сульфата аммония, хлорида аммония, нитрита аммония, нитрата аммония, дихромата аммония.

31. Один из трех цилиндров заполнили аммиаком, другой – кислородом, третий – аргоном. После этого цилиндры некоторое (небольшое) время оставались открытыми. Что будет наблюдаться при опускании в каждый из цилиндров тлеющей лучинки?

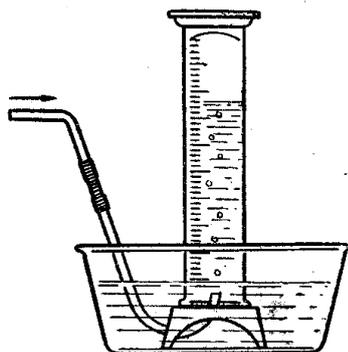


Рис. 1.

32. В цилиндр с водой поступает медленный ток газа. Укажите, судя по рисунку 1, каким именно газом – аммиаком, хлороводородом или азотом – заполняется цилиндр.

33. Разложением какой соли азота можно получить оксид азота(I) N_2O – «веселящий газ». Напишите уравнение реакции.

34. Как освободить аммиак от примеси двуокси углерода? К ответу дайте пояснение.

35. В одной из двух фарфоровых чашек был выпарен досуха водный раствор аммиака, в другой – водный раствор едкого натра. Можно ли, не прибегая к каким-либо пробам, указать чашку, в которой был раствор аммиака? Ответ поясните.

36. Сажа, накапливающаяся в обычных печных дымоходах, содержит аммиак. Опишите опыт, с помощью которого можно было бы в этом убедиться.

37. При разложении какой соли азота: нитрата свинца, нитрата калия, нитрата магния, нитрата серебра образуется свободный металл. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

38. Напишите уравнения реакций аммиака: а) с бромоводородом, б) с йодоводородом, в) с селеновой кислотой H_2SeO_4 . Назовите продукты реакции.

39. В чем сходство и в чем различие между реакцией аммиака с кислотами и реакцией щелочей с кислотами?

40. Что будет наблюдаться при смешении аммиака с бромоводородом?

41. Горюч ли в атмосфере аммиака: а) водород, б) кислород?

42. Какие продукты получаются при взаимодействии аммиака с кислородом без катализатора и в присутствии платинового катализатора?

43. Газы в лаборатории часто сушат путем пропускания их через концентрированную серную кислоту. Почему этот способ не применим для осушения аммиака?

44. Какие из солей аммония – сульфат, нитрат, хлорид, нитрит, иодид проявляют восстановительные, а какие окислительные свойства. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

45. Почему при возгонке хлорида аммония в железной посуде он загрязняется солью железа?

46. Какие явления будут наблюдаться при сильном нагревании в пробирке бромида аммония?

47. Бикарбонат аммония применяется при выпечке некоторых хлебных изделий (печенья), так как при нагревании он разлагается с образованием газов, вспучивающих тесто, делающих его рыхлым. Напишите уравнение реакции.

48. Почему некоторые нерастворимые в воде соли (например, AgCl) растворяются в аммиачном водном растворе, а некоторые (например, AgI) нет?

49. Какова валентность азота в известных вам оксидах этого элемента?

50. При высоком давлении сернистый ангидрид восстанавливает оксид азота(II) до азота. Составьте уравнение этой реакции.

51. Отвечающий азотной кислоте ангидрид (кристаллическое вещество) может быть получен взаимодействием двуокиси азота с озоном. Что еще образуется при этом превращении? Составьте уравнение указанной реакции.

52. Имеются четыре цилиндра: с оксидом азота(II), с диоксидом азота, с азотом, с аммиаком. Как проще всего узнать, в каком цилиндре какой газ содержится? В каких цилиндрах и как изменится окраска влажной фиолетовой лакмусовой бумажки?

54. Не считая азотистого ангидрида, имеющего синий цвет, лишь один из известных вам оксидов азота окрашен. Какой именно?

55. Какие соединения образуются при взаимодействии диоксида азота с серой, фосфором. Напишите уравнения реакций.

56. Как будет изменяться окраска при нагревании жидкого N_2O_4 ?

57. При получении оксида азота(II) бесцветного газа в открытый цилиндр из него выделяется бурый газ. Каким газом на самом деле был наполнен цилиндр?

58. Можно ли определить запах оксидов азота?

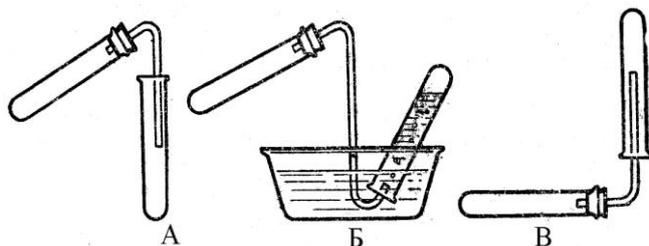


Рис. 2.

59. Каким из изображенных приборов (рис. 2) можно воспользоваться, чтобы получить и собрать: а) чистый аммиак, б) диоксид азота, в) чистый оксид азота? Ответ поясните.

60. Аммиак можно получить путем восстановления оксида азота водородом в присутствии катализатора (платины). Составьте уравнение этой реакции.

61. Если в закрытый пробкой цилиндр, заполненный диоксидом азота, ввести немного раствора сернистой кислоты, то коричневая окраска исчезает. Теперь, если убрать пробку, газ в цилиндре вновь становится коричневым. Руководствуясь этими наблюдениями, составьте уравнение реакции между диоксидом азота и сернистой кислотой.

62. Какова степень окисления азота в оксидах. Напишите формулы оксидов в структурном виде.

63. Какие оксиды образует азот? Какие из них кислотные? Какие безразличные? Какие реакции подтверждают кислотные свойства оксидов?

64. Почему оксид азота(IV) NO_2 образует димер N_2O_4 ? В какую сторону сместится равновесие реакции димеризации, если:

1) понизить температуру реакционной смеси?

2) повысить давление?

65. Какие оксиды образует фосфор? Ангидридами каких кислот они являются?

66. Какие из оксидов $\text{Э}_2\text{O}_3$ элементов 15 (V-A) группы реагируют с водой? Назовите вещества, которые получаются в результате этих реакций.

67. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов в ряду



68. Известны ли вам реакции аммиака, в которых валентность азота: а) повышается, б) понижается, в) остается без изменения? Ответ поясните, приведя соответствующие уравнения.

69. Нитрат аммония можно получать взаимодействием нитрата кальция с карбонатом аммония. Составьте уравнение этой реакции и укажите, почему она идет до конца.

70. Какие из оксидов элементов 15 (V-A) группы состава $\text{Э}_2\text{O}_5$ реагируют с водой? Назовите вещества, которые получаются в результате этих реакций.

71. Можно ли освободить окись азота от примеси двуокиси азота, промывая ее водой? Изменится ли при этом количество окиси азота, которым мы располагали?

72. Оксид азота(I), получаемая нагреванием нитрата аммония, обычно содержит примеси, в частности оксид азота(II). Как проще всего обнаружить эту примесь?

73. Оксид азота(II) можно освободить от влаги, пропуская ее над кусками едкого натра. Почему этим способом нельзя сушить диоксид азота?

74. Можно ли рассматривать реакцию диоксида азота, с водой как окислительно-восстановительную? Ответ подробно мотивируйте.

75. Каким наиболее простым способом можно выделить диоксид азота из смеси ее с кислородом?

76. Для определения состава двух бесцветных оксидов азота определенный объем каждого из них нагревался с металлическим калием. При этом один из них дал равный объем азота, другой – вдвое меньший, чем объем, который занимал он сам. Напишите формулы обоих оксидов, зная, что с калием азот в данных условиях не реагирует.

77. Изменится ли электропроводность воды при растворении в ней: а) азота, б) диоксида азота?

78. Вещество, получающееся при нагревании смеси селитры с купоросным маслом (концентрированной серной кислотой) и охлаждения образующихся паров, когда-то называли крепкой водкой. Каково современное название этого вещества?

79. Пары азотной кислоты при сильном нагревании разлагаются на азот, кислород и воду. Напишите уравнение реакции разложения азотной кислоты в этих условиях.

80. Нитрат меди можно получить из меди и концентрированной азотной кислоты, из меди и разбавленной азотной кислоты, а также из оксида меди и азотной кислоты. К какому типу реакций относятся данные процессы. Напишите уравнения соответствующих реакций.

81. В одном старинном научном трактате описан следующий способ получения «красного преципитата»: «Ртуть растворяют в азотной кислоте, раствор выпаривают и остаток нагревают, пока он не сделается красным», а) Что представляет собой «красный преципитат»? б) Напишите уравнения реакций, ведущих к его образованию, учитывая, что ртуть в образующихся соединениях двухвалентна и, что при действии азотной кислоты на ртуть, выделяется бесцветный газ, на воздухе буреющий.

82. Как изменяются кислотные свойства в ряду



83. Как изменяются окислительные свойства кислот в ряду



84. Почему азотная кислота HNO_3 проявляет только окислительные свойства, а азотистая HNO_2 – и окислительные, и восстановительные?

85. Почему «дымящая» азотная кислота окрашена и взрывоопасна?

86. Какие продукты восстановления образуются при взаимодействии азотной кислоты с металлами? Приведите примеры металлов, которые пассивируются концентрированной азотной кислотой.

87. Реакцию меди с 30% азотной кислотой используют для получения NO в лабораторных условиях. Почему же мы видим над пробиркой, в которой протекает эта реакция, бурый газ, хотя NO бесцветен?

88. Как изменяются окислительно-восстановительные свойства в ряду кислот $\text{H}_3\text{PO}_2 - \text{H}_3\text{PO}_3 - \text{H}_3\text{PO}_4$? Какой продукт получается при

взаимодействии фосфорноватистой и фосфористой кислот с окислителями?

89. Какую среду имеют растворы фосфата, гидрофосфата и дигидрофосфата натрия?

90. Напишите уравнения реакций окисления газообразного аммиака кислородом воздуха и концентрированного раствора аммиака хлорной водой.

91. Соль имеет состав NH_5SO_4 . Как следует видоизменить эту формулу, чтобы сразу было видно, о какой соли идет речь? Назовите ее. Напишите уравнение электролитической диссоциации этой соли.

92. Карбонат аммония в настоящее время получают смешением трех газообразных веществ. Каких именно? Составьте уравнение реакции.

93. Как исходя из водорода, хлора и азота получить хлорид аммония? Ответ иллюстрируйте соответствующими уравнениями реакций.

94. Какая соль образуется при смешении равных объемов аммиака и сероводорода? Составьте уравнение реакции, назовите получившуюся соль.

95. Приведите примеры образования аммонийных солей путем: а) реакции присоединения, б) взаимодействия двух солей, г) взаимодействия двух газов.

96. Напишите уравнения реакций (в молекулярной и ионной форме) между бромидом аммония и: а) едким натром, б) едким кали, в) гашеной известью, г) серной кислотой в воде.

97. Напишите (в молекулярной и ионной форме) уравнения реакций между иодидом аммония и: а) едким натром, б) едким кали, в) гашеной известью, г) нитратом серебра в водном растворе.

98. Напишите уравнения реакций (в молекулярной и ионной форме) между сульфатом аммония и: а) едким натром, б) едким кали, в) гашеной известью в водном растворе.

99. Напишите уравнения реакций (в молекулярной и ионной форме) между едким натром и: а) иодидом аммония, б) фторидом аммония, в) карбонатом аммония в водном растворе.

100. Напишите уравнения реакций (в молекулярной и ионной форме) между гашеной известью и: а) иодидом аммония, б) карбонатом аммония в растворе.

101. Необходимо отделить поваренную соль от хлорида аммония. Как следует нагревать смесь – в открытом или закрытом сосуде? Ответ поясните.

102. Какие две соли обладают следующими свойствами: а) при нагревании каждой из них с избытком щелочи выделяется аммиак, б) при прибавлении к раствору каждой из них раствора хлорида бария выпадает нерастворимый в кислотах осадок. Приведите уравнения всех упоминаемых реакций в молекулярной и ионной форме.

103. В чем заключается отличие и в чем сходство между реакциями едкого натра (в избытке) с бисульфатом аммония и бисульфатом натрия?

104. При кипячении водного раствора хлорида аммония раствор постепенно приобретает кислую реакцию. Чем это объясняется?

105. Напишите уравнение реакции (по стадиям и суммарное), происходящей при взаимодействии разбавленной азотной кислоты с алюминием. Одним из продуктов этой реакции является оксид азота, быстро бурящийся при взаимодействии с кислородом.

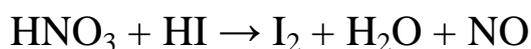
106. При взаимодействии железа с азотной кислотой средней концентрации получается бурый газ и соль трехвалентного железа. Напишите уравнения реакций (по стадиям и суммарное).

107. При взаимодействии сернистого газа с азотной кислотой в присутствии воды получают оксид азота и серная кислота. Напишите уравнение реакции (по стадиям).

108. Раскаленный уголек, брошенный в концентрированную азотную кислоту, продолжает гореть; при этом выделяется бурый газ и газ, образующий с известковой водой белый осадок. Напишите уравнение реакции.

109. При пропускании оксида азота в теплую концентрированную азотную кислоту жидкость окрашивается в бурый цвет. Чем это объясняется? Ответ подтвердите уравнением реакции.

110. Опишите внешнюю картину, наблюдающуюся при введении азотной кислоты в цилиндр с йодоводородом. Подберите коэффициенты к схеме реакции, происходящей в этом опыте:



111. Как очистить азотную кислоту от примеси серной кислоты?

112. Как очистить азотную кислоту от примеси соляной кислоты?

113. Напишите уравнения реакций всех известных вам способов образования азотной кислоты.

114. Напишите уравнения, отвечающие следующим превращениям:

азот \rightarrow аммиак \rightarrow оксид азота(II) \rightarrow диоксид азота \rightarrow азотная кислота \rightarrow аммиачная селитра. Укажите условия протекания каждой реакции.

115. Можно ли получить чистый нитрат калия из нитрата кальция и поташа? Ответ поясните.

116. Как из нитрата натрия и других необходимых для этого веществ получить нитрат калия. Приведите уравнения реакций.

117. Чем вы докажете, что черный порох представляет собой смесь нитрата калия, серы и угля? Дайте подробное объяснение.

118. Если нагревать серу в сосуде, из которого предварительно был выкачан воздух, то она не загорается. В этих же условиях черный порох горит большим голубым пламенем. Объясните, почему порох горит в отсутствие воздуха, а сера не горит.

119. Нитрат железа, применяемый в качестве протравы при крашении шерсти, получают действием азотной кислоты на железные стружки. Составьте уравнение реакции, зная, что она протекает подобно реакции разбавленной азотной кислоты с медью и что при этом образуется соль трехвалентного железа.

120. Какого цвета должен быть раствор, полученный при растворении образца латуни (сплав меди с цинком) в азотной кислоте?

121. Напишите в ионной форме уравнения реакций образования следующих веществ: а) нитрата кальция из гашеной извести и азотной кислоты, б) нитрата аммония из сульфата аммония и нитрата ба-

рия, в) нитрата калия из нитрата бария и карбоната калия, г) нитрата натрия из карбоната натрия и азотной кислоты, д) нитрата натрия из нитрата кальция и сульфата натрия.

122. Один из способов получения кальциевой селитры состоит в нейтрализации разбавленной азотной кислоты мелом или известняком. Составьте ионное уравнение происходящей при этом реакции.

123. Имеются растворы едкого натра, нитрата серебра, карбоната натрия и хлорида бария. Как при помощи этих веществ можно определить, какое из удобрений – сульфат аммония, нитрат аммония, хлорид аммония, натриевая селитра, кальциевая селитра – представляет собой исследуемый образец удобрения? Ответ поясните, приведя уравнения реакций.

124. При окислении аммиака кислородом получается, в зависимости от условий, оксид азота(II) NO, или оксид азота(I) N₂O, или азот. Напишите уравнения этих трех реакций и укажите, не прибегая к вычислениям, весовые отношения кислорода, необходимого для окисления определенного количества аммиака до указанных веществ.

125. При горении аммиака в струе кислорода получается вода и газообразное вещество, плотность которого меньше плотности любого из азотсодержащих веществ, которые могут образоваться при горении аммиака. Составьте уравнение реакции горения аммиака в кислороде.

Вопросы и задания для самостоятельной работы

1. Продуктом окисления аммиака кислородом без катализатора является молекулярный азот N₂, а в присутствии платино-родиевого катализатора – оксид азота(II) NO. Сравните энергии Гиббса этих реакций. Какая из них термодинамически более выгодна? С помощью энергетического профиля реакции объясните, каким образом катализатор влияет на состав продуктов реакции.

2. Расположите в порядке возрастания основных свойств следующие основания: NH₃, NH₂OH, CH₃NH₂, (CH₃)₂NH. Проверьте ваш ответ по табличным значениям констант диссоциации перечисленных оснований.

3. Напишите уравнения реакций:

- 1) оксида азота(III) с водой и с раствором щелочи,
- 2) оксида азота(IV) с водой и с раствором щелочи,
- 3) оксида азота(V) с водой и с раствором щелочи.

4. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить азотистую кислоту из нитрита калия и из смеси NO и NO₂. Изобразите структурную формулу молекулы азотистой кислоты.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить ортофосфорную кислоту из ортофосфата кальция и из оксида фосфора(V). Изобразите структурную формулу молекулы ортофосфорной кислоты.

6. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить фосфористую кислоту из оксида фосфора(III) и при гидролизе PCl₃. Изобразите структурную формулу молекулы фосфористой кислоты.

7. Напишите уравнения реакций:

1) фосфористой кислоты с недостатком (менее 1 моля на моль кислоты) и с избытком (более 3 молей на моль кислоты) гидроксида натрия.

2) ортофосфорной кислоты с недостатком (менее 1 моля на моль кислоты) и с избытком (более 3 молей на моль кислоты) гидроксида натрия.

8. Сравните между собой силу пары кислот и напишите уравнения их диссоциации:

- 1) азотной и азотистой.
- 2) фосфорной и фосфористой.
- 3) фосфористой и фосфорноватистой.
- 4) фосфорной и мышьяковой.

9. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнения реакций концентрированной азотной кислоты с фосфором, мышьяком и сурьмой.

10. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнения реакций разбавленной (~30%) азотной кислоты с цинком, свинцом, висмутом, медью, серебром и железом.

11. При взаимодействии меди с разбавленной азотной кислотой среди продуктов ее восстановления присутствует преимущественно оксид азота(II) NO. Образуется также небольшое количество молекулярного азота. Определите, какой процесс является более выгодным с термодинамической точки зрения – восстановление азотной кислоты до NO или ее восстановление до N₂. Объясняет ли термодинамический расчет экспериментальные результаты?

12. Напишите уравнения протолитических равновесий, устанавливающихся в водных растворах:

1) азотистой и азотной кислот.

2) ортофосфорной, фосфористой и фосфорноватистой кислот.

В какую сторону смещено равновесие каждой из этих реакций?

13. Напишите уравнение реакции термического разложения:

1) нитрата натрия.

3) фторида аммония.

2) нитрата серебра.

4) нитрата аммония.

Объясните, почему для протекания всех этих реакций необходимо нагревание.

14. Напишите уравнение реакции и запишите выражение для ее константы равновесия.

1) $\text{Mg(тв)} + \text{NO}_2(\text{г.}) \rightarrow$

2) $\text{SO}_2(\text{г.}) + \text{NO}_2(\text{г.}) \rightarrow$

3) $\text{P}_4(\text{белый}) + \text{N}_2\text{O}(\text{г.}) \rightarrow$

4) $\text{NO}_2(\text{г.}) + \text{O}_3(\text{г.}) \rightarrow$

5) $\text{PH}_3(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) \rightarrow$

15. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение реакции, протекающей в водном растворе.

1) $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{KMnO}_4 \rightarrow$

2) $\text{K}_3\text{AsO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

3) $\text{Bi}(\text{OH})_3 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \dots$

4) $\text{NaBiO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

16. Методом электронно-ионного баланса составьте сокращенное ионное уравнение реакции, протекающей в растворе.

1) $\text{Fe}^{2+} + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow$

- 2) $\text{SO}_2 + \text{NO}_2^- + \text{H}^+ \rightarrow$
- 3) $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
- 4) $\text{NO}_2^- + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 5) $\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 6) $\text{HPO}_3^{2-} + \text{Br}_2 + \text{OH}^- \rightarrow$
- 7) $\text{H}_2\text{PO}_2^- + \text{Ni}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 8) $\text{NH}_3 + \text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

17. Методом электронно-ионного баланса составьте сокращенное ионное уравнение реакции азотной кислоты с минералом:

- 1) леллингитом FeAs_2 ;
- 2) пиритом FeS_2 ;
- 3) арсенопиритом FeAsS .

В результате протекания этих реакций образуются ионы Fe^{3+} и SO_4^{2-} , вода, мышьяковая кислота H_3AsO_4 и оксид азота(II) NO .

18. Напишите уравнения реакций, с помощью которых (возможно, в несколько стадий) можно получить:

- 1) фосфористую кислоту из фосфора.
- 2) гидроксид висмута из висмута.
- 3) тиосолеь K_3SbS_4 из сурьмы.
- 4) нитрат натрия из азота.
- 5) арсенит натрия из мышьяка.

19. Напишите уравнения реакций, образующих цепочку превращений, и укажите условия протекания реакций:

- 1) $\text{N}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{O}_2$.
- 2) $\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2$.
- 3) $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{CsNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_2$.
- 4) $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{Li}_3\text{N} \rightarrow \text{NH}_3$.
- 5) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{P}_4 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4$.
- 6) $\text{Ca}_3\text{P}_2 \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{BaHPO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4$.
- 7) $\text{Ba}_3\text{As}_2 \rightarrow \text{AsH}_3 \rightarrow \text{As}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3 \rightarrow \text{KAsO}_2$.
- 8) $\text{Bi} \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{KBiO}_3 \rightarrow \text{BiCl}_3 \rightarrow \text{Bi}$.
- 9) $\text{Sb} \rightarrow \text{SbCl}_3 \rightarrow \text{Sb}_2\text{S}_3 \rightarrow \text{NaSbS}_2 \rightarrow \text{Sb}_2\text{S}_3 \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_3$.

20. Продукт взаимодействия лития и азота обработали водным раствором щелочи. Выделившийся при этом газ смешали с избытком кислорода и пропустили над нагретым платиновым катализатором. После охлаждения образовавшаяся газовая смесь приобрела бурый цвет. Напишите уравнения всех упомянутых реакций.

21. Белый фосфор растворили в горячей щелочи, при этом выделился газ, который загорается в кислороде без поджигания. Напишите уравнения упомянутых реакций.

22. Термический распад соли напоминает извержение вулкана. При этом выделяется малоактивный бесцветный газ, входящий в состав атмосферы, и остается темно-зелёное твёрдое вещество. При нагревании этой соли с щёлочью одним из продуктов реакции является бесцветный газ с резким запахом, окрашивающий влажную лакмусовую бумажку в синий цвет. Напишите уравнения всех упомянутых реакций.

23. При взаимодействии неизвестной соли с раствором нитрата серебра образуется желтоватый творожистый осадок, растворимый в избытке водного раствора аммиака. Эта соль реагирует с горячим раствором нитрита натрия, что приводит к бурному выделению бесцветного газа. Напишите уравнения всех упомянутых реакций.

24. Термическое разложение соли приводит к образованию так называемого «веселящего газа». При нагревании этой соли с гидроксидом кальция выделяется бесцветный газ с резким запахом, раствор которого в воде называют «нашатырным спиртом». Напишите уравнения всех упомянутых реакций.

25. Неизвестная бесцветная соль окрашивает пламя в желтый цвет. При осторожном нагревании этой соли с концентрированной серной кислотой отгоняется жидкость, в которой растворяется медь (с выделением бурого газа). При термическом разложении соли образуется кислород. Напишите уравнения всех упомянутых реакций.

26. Смесь азота и водорода нагрели до температуры 500 °С и под высоким давлением пропустили над железным катализатором. Продукт реакции прореагировал с азотной кислотой. Образовавшийся раствор осторожно выпарили, а твёрдый остаток нагрели до высокой

температуры и получили один из оксидов азота, который используется в медицине как анестезирующее средство. Напишите уравнения всех упомянутых реакций.

27. Продукты разложения карбоната аммония пропустили через нагретую трубку с оксидом меди, затем через склянку с известковой водой, что привело к образованию белого осадка. Оставшийся газ пропустили через трубку с оксидом фосфора(V). Какой состав имеет газ, вышедший из трубки с P_2O_5 ? Напишите уравнения всех упомянутых реакций.

28. Смесь ортофосфата кальция, кокса и песка нагрели в электропечи. Один из продуктов реакции является простым веществом, которое при контакте с воздухом светится в темноте. Твердый продукт горения этого вещества растворили в большом количестве воды и через полученный раствор пропустили избыток аммиака. Напишите уравнения всех упомянутых реакций.

29. Получаемый в промышленных установках «сырой» аргон представляет собой смесь приблизительно следующего состава: кислорода – 35%, азота – 18%, остальное – аргон. Что должно остаться после сжигания такой смеси в необходимом количестве водорода и пропускания через концентрированную серную кислоту?

30. Лавуазье рассматривал азот как инертный газ. Какие факты вы можете привести для опровержения этой точки зрения.

31. В качестве окислителя для твердого ракетного топлива применяется перхлорат аммония. В нем водорода 3,4%, азота 11,9%, хлора 30,2% и кислорода 54,5%. Выведите формулу этой соли, составьте уравнение реакции ее распада при нагревании в отсутствие горючего (при этом образуются вода, хлористый водород, азот и кислород).

32. Сульфат аммония может быть получен из следующих веществ: а) трех газообразных веществ, б) газообразного вещества и жидкости. Составьте уравнения соответствующих реакций.

33. При получении сульфата аммония гипсовым способом гипс взмучивают в воде и в смесь пропускают аммиак и диоксид углерода.

Образующийся карбонат аммония с гипсом дает сульфат аммония и вещество, выпадающее в осадок. Составьте уравнения упомянутых реакций.

34. Некоторый газ горит в хлоре, образуя азот и хлористый водород, причем объемы вступившего в реакцию хлора и образовавшегося азота относятся как 3: 1. Каков состав этого газа? Почему в начале при этой реакции наблюдается обильное выделение белого дыма? Что он собой представляет? Напишите уравнения реакций.

35. Чистый азот можно получить, пропуская смесь оксида азота и аммиака над катализатором (платинированный асбест). Составьте уравнение этой реакции; укажите, является ли этот процесс обратимым.

36. При взаимодействии азотной кислоты средней концентрации с серебром азот переходит в азотистый ангидрид N_2O_3 . Составьте уравнение реакции (по стадиям).

37. Разбавленная азотная кислота на холоде окисляет сероводород до свободной серы, причем образуются оксид азота и вода. Напишите уравнение реакции.

38. Рассчитайте, какой процентной концентрации должна получиться кислота при условии полного окисления аммиака и растворения кислоты в образовавшейся воде. Схема реакции окисления такова:



39. Сколько 55-процентной азотной кислоты получится из 1 т аммиака, если выход продукта окисления в контактном аппарате достигает 98%, а выход кислоты в поглотительных колонках составляет 94%?

Знаете ли вы, что...

- Самое неудачное название среди элементов – у азота. В России не один элемент не имел в XVIII–XIX вв. столь многочисленных названий, как азот: нечистый газ, удушливый газ, септон, мофитический воздух, огорюченный воздух, селитрород, гнилотвор, смертельный газ, nitrogen, испорченный воздух и др. Лавуазье дал ему название от греч. *Алфа* – отрицание и *зоэ* – жизнь «безжизненный». В библейской мифологии слово азот означало начало и конец всего сущего.

Таким образом, получилось, что азот в одно и то же время элемент «безжизненный» и «исцеляющий», «жизнь утверждающий» и «жизнь отрицающий». Поэтому неудачное название элемента привело к попыткам дать ему другое название. В это же время применяли и название азот, которое и закрепилось постепенно в химической литературе. Латинское название **нитрогениум** происходит от греч. **нитроген** – рождающий селитру, поэтому название «нитраты» – образовалось от слова «нитроген».

- При перегонке сухого остатка от выпаривания мочи немецкий алхимик Гамбургер Х. Бранд заметил зеленоватое свечение, отсюда название элемента фосфор – **фосфорос** – светящийся в темноте, светоносец: от греч. **фос** – свет и **форос** – несущий.

- Название мышьяк этот элемент получил от греч. **арсеникум** (жёлтый пигмент). Однако химики считают, что у данного элемента самое курьёзное название. Русское название этому элементу дало слово «**мышь**», поскольку препараты мышьяка применялись для истребления мышей и крыс.

- Сурьма от тур. **сюрме** (чёрная краска), лат. **stibium** – **стиби** (чёрная метка). Устаревшее лат. название сурьмы *Antimonium* – от *антимоний* (от алхимического названия минерала стибнит).

- Висмут получил своё название от древнегерманского **vism-utum** – «белая масса» по белой окраске многих солей.

- По распространённости в земной коре фосфор занимает 13 место (0,052%), азот 17 место (0,025 ат.%); в литосфере фосфор находится на 11 месте (0,118%), азот на 25 месте (0,0046 масс.%), а в атмосфере азот занимает 1 место (75,5 масс.%). Остальные элементы данной подгруппы содержатся в малых количествах.

- В теле человека $1,4 \cdot 10^{25}$ атомов фосфора (в одной клетке $1,4 \cdot 10^{11}$ атомов), азота во всём теле человека $9,1 \cdot 10^{25}$ (в одной клетке $9,1 \cdot 10^{11}$), мышьяка $1,1 \cdot 10^{20}$ (в одной клетке $1,1 \cdot 10^6$).

- В организме человека массой 70 кг содержится примерно 1,8 кг азота.

- Содержание азота в крови составляет 3077 мг/л, в волосах – 140000–157000 мг/кг, а в ногтях – 146000–148000 мг/кг.

- Суточное потребление азота с продуктами составляет 13–16 г, фосфора 1–3 г, висмута 0,02 мг.

- Среднее содержание мышьяка в теле человека составляет 0,08–0,2 мг/кг. Предел суточного поступления мышьяка, установленный ВОЗ, составляет 0,05 мг на 1 кг массы тела.

- Основные источники поступления азота в организм – продукты животного происхождения (мясо, рыба, птица), кисломолочные продукты; растительного происхождения – горох, соя, чечевица, орехи, грибы.

- В состав белков всех живых организмов входят только 20 аминокислот, хотя в природе их известно около 180, причём 10 из них являются незаменимыми и должны обязательно поступать в организм с животной и растительной пищей.

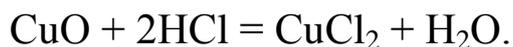
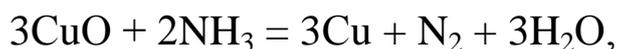
- Основные источники поступления фосфора в организм – продукты животного происхождения (сыр, мясо, яйцо, лосось, сардины, креветки, печень трески); растительного происхождения – зелёный горошек, шпинат, огурцы, редис, оливки, сельдерей, цветная капуста. Фрукты: яблоки, груши. Злаки: бобы, рожь, ячмень, пшеница, соя, чечевица. Орехи: фундук, арахис, грецкие орехи, кешью. Грибы.

- Основные источники поступления висмута в организм – воздух, вода, продукты животного происхождения. Висмут накапливается в крови, мышцах, волосах, почках, костях, головном мозге.

- В организм мышьяк поступает путём вдыхания загрязнённого воздуха, через питьевую и минеральную воду, виноградные вина, соки, морепродукты, медицинские препараты, пестициды и гербициды.

- Нашатырный спирт – 3–10% водный раствор аммиака – используется для возбуждения сердечной деятельности и центра дыхания.

- При пайке металлов используют нашатырь и канифоль. Зачем? Нашатырь – это хлорид аммония NH_4Cl , его используют для травления – очистки поверхности паяльника и спаиваемого изделия от оксидов металлов. Применение его основано на том, что при повышенной температуре хлорид аммония подвергается термическому разложению на аммиак NH_3 и хлороводород HCl : $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_3 + \text{HCl}$. Образующиеся аммиак и HCl реагируют с оксидом меди на горячей поверхности медного паяльника:



В результате обнажается чистая поверхность металла, которая может «смачиваться» расплавленным оловом или сплавом – припоем. Канифоль представляет собой сложную смесь органических кислот и ненасыщенных углеводородов, ее получают после отгонки скипидара из смолы хвойных растений. Взаимодействие компонентов канифоли с оксидами металлов при высокой температуре ведет к восстановлению этих оксидов до металла. Кроме того, сплав канифоли защищает поверхность «жала» паяльника и спаиваемое изделие от контакта с воздухом, а значит, и от окисления.

- Соединения мышьяка используются в медицине уже более 2000 лет, как антимикробные, противопротозойные препараты. Изотопы мышьяка ^{74}As , ^{76}As используются в онкологической практике лечения.

- Аммиак – главный продукт естественного гниения продуктов белкового происхождения.

- Нитраты некоторых металлов и аммония – азотные удобрения называют селитрами: NaNO_3 – натриевая (чилийская), KNO_3 – калиевая (индийская), $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ – кальциевая (норвежская), NH_4NO_3 – аммиачная.

- Вода: аммиачная – 25% водный раствор NH_3 , баритовая – насыщенный водный раствор $\text{Ba}(\text{OH})_2$, бромная – насыщенный водный раствор Br_2 .

- Белый фосфор окисляется на воздухе, давая зелёное свечение в темноте.

- Белый фосфор применяется в производстве фосфорной кислоты и красного фосфора, как реагент в органических синтезах, раскислитель сплавов, зажигательное средство.

- В состав спичечной головки входит красный фосфор, бертолетова соль и катализаторы – оксиды марганца и железа.

- Белый фосфор чрезвычайно ядовит, опасная для жизни доза – более 50 мг. Красный фосфор – это порошок, который не ядовит и не горюч, он используется в качестве наполнителя в лампах накаливания.

- Из соединений мышьяка арсин – мышьяковистый водород является самым ядовитым соединением. Концентрация его 0,005 г/л убивает мгновенно. Другая группа сильноотравляющих веществ – дифенилхлорарсин – $(C_6H_5)_2AsCl$ и дифенилцианарсин – $(C_6H_5)_2AsCN$, которые сильно действуют на дыхательную систему и вызывают общее отравление организма.

- Самая перспективная область применения мышьяка – полупроводниковая техника.

- NO^+ – нитрозил, NO_2^+ – нитроил, CN^- – цианид, CN_2^{2-} – цианамид.

- $H(PH_2O_2)$ – фосфиновая кислота, $H_2(PHO_3)$ – фосфоновая кислота.

- Теннисные мячи не надувают, а вводят в них специальные вещества – «вздуватели». «Вздуватели» – это вещества, которые при нагревании разлагаются с образованием газообразных продуктов. В теннисные мячи (заготовки которых в виде двух полусфер изготовлены предварительно и смазаны клеем) кладут таблетки, содержащие смесь нитрита натрия $NaNO_2$ и хлорида аммония NH_4Cl . Склеенные половинки мяча помещают в форму для вулканизации и нагревают. Происходит химическая реакция $NaNO_2 + NH_4Cl = NaCl + 2H_2O + N_2$. Выделившийся азот создает в мяче повышенное давление.

- 100–200 лет тому назад смесь концентрированных азотной и соляной кислот называли «вторичной водкой», «царской водкой», «королевской водкой». Под такими названиями известен один и тот же реактив – смесь концентрированных кислот: одного объема азотной кислоты HNO_3 с тремя-четырьмя объемами хлороводородной кислоты HCl . В смеси этих двух кислот устанавливается равновесие $3HCl + HNO_3 = NO + Cl + Cl_2 + 2H_2O$, причем хлор находится в растворенном состоянии. М. В. Ломоносов называл этот реактив «королевской водкой», но чаще в литературе встречается термин «царская водка», причем первые упоминания на этот счет были уже в сочинениях арабских алхимиков VIII в. Свое название «царская водка» получила благодаря способности взаимодействовать с золотом – «царем металлов», от «царской водки» трагически погиб Александр Нико-

лаевич Радищев. В начале сентября 1802 г. он очень плохо себя чувствовал и принял лекарство, которое надо было запить водой. На столе стоял стакан с прозрачной бесцветной жидкостью, которую Радищев выпил залпом. Но это была не вода, а «царская водка», приготовленная его старшим сыном для чистки старых эполет. На следующий день Радищева не стало...

- Что означает название «роданиды»? Название «роданиды» (для солей с анионом NCS^-) образовалось от греческого слова «родон» – роза, розовый. Добавление роданидов щелочных металлов, в частности роданида калия KNCS , к водному раствору солей железа(III) (например, трихлорида железа FeCl_3) вызывало появление ярко-красного окрашивания раствора из-за образования комплексных частиц состава $[\text{Fe}(\text{NCS})_6]^{3-}$ – в результате реакции: $6\text{KNCS} + \text{FeCl}_3 = \text{K}_3[\text{Fe}(\text{NCS})_6] + 3\text{KCl}$. Современное название «тиоцианаты» включает два слова: «тио» – сера и «цианат» – ион NCO^- , в котором атом кислорода замещен на атом серы (NCS^-). Такое название отражает состав иона и является поэтому предпочтительным.

- «Рыбный газ». В 1851 г. один из химиков, перегоняя селечный рассол, к которому он добавил известковую воду (раствор гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$), получил триметиламин $\text{N}(\text{CH}_3)_3$ – газ с характерным запахом протухшей рыбы, превращающийся в жидкость при температуре ниже $+2\text{ }^\circ\text{C}$. Триметиламин является продуктом анаэробного (без участия кислорода) дыхания морских организмов. Его удалось выделить из слез человека и желудочного сока. У людей с нарушением функции печени сильно пахнут «разлагающейся рыбой» дыхание, пот и моча из-за выделения «рыбного газа».

- Какое отношение имеет прославленная семья Багратионов к гальваническим элементам? Князь Петр Романович Багратион (1818–1876) – племянник знаменитого полководца – начинал свою службу в инженерных войсках. В 1840 г., будучи в чине лейтенанта и в адъютантской должности, он изобрел гальванический элемент, впоследствии получивший название «цепь князя Багратиона постоянного действия». Этот элемент представлял собой горшок с землей, пропитанной концентрированным раствором хлорида аммония NH_4Cl (нашатыря), в которую на некотором расстоянии втыкали медную (Cu) и

цинковую (Zn) пластины. Такой элемент давал ток на протяжении нескольких месяцев. Позднее Багратион сделал несколько крупных изобретений в области металлургии (например, он разработал цианирование – способ извлечения золота из руд).

• Может ли металл взрываться? В 1855 г. была получена одна из модификаций сурьмы Sb, названная «взрывчатой». Это стекловидно-аморфное вещество, похожее на графит. Если его потереть каким-либо твёрдым предметом, то оно распадается на мельчайшие частицы обычной сурьмы с выделением белого дыма и энергии в форме теплоты. Полагают, что неустойчивость аморфной сурьмы связана с наличием в её структуре примеси хлоридов, содержащих ионы $SbCl^+$, $SbCl^{2+}$ и Cl^- . Получена и «взрывчатая» модификация металла висмута Bi.

5. Углерод, кремний, германий, олово, свинец

Вопросы для обсуждения на занятии

1. Все элементы 14 (IV-A) группы имеют электронную конфигурацию валентных орбиталей ns^2np^2 . Почему степень окисления +1 устойчива только у таллия?

2. Какие из элементов 14 (IV-A) группы наиболее распространены в природе? Какие природные источники углерода, кремния и их соединений имеют промышленное значение?

3. Какая степень окисления характерна для углерода? Изменяется ли ее устойчивость сверху вниз у элементов 14 (IV-A) группы?

4. Перечислите характерные для элементов 14 (IV-A) группы степени окисления. Приведите примеры соединений элементов данной группы в этих степенях окисления, для какого элемента высшая степень окисления наименее устойчива?

5. Перечислите основные аллотропные модификации углерода. Какая из них наиболее устойчива, какая выбрана за стандартное состояние элемента углерода?

6. Как алмаз, так и графит имеют атомную структуру, однако алмаз обладает очень высокой твердостью, а графит – нет. Объясните, почему.

7. Температура плавления кремния и германия значительно выше, чем олова и свинца. Чем обусловлено такое различие?

8. Вставьте в текст, судя по смыслу, слово «углерод» или слово «уголь»: «алмаз и графит представляют собой аллотропные формы...»; «в состав дымного пороха входит ...»; «в состав всех карбонатов входит ...»; «при нагревании дерева без доступа воздуха образуется ...»; «... применяется в качестве восстановителя».

9. Составьте формулу: а) карбида бериллия, б) карбида алюминия, в) соединения углерода с фтором.

10. Электроположителен или электроотрицателен углерод: а) в карбидах металлов, б) в четырехфтористом углероде?

11. В смеси оксида углерода и азота содержится 50% (по объему) оксида углерода. Каково будет процентное содержание диоксида углерода в газовой смеси, полученной после сгорания указанной смеси и поглощения избытка кислорода?

12. Почему древесный уголь при высокой температуре горит на воздухе с пламенем, а при более низких температурах – без пламени?

13. Почему опасность появления угара при закрывании печей во время топки уменьшается по мере уменьшения накала углей?

14. Как разделить смесь из оксида и диоксида углерода так, чтобы каждый из этих газов получить отдельно? Укажите: а) физический способ, б) химический способ.

15. Какой газ образуется: а) при прокаливании известняка, б) при сильном прокаливании смеси известняка с углем?

16. Придумайте простой химический опыт, при помощи которого можно отличить оксид углерода от водорода.

17. При нагревании оксида цинка с углем образуется газ, воспламеняющийся при поджигании на воздухе. Напишите уравнение реакции.

18. Один из технических способов получения сажи состоит в нагревании оксида углерода под давлением в присутствии катализаторов. Составьте уравнение происходящей при этом реакции, зная, что образующийся наряду с сажей газ может поглощаться раствором щелочи.

19. В цилиндр (рис. 3), наполненный раствором щелочи, вводится смесь диоксида углерода и азота. Почему наблюдается уменьшение размера пузырьков и что собирается над раствором щелочи?

20. Опишите подробно, как, воспользовавшись раствором щелочи, узнать, является ли исследуемый образец газа чистым углекислым газом или же смесью азота с углекислым газом.

21. Для получения углекислого газа пользуются одинаковыми приборами (рис. 4). Какой из приборов будет действовать при открытии крана? Ответ поясните.

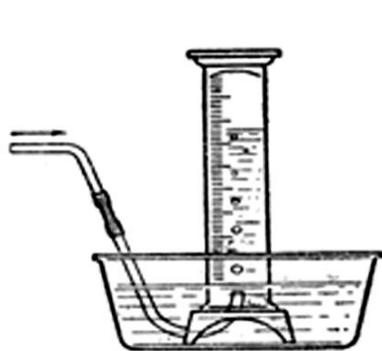


Рис. 3.

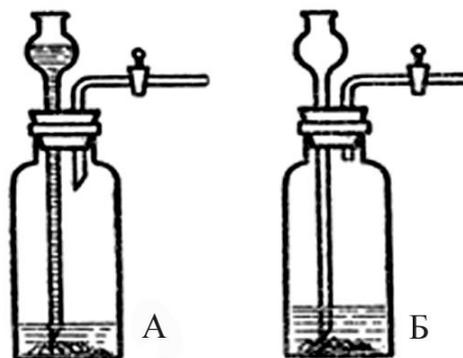


Рис. 4

22. Можно ли генераторный газ применять для восстановления оксидов металлов? Дайте обоснованный ответ.

23. Какие из простых веществ, образуемых элементами 14 (IV-A) группы, являются диэлектриками, какие – полупроводниками и какие – металлами?

24. Сколько ковалентных связей могут образовывать атомы элементов 14 (IV-A) группы? Объясните это с точки зрения электронного строения их атомов.

25. Из алмазной пыли делают шлифовальные пасты, а графит включают в состав смазочных материалов. Чем различается поведение частиц графита и алмаза, попадающих между трущимися поверхностями?

26. Объясните, почему при взаимодействии графита, кремния и германия с избытком кислорода воздуха образуются оксиды состава ЭO_2 , а при окислении свинца оксид такого состава не образуется.

27. В ряду стандартных электродных потенциалов свинец стоит до водорода и, следовательно, должен реагировать с разбавленными серной и соляной кислотами. Объясните, почему в действительности такое взаимодействие не происходит.

28. Почему среди галогенидов углерода нет веществ с ионным типом связи, а среди галогенидов олова и свинца – есть?

29. Как объяснить, что оксид углерода(IV) состоит из молекул CO_2 , а оксид кремния(IV) имеет атомную кристаллическую структуру, в которой атомы кремния и кислорода соединены друг с другом одинарными ковалентными связями?

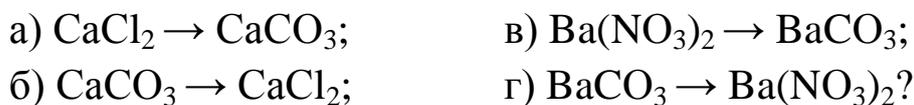
30. Какое вещество называют растворимым стеклом?

31. Если диоксид углерода пропустить через воду, окрашенную лакмусом в фиолетовый цвет, то окраска переходит в красную; при нагревании окраска вновь становится фиолетовой. Дайте объяснение этим явлениям.

32. Каким весьма простым способом можно отличить соли угольной кислоты от солей азотной, серной и соляной кислот? Дайте подробное объяснение.

33. В чем действие соляной кислоты на карбонат натрия Na_2CO_3 сходно с действием ее на сульфит натрия Na_2SO_3 ?

34. Как осуществить следующие превращения:



35. Что такое «парниковый эффект»? Наличие каких веществ в атмосфере приводит к его возникновению?

36. К растворам соды и сульфата натрия, находящимся в пробирках, прилили избыток раствора хлорида бария. Определите, в какой пробирке находился раствор сульфата натрия, а в какой раствор соды?

37. Поташ, извлекаемый из древесной золы, содержит значительную примесь сульфата калия. Как следует поступить, чтобы обнаружить эту примесь в поташе?

38. Какими двумя способами бикарбонат натрия может быть превращен в карбонат натрия? Напишите уравнения реакций.

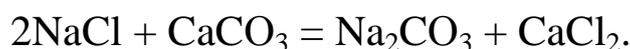
39. Взвесили две одинаковые порции бикарбоната натрия. Одну из них прокалили и затем обе порции отдельно обработали избытком соляной кислоты. Укажите, в каком случае и во сколько раз объем газа, образовавшегося при действии кислоты, стал больше.

40. Как освободить карбонат натрия от небольшой примеси бикарбоната натрия?

41. В одной из трех склянок без этикеток имеется раствор едкого натра, в другой – бикарбоната натрия, в третьей – карбоната натрия. Как распознать содержимое каждой из склянок?

42. Почему можно растворить в соляной кислоте карбонат бария, но не сульфат бария?

43. Почему нельзя получать соду непосредственно действием карбоната кальция на поваренную соль согласно уравнению:



44. Почему графит и кокс горят без пламени, между тем как горение дров и каменного угля сопровождается пламенем?

45. Объясните, почему кокс, получаемый из каменного угля, воспламеняется труднее, чем уголь.

46. Если при горении топлива получается черный дым, то говорят, что сжигание производится неправильно. Почему?

47. Руководствуясь электронной теорией валентности, составьте формулы соединений кремния: а) с магнием, б) с водородом.

48. Кремний был впервые получен пропусканием паров фтористого кремния над нагретым калием. Напишите уравнение реакции получения кремния этим способом.

49. Кремний получается посредством прокаливания смеси из кремнезема и металлического магния. Напишите уравнение реакции и рассчитайте теоретически необходимый процентный состав исходной смеси.

50. В чем сходен кремний с типичными металлами и чем он отличается от них по физическим и химическим свойствам?

51. Какое соединение с водородом образует кремний? Что вы можете сказать о его физических свойствах? Напишите уравнение реакции горения этого соединения и объясните, почему пламя водородистого кремния ярко светится?

52. Как, исходя из кремнезема и имея в распоряжении все другие необходимые вещества, получить кремниевую кислоту? Приведите уравнения соответствующих реакций.

53. Составьте уравнения реакций между: а) кремнеземом и содой, б) кремнеземом и окисью кальция, в) силикатом натрия и соляной кислотой. Укажите, при каких условиях (при обычной температуре или при нагревании, в водном растворе или между твердыми веществами) идет каждая из названных реакций.

54. При нагревании нитрата калия с двуокисью кремния образуется соль кремниевой кислоты и азотный ангидрид, который далее разлагается на двуокись азота и кислород. Напишите уравнение указанной реакции.

55. Какими известными вам способами можно из белого песка получить растворимые в воде химические соединения? Напишите уравнения реакций.

56. Фторид натрия, применяемый в качестве консервирующего средства для древесины и в борьбе с вредителями сельскохозяйственных культур, можно получить нагреванием смеси фторида кальция, соды и двуокиси кремния. Составьте уравнение происходящей при этом реакции.

57. Выразите молекулярными и ионными уравнениями реакции: а) между растворами силиката натрия и соляной кислоты, б) между кремниевой кислотой и раствором едкого кали.

58. Выразите в виде соединений оксидов формулы следующих минералов: анортит $\text{CaAl}_2\text{Si}_2\text{O}_8$, серпентин $\text{Mg}_3\text{H}_4\text{Si}_2\text{O}_9$, альбит $\text{Na}_2\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{16}$, виллемит Zn_2SiO_4 и ортоклаз KAlSi_3O_8 .

59. Как объяснить, что кремний может образовывать комплексы состава $[\text{ЭГ}_6]^{2-}$ только с фторид-ионами, а германий и олово – как с F^- ионами, так и с Cl^- ионами?

Вопросы и задания для самостоятельной работы

1. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнения реакций:



- 2) $\text{SnO}_2 + \text{HCl}(\text{изб.}) \rightarrow$
- 3) $\text{SnO} + \text{HCl}(\text{изб.}) \rightarrow$
- 4) $\text{SnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow$
- 5) $\text{SnCl}_4 + \text{H}_2\text{O}(\text{изб.}) \rightarrow$
- 6) $\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow$
- 7) $\text{PbO}_2 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2(\text{р.}) + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- 8) $\text{PbO}_2 + \text{HCl}(\text{конц.}) \rightarrow$
- 9) $\text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{NaOH}(\text{р.}) \rightarrow$

2. Предложите способ получения оксида свинца(IV) из металлического свинца.

3. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнения реакций простых веществ, образованных элементами 14 (IV-A) группы, с:

- 1) растворами щелочей;
- 2) соляной кислотой;
- 3) концентрированной серной кислотой;
- 4) разбавленной азотной кислотой;
- 5) концентрированной азотной кислотой.

4. Составьте уравнения реакций, расставьте коэффициенты:

- 1) $\text{SiH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 2) $\text{Si} + \text{HF}(\text{г.}) \rightarrow$
- 3) $\text{Si} + \text{HF}(\text{р.}) \rightarrow$
- 4) $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Ni}(800^\circ\text{C})} \rightarrow$
- 5) $\text{NaOH}(\text{изб.}) + \text{CO}_2 \rightarrow$
- 6) $\text{NaOH} + \text{CO}_2(\text{изб.}) \rightarrow$
- 7) $\text{CCl}_4 + \text{NaOH}(\text{р.}) \rightarrow$
- 8) $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 9) $\text{Na}_4\text{SiO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

5. При какой температуре процесс разложения метана на углерод и водород станет термодинамически самопроизвольным, если все участники процесса находятся в стандартных состояниях?

6. Напишите уравнения всех реакций, которые протекают при взаимодействии углекислого газа с водой. Напишите выражения для констант равновесия этих реакций.

7. В промышленности кальцинированную соду Na_2CO_3 получают прокаливанием пищевой соды NaHCO_3 при температуре выше $100\text{ }^\circ\text{C}$. Запишите уравнение этой реакции и выражение для ее константы равновесия. Рассчитайте температуру начала процесса разложения NaHCO_3 при условии, что все участники процесса находятся в стандартных состояниях.

8. Напишите уравнение реакции, протекающей при взаимодействии водного раствора оксида углерода(IV) с карбонатом кальция, запишите выражение для константы равновесия этой реакции и вычислите ее значение при $25\text{ }^\circ\text{C}$. Где этот процесс наблюдается в природных условиях?

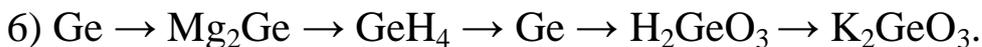
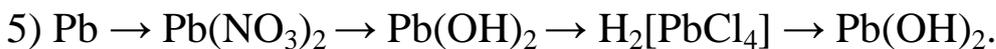
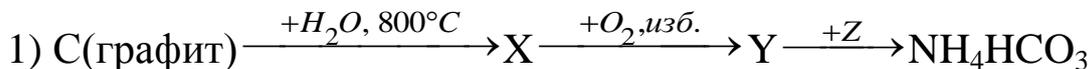
9. Напишите уравнение реакции, протекающей в свинцовом аккумуляторе. Вычислите напряжение, которое можно получить за счет этой реакции, по термодинамическим характеристикам ее компонентов.

10. Определите, при каких значениях рН оксид свинца(IV) способен окислять хлорид-ионы до свободного хлора. Считайте, что остальные участники реакции находятся в своих стандартных состояниях.

11. Напишите уравнения реакций получения:

- 1) гидроксида олова(II) из металлического олова,
- 2) гидроксида германия(IV) из германия,
- 3) метакремниевой кислоты из кремния,
- 4) тетрагидроксоплюмбата(II) натрия из свинца.

12. Напишите уравнения реакций, образующих цепочку превращений, и укажите условия протекания реакций:





13. Над расплавленным металлом белого цвета пропустили газообразный хлор. В результате получилась жидкость. Часть жидкости вынесли на влажный воздух, при контакте с которым она начала «дымить» и через некоторое время превратилась в твердое вещество. Другую часть жидкости смешали с концентрированной соляной кислотой и получили бесцветный раствор. Напишите уравнения всех упомянутых реакций.

14. Твердое кристаллическое вещество серого цвета с металлическим блеском размолоти в порошок и прилили к нему раствор гидроксида натрия. Образовались бесцветный газ и бесцветный раствор. При пропускании через этот раствор углекислого газа выпал желеобразный осадок. Его отделили от раствора, прокалили и получили кислотный оксид, растворимый в плавиковой кислоте. Напишите уравнения всех упомянутых реакций.

15. При нагревании смеси белого песка с коксом в электрической печи до $3500\text{ }^\circ\text{C}$ получается соединение, содержащее около 70% кремния и 30% углерода. Напишите уравнение этой реакции, учитывая, что одним из продуктов реакции является окись углерода.

16. Согласно древнегреческой легенде первое стекло было случайно получено при следующих обстоятельствах. Купцы, везшие на корабле груз соды, пристали к песчаному берегу реки и, не найдя камней, чтобы подложить их под котлы для варки пищи, использовали глыбы соды. Какое стекло могло бы быть получено при этих условиях? Напишите уравнение реакции.

17. Один из сортов стекла для выработки столовой посуды имеет следующий состав: SiO_2 – 75%, CaO – %, Na_2O – 16%. Сколько молей Na_2O и SiO_2 приходится в этом сорте стекла на 1 моль CaO ?

18. Так называемое нормальное стекло содержит 13% оксида натрия, 11,7% оксида кальция и 75,3% диоксида кремния. Выразите состав нормального стекла формулой (в виде соединения окислов).

19. Какое минимальное количество соды, известняка и кремнезема нужно иметь для получения 1 т нормального стекла?

20. Требуется сварить стекло состава: SiO_2 – 73%, CaO – 10% и Na_2O – 17%. Сколько для этого необходимо песка, мела и кальцинированной соды, если считать, что песок состоит из чистой двуокиси кремния и указанные соли не содержат примесей? Расчет вести на 100 вес. ч. стекла.

21. Важнейшими составными частями портландского цемента являются силикаты кальция, имеющие состав: CaO – 73,7%, SiO_2 – 26,3%, CaO – 65,1%, SiO_2 – 34,9%. Сколько молей CaO приходится в каждом из этих соединений на моль SiO_2 ?

22. Для выработки стекловолокна применяется стекло следующего состава: кремнезем – 54%, глинозем – 14%, борный ангидрид – 10%; оксид кальция – 16%, оксид магния – 4%, оксид натрия – 2%. Используя эти данные, расположите указанные составные части в порядке уменьшения их в составе стекловолокна.

Знаете ли вы, что...

- История знакомства человечества с **углеродом** уходит далеко в глубь веков. Неизвестно, кто открыл углерод, неизвестно, какая из форм чистого углерода – графит или алмаз – была открыта раньше.

- Русское название происходит от слов – *рождающий уголь*, от лат. *карбонис* (род. падеж *карбо* – древесный уголь)

- Русское название «**кремний**» происходит от греческого «кремень» – «твёрдый камень, утёс, скала». Латинское название *silicium* берёт своё начало от «силекс» – «кремнезём».

- **Германий** получил название по месту его открытия, Германия (страна), лат. *Germanium*.

- Происхождения русского названия **олово и свинец** не установлено, олово – лат. *stannum* – от лат. *стагнанс* – твёрдый, стойкий; свинец – от лат. *плумбум* (сплав свинца с оловом).

- По распространённости кремний занимает в земной коре – 2 место (16,35 ат.%), углерод 11 место (0,129 ат. %); в литосфере – кремний на 2 месте (27,72 масс.%), углерод на 17 месте (0,032 масс.%), свинец на 35 месте (0,0015 масс.%); в гидросфере на долю углерода приходится 9 место (0,0028 масс.%). Остальные элементы данной под-

группы распространены в земной коре в малых количествах: олово занимает 31 место, свинец – 35 место, германий занимает 46 место.

- Число атомов углерода во всём теле человека составляет $6,4 \cdot 10^{26}$, а в одной клетке $6,4 \cdot 10^{12}$, кремния содержится $3,0 \cdot 10^{22}$, в одной клетке $3,0 \cdot 10^8$.

- В организме человека массой 70 кг содержится 15 кг углерода.

- Углерода в крови человека содержится 25000 мг/л, тогда как в костной ткани – 280000 мг/кг.

- В сутки в организм человека поступает вместе с воздухом в среднем 3,7 г углерода, 15 мг кремния.

- В сутки организм человека получает вместе с продуктами питания около 300 г углерода, 3 мг кремния.

- Деревья, папоротники, мхи, которые отшумели миллионы лет назад, превратились в топливо, содержащее углерод – каменный уголь, торф.

- Углерод – основная часть каменного угля – 99%, бурого угля – 72%, торфа – 57%.

- Массивные толщи горных пород содержат в своём составе: кварц, горный хрусталь, аметист, сердолик, агат, яшма. Основа этих минералов диоксид кремния. В состав кремнезёма (диоксида кремния) входит около 20 химических элементов: Mg, Ca, P, Sr, Mn, Cu, Zn и др. образуя разнообразие минералов на его основе.

- Атмосфера Венеры и Марса содержит преимущественно углерод в виде его диоксида CO_2 , а атмосфера Земли – азот N_2 . В атмосфере Венеры кроме диоксида углерода находятся в небольших количествах еще азот и аргон. В атмосфере Марса после диоксида углерода наиболее распространенными являются диоксид серы (SO_2) и азот. В атмосфере Земли кроме азота содержатся кислород и в очень небольших количествах аргон и диоксид углерода. Считают, что атмосфера Земли в начале ее эволюции состояла из диоксида углерода, а затем стала азотно-кислородной. Практически весь аргон атмосферы Земли образовался в результате радиоактивного распада ядер химического элемента калия-40.

- Большая часть земной коры состоит из неорганических соединений кремния (28%).

- Кремний помог человеку в борьбе за жизнь. Этот твёрдый камень послужил материалом для первого оружия (наконечником копий и стрел) и первых орудий труда (топор, ножи).

- При ударе твёрдого кремния о железо от него отрываются мелкие осколки, нагретые до высокой температуры, вследствие быстрого перехода механической энергии удара в тепловую, а раскалённое железо легко загорается на воздухе и воспламеняет прут.

- Оксид углерода (CO) – очень ядовитое соединение. Смертельная доза во вдыхаемом воздухе составляет всего 0,2%. Молекула угарного газа прочнее кислорода и способна связываться с гемоглобином крови, что нарушает поступление кислорода в ткани организма.

- CO₂ используется для промышленного синтеза многих химических продуктов (карбамида, салициловой кислоты и др.), для сварки, приготовления газированных напитков и как охлаждающий реагент (сухой лёд). Технические газы содержащие CO, применяются в качестве горючего газа.

- Если в стакан с газированной водой бросить щепотку соли, то растворенный газ – диоксид углерода CO₂ – сразу начнет выделяться. Почему? Объяснение этому обыденному явлению будет не таким уж простым. Вспомним, что в чистой воде газ растворим лучше, чем в растворе соли, а газированная вода – это пересыщенный раствор диоксида углерода CO₂ в воде. Чтобы избыток газа выделился, нужны «зародыши», например, микропузырьки воздуха. Однако добавление к газированной воде речного песка не приведет к выделению газа. Правильное объяснение включает два механизма процесса: как только кристаллы соли попадут в стакан, они начнут растворяться, и вокруг них образуется пленка концентрированного раствора; в результате растворимость газа вблизи кристаллов резко уменьшается, появляются маленькие пузырьки газа – «зародыши». Как только «зародыши» вырастают, они отрываются от кристаллов, и в соприкосновение с солью приходят новые порции раствора. Этот процесс продолжается до тех пор, пока вся соль не растворится или пока не выделит-

ся весь диоксид углерода. Если посолить нагретую до 70–80 °С водопроводную воду, она «вскипает» от выделившихся пузырьков растворенного воздуха. Объяснение этому явлению такое же.

- Активированный уголь (карболен) применяется при очистке, разделении и извлечении различных веществ, таких как бензол, ксилол, растворители и др., для очистки этанола от сивушных масел, обесцвечивании паточного сиропа, обеззараживания воздуха (например, в противогазах).

- В медицине активированный уголь используется как сорбирующее средство и широко применяется в токсикологии и гастроэнтерологии: адсорбирует газы и выводит из организма различные токсины.

- «Оловянная чума» – это не болезнь, а своеобразное явление, связанное с существованием двух аллотропных модификаций олова. У «серого олова» (α -модификация) кристаллическая структура сходна со структурой алмаза и устойчива ниже 13,2 °С. «Белое олово» (β -модификация) имеет тетрагональную структуру. С этим оловом мы обычно имеем дело. При температуре 13,2 °С обе модификации находятся в равновесии, а на сильном морозе β -модификация переходит в α -модификацию. Поскольку плотность и кристаллическая структура модификаций разные, оловянные изделия разрушаются. Остановить начавшийся процесс невозможно, поэтому его и называли «оловянной чумой». Правда, этот процесс на слабом морозе идет медленно. Он быстро нарастает только при температуре ниже –25 °С и достигает максимальной скорости при –48 °С.

- Изотоп ^{14}C применяется в радиоиндикации, а также в археологии и палентологии для установления возраста находок.

- Углерод имеет несколько аллотропных видоизменений: уголь, графит, алмаз, карбин, поликумулен, фуллерены.

- Свинец и олово входят в число 7 металлов известных людям с незапамятных времён, с древности. Сплав олова с медью – бронза был впервые получен более 4000 лет назад.

- Число атомов свинца в организме человека составляет $2,3 \cdot 10^{20}$ (в одной человеческой клетке насчитывается $2,3 \cdot 10^6$ атомов), олова $1,5 \cdot 10^{20}$ (в одной клетке $1,5 \cdot 10^6$ атомов).

- В организме взрослого человека среднее содержание свинца составляет 120 мг, в среднем человек за сутки поглощает 26–42 мкг свинца. Свинец содержится в костях, печени, почках, головном мозге.

- В организме олово присутствует в тканях в концентрациях от 0,5 до 4,0 мкг/г. Больше всего олова содержится в эмали зубов (до 93 мг/кг), в ногтях (до 12 мг/кг) и костях (до 1,4 мг/кг). Суточное поступление свинца в организм с продуктами питания составляет 0,44 мг, а с водой до 0,1 мг.

- Растительные продукты содержат больше свинца, чем животные. Причины летнего листопада – высокое содержание свинца в воздухе. Накопление свинца интенсивно ведут орешник, ель, мхи, лишайники, грибы.

- В организм олово поступает при употреблении овощей, жирной рыбы, жиров. Суточное потребление олова в организм человека с продуктами питания составляет 0,004 мг. Токсичной дозой для человека является 2 г олова.

- Явление «оловянная чума» – это превращение обычного белого олова в серое при температуре ниже $14\text{ }^{\circ}\text{C}$. Экспедиция полярного исследователя Роберта Скотта к Южному полюсу в 1912 г. погибла из-за потери запаса горючего: оно находилось в запаянных оловом баках, а процесс превращения белого олова в серое быстрее протекает начиная с $-33\text{ }^{\circ}\text{C}$.

- Дисульфид олова SnS_2 , полученный нагреванием оловянных опилок с серой и хлоридом аммония, имеет вид золотисто-жёлтых чешуек и под названием «сусального золота» употребляется для позолоты дерева.

- Краска сурик свинцовый применяется для декоративной обработки и защиты металлических поверхностей от коррозии и имеет насыщенный красно-оранжевый цвет.

В больших концентрациях свинец – яд, действующий на всё живое, вызывающий изменения, особенно в нервной системе, крови и

сосудах. Токсичная доза свинца для человека составляет 1 мг, а летальная – 10000 мг.

- Земля инфузорная, кремнезём, кизельгур, песок – SiO_2 , опал – $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

- Сахар свинцовый – $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

- Масло оловянное – SnCl_4 .

- Галенит – PbS .

- Асбест – $\text{Mg}_6\text{Si}_4\text{O}_{11}(\text{OH})_6 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

- Разные извести. В технической литературе и в быту часто встречаются такие названия веществ: «воздушная» или «негашеная известь», «гашеная известь», «известковое молоко», «известковая вода», «белильная известь». «Воздушная» или «негашеная известь» – это оксид кальция, получаемый при обжиге известняка или мела – карбоната кальция: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$. «Гашеная известь» – гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$, образующийся при обработке оксида кальция CaO водой («гашение»): $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$. В этом процессе, протекающем с большим выделением теплоты, куски оксида кальция растрескиваются и превращаются в тонкий и подвижный белый порошок («пушонку»).

«Известковое молоко» – суспензия гидроксида кальция в воде, применяемая для побелки потолков и стен. «Белильная известь» образуется при обработке гидроксида кальция хлором Cl_2 :

$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 = \text{Ca}(\text{ClO})\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$. Современное название этого продукта – хлорид-оксохлорат(I) кальция.

6. Бор и его соединения

Вопросы для обсуждения на занятии

1. Какая степень окисления характерна для бора? Изменяется ли ее устойчивость сверху вниз у элементов 13 (III-A) группы?

2. Все элементы 13 (III-A) группы имеют электронную конфигурацию валентных орбиталей ns^2np^1 . Почему степень окисления +1 устойчива только у таллия?

3. В каком виде бор встречается в природе. Приведите примеры природных соединений бора.

4. Какие свойства отличают бор от других элементов 13 (III-A) группы?

5. Как изменяются радиусы, энергия ионизации и электроотрицательность атомов элементов 13 (III-A) группы по группе сверху вниз?

6. Как изменяются температуры плавления и кипения простых веществ, образованных элементами 13 (III-A) группы, по группе сверху вниз?

7. В чем причина диагонального сходства бора и кремния? Перечислите свойства, подтверждающие это сходство.

8. Какие соединения бора наиболее широко применяются? К каким классам соединений они относятся?

9. Что такое «перлы буры»? Как и зачем их получают при анализе природных минералов?

10. Сильной или слабой кислотой является борная кислота? Какая теория может объяснить кислотные свойства H_3BO_3 ?

11. Как изменяются кислотно-основные свойства гидроксидов в ряду



12. Почему фторид бора BF_3 взаимодействует с аммиаком NH_3 , но не взаимодействует с метаном CH_4 ?

13. Составьте уравнения реакций данных процессов:

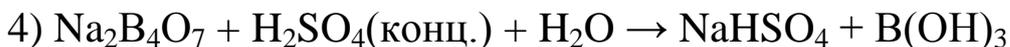
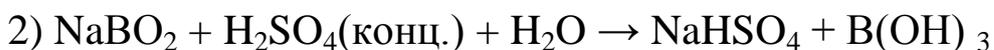


14. Составьте уравнения реакций данных процессов:

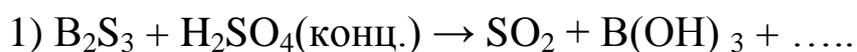


15. Объясните, почему при взаимодействии гидроксида бора с концентрированной плавиковой кислотой образуется тетрафтороборат водорода (фторборная кислота). Напишите уравнение реакции.

16. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций метабората и тетрабората с разбавленной соляной и концентрированной серной кислотами и объясните их сходство и отличие:



17. Допишите уравнения реакций сульфида бора с концентрированной азотной и серной кислотами. Расставьте коэффициенты и объясните отличительные особенности продуктов реакции:



Вопросы и задачи для самостоятельной работы

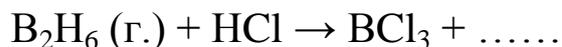
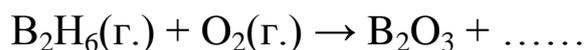
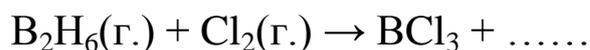
1. Используя метод Гиллеспи, предскажите строение молекулы BF_3 и ионов BF_4^- и BH_4^- .

2. Напишите уравнение электролитической диссоциации ортоборной кислоты. Назовите образующийся анион.

3. Тетраборат натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ может быть получен сплавлением карбоната натрия с оксидом бора. Напишите уравнение и определите стандартную энтальпию реакции при 298 К.

4. Напишите уравнение реакции, определяющей среду водного раствора тетрабората натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$. Как можно сместить равновесие этой реакции вправо?

5. Допишите уравнения реакций диборана с простыми и сложными веществами и расставьте коэффициенты:



6. Приведите примеры уравнений реакций, подтверждающих амфотерный характер соединений бора. Ответ обоснуйте.

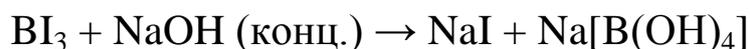
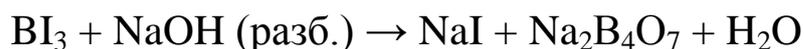
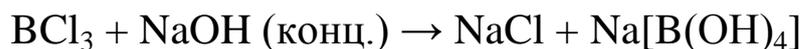
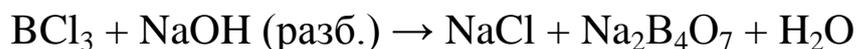
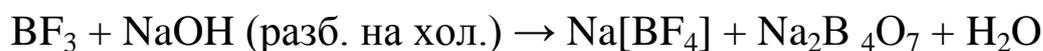
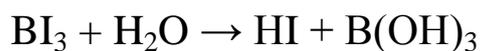
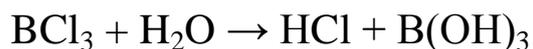
7. Приведите структурную формулу буры. Напишите уравнение реакции гидролиза данной соли.

8. Подтвердите уравнениями реакций способность тетрабората натрия активно взаимодействовать с сильными кислотами и щелочами в растворе и расплавах.

9. Какая модификация соединений бора является тугоплавкой, термически устойчивой, очень твёрдой, малореакционноспособной и имеет алмазоподобную решётку. Не реагирует с водой, кислотами, разлагается щелочами в растворе. Реагирует с концентрированной фтороводородной кислотой, галогенами. Составьте подтверждающие данные свойства уравнения реакций

10. Монофосфид бора – твёрдый, термически устойчивый. Химически пассивный, не реагирует с водой, разбавленными кислотами и щелочами. Разлагается в концентрированных серной и азотной кислотах с образованием гидроксида бора, фосфорной кислоты, соответствующих оксидов кислот и воды. Напишите уравнения реакций, подтверждающих его свойства.

11. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Охарактеризуйте химические свойства галогенидов бора на примере фторидов, хлоридов и иодидов по отношению их к воде, кислотам и щелочам:



12. Составьте схемы получения бора в промышленности и в лабораторной практике.

Знаете ли вы, что...

- Название бора происходит от латинского слова *borax* – «бура, белый минерал», *borum*.

- Бор по содержанию в земной коре находится на 30 месте (0,0006 ат.%).

- Число атомов бора во всём теле человека составляет $5,5 \cdot 10^{20}$, а в одной клетке $5,5 \cdot 10^6$.

- В организме человека массой 70 кг содержится около 12 мг бора.

- В сутки в организм человека поступает бора с продуктами питания 1,3 мг, причём с пищей 1,1 мг, а с водой 0,23 мг.

- Бор играет большую роль в обмене углеводов, жиров, ряда витаминов и гормонов, влияет на обмен кальция, магния, фосфора и витамина D, усиливает действие инсулина.

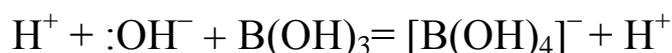
- Длительный приём небольших доз борной кислоты приводит к сильному снижению веса, обезвоживанию организма, угнетению ряда ферментов и гормонов.

- Бор – один из наиболее важных микроэлементов, особенно для двудольных растений. Он необходим для повышения урожайности сахарной свёклы. Бор содержится в овощах, ягодах плодово-ягодных культур, мясе.

- В медицине используются соединения бора – $B(OH)_3$ – гидроксид бора (современное название), его устаревшее название – борная кислота H_3BO_3 ; бура $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ применяют как противовоспалительные и противоопухолевые препараты.

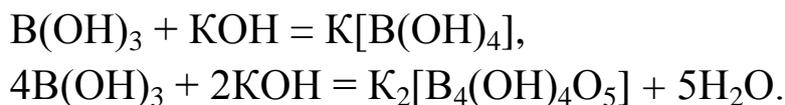
- Формулы кислот следует писать, начиная с атома водорода, например HNO_3 (азотная кислота), H_2SO_4 (серная кислота). Почему же тогда формулу борной кислоты $B(OH)_3$ записывают иначе?

Современная формула борной кислоты $B(OH)_3$ отвечает поведению борной кислоты в водном растворе



Борная кислота не выделяет протон, как все «обычные» кислоты, а отрывает от воды гидроксид-ион: она является кислотой Льюиса.

Иначе, чем другие кислоты, взаимодействует борная кислота и с гидроксидами щелочных металлов:



В этих реакциях образуются не простые соли типа K_3BO_3 , а комплексные: в первой реакции – тетрагидроксоборат калия, во второй – пентаоксотетрагидроксотетраборат калия.

7. Алюминий, галлий, индий, таллий

Вопросы для обсуждения на занятии

1. В каком виде алюминий встречается в природе, назовите основные минералы содержащие алюминий.
2. Какие природные источники алюминия имеют промышленное значение?
3. Из какого природного соединения и каким путём получают алюминий в промышленности? Почему при электролитическом получении алюминия в качестве растворителя используют криолит, а не какой-нибудь обычный растворитель, например, воду?
4. Какой процесс называется алюминотермией? Напишите примеры уравнений реакций и отметьте при каких условиях они протекают.
5. По каким внешним признакам вы отличаете изделия из алюминия от изделий из других металлов, с которыми вам приходится встречаться?
6. С атомом какого инертного газа и с ионом какого галогена сходна по электронному строению частица, возникающая в результате удаления из атома алюминия валентных электронов?
7. Почему алюминий в соединениях имеет одну устойчивую степень окисления +3? С какой ещё степенью окисления получены соединения алюминия?
8. Какую электронную конфигурацию валентных орбиталей имеют атомы алюминия?

9. Составьте электронные формулы соединений, образуемых алюминием: с водородом, кислородом, азотом и серой.

10. Какими физическими свойствами обладает алюминий? С какими простыми веществами и при каких условиях он вступает в реакции?

11. Алюминий, имеющий стандартный электродный потенциал – 1,66 В, должен взаимодействовать с водой. Почему в действительности этого не происходит?

12. Объясните, почему алюминий сравнительно легко реагирует с разбавленными кислотами, а с концентрированными кислотами – серной и азотной – реакции протекают только при нагревании.

13. Как изменяется термодинамическая устойчивость оксидов металлов 13 (III-A) группы в ряду $\text{Al}_2\text{O}_3 - \text{Ga}_2\text{O}_3 - \text{In}_2\text{O}_3 - \text{Tl}_2\text{O}_3$? Растворяются ли перечисленные оксиды в воде?

14. Какими кислотно-основными свойствами обладает гидроксид алюминия, как изменяются эти свойства в ряду гидроксидов: $\text{B}(\text{OH})_3 - \text{Al}(\text{OH})_3 - \text{Ga}(\text{OH})_3 - \text{In}(\text{OH})_3 - \text{Tl}(\text{OH})_3$? Объясните, почему при необходимости добиться полного осаждения гидроксида алюминия из растворов солей используют не щелочь, а раствор аммиака.

15. Что такое наждак, корунд, каолин, где они применяются?

16. В какой форме алюминий(III) существует в кислой, нейтральной и щелочной средах?

17. Объясните, почему сульфид алюминия нельзя получить с помощью обменной реакции в водном растворе.

18. Алюминий образует тригалогениды со всеми галогенами. Тригалогениды – AlCl_3 , AlBr_3 и AlI_3 имеют довольно низкие температуры плавления (соответственно ~ 192 , ~ 98 и $\sim 190^\circ\text{C}$), а трифторид алюминия AlF_3 плавится при значительно более высокой температуре (1290°C). Объясните, почему.

19. Алюминий, взаимодействуя с карбидом кальция CaC_2 , дает кальций и карбид алюминия. Составьте уравнение этой реакции, отметьте условия протекания реакции.

20. Какие из перечисленных растворов нельзя кипятить в алюминиевой посуде: концентрированный раствор хлорида натрия, кон-

центрированный раствор соды, 10% раствор соляной кислоты, 20% раствор гидроксида калия?

21. Напишите уравнения реакций алюминия с соляной кислотой, разбавленной азотной кислотой и с раствором гидроксида натрия.

22. Напишите уравнения реакций гидролиза солей: хлорида алюминия, алюмината натрия, сульфида алюминия.

23. Как можно получить наиболее простым путём: сульфат алюминия из оксида алюминия, алюминат калия из квасцов, основную соль алюминия из хлорида алюминия.

24. Какие степени окисления проявляют галлий, индий, таллий. Какие соединения этих элементов являются наиболее устойчивыми?

25. Напишите уравнения реакций металлов 13 (III-A) группы (если они происходят) с водными растворами щелочей. Сделайте сравнительную характеристику. Назовите образующиеся соединения.

Вопросы и задачи для самостоятельной работы

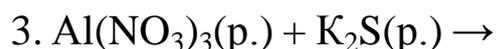
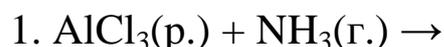
1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить гидроксид алюминия из сульфата и тетрагидроксоалюмината калия.

2. Приведите примеры уравнений реакций получения:

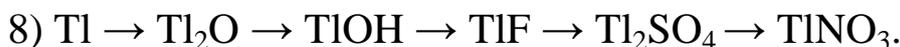
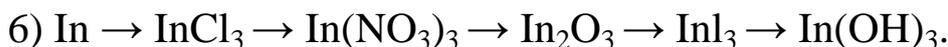
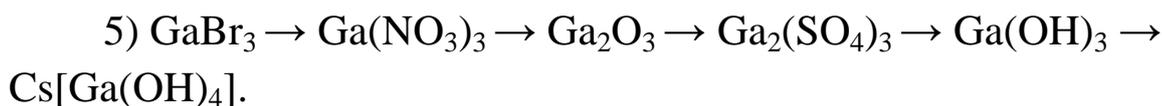
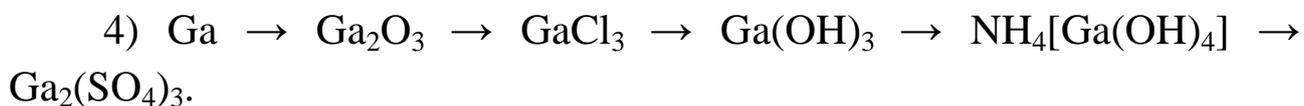
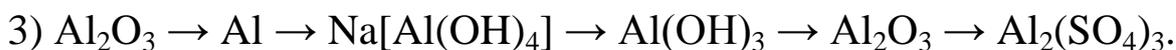
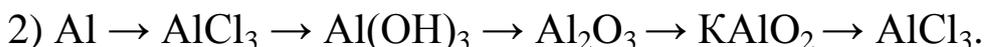
1) гидроксида галлия. 2) гидроксида индия.

3. Напишите уравнения протолитических равновесий, протекающих в водных растворах сульфата алюминия, нитрата галлия и хлорида индия. Укажите в них кислоты и основания Бренстеда.

4. Допишите уравнения реакций и напишите для них выражение константы равновесия:



5. Напишите уравнения реакций, образующих цепочку превращений, и укажите условия протекания реакций:



6. Легкий серебристый металл, используемый в авиастроении, измельчили, смешали в молярном соотношении 2:3 с порошком серы и нагрели в отсутствие воздуха. К полученному продукту добавили воду. Образовавшийся белый студенистый осадок растворили в растворе гидроксида калия. К полученному раствору добавили избыток азотной кислоты. Затем раствор выпарили, а твердый остаток прокалили. Масса осадка уменьшилась, а полученный твердый продукт оказался смесью оксида и соли. Напишите уравнения реакций.

7. Серебристый металл, плавящийся в руке человека, растворили в серной кислоте. В полученный раствор добавили гидроксид натрия. Выпавший белый осадок разделили на две части. Одну растворили в соляной кислоте, другую – в концентрированном растворе аммиака. Напишите уравнения данных реакций.

8. Индий растворили в соляной кислоте. К полученному раствору добавили щелочь, а выпавший осадок растворили в азотной кислоте. Раствор выпарили, образовавшиеся кристаллы прокалили. Напишите уравнения данных реакций.

9. Тяжелый металл нагрели в кислороде и получили смесь оксидов составов M_2O и M_2O_3 . Полученную смесь оксидов взвесили, поместили в колбу, прилили в нее воду и взболтали. Через некоторое время смесь профильтровали, осадок высушили и снова взвесили. Масса осадка оказалась меньше массы первоначально полученной

смеси оксидов. К фильтрату добавили хлорид калия, что привело к выпадению белого осадка. Напишите уравнения данных реакций.

10. В глиноземе, предназначенном для электролиза, обычно содержится примесь кремнезема (до 0,2%) и окиси железа (до 0,04%). Какие примеси могут быть в полученном алюминии?

11. Алюминий применяется в качестве материала для изготовления химических аппаратов. Укажите, в каких из приведенных ниже случаях возможно применение алюминиевой аппаратуры, а в каких случаях это исключено:

- а) в процессе участвует щелочь,
- б) процесс связан с введением солей ртути,
- в) в процессе принимает участие концентрированная азотная кислота при обыкновенной температуре,
- г) в процессе участвуют соли меди в виде раствора,
- д) в качестве реагента вводится соляная кислота.

Ответ подтвердите уравнениями реакций.

12. Как химическим путем можно удалить с алюминиевого изделия продукты коррозии (оксид и гидроксид алюминия), не причиняя ущерба металлу?

13. Алюминий реагирует с селеном так же, как с серой или кислородом. Составьте уравнение реакции образования селенида алюминия.

14. При действии воды на соединения алюминия с азотом, углеродом, серой образуется аммиак, метан, сероводород и гидроксид алюминия. Составьте уравнение этих реакций.

15. Приведите уравнения нескольких реакций окисления алюминия при взаимодействии его: а) с простыми веществами, б) с оксидами, в) с другими сложными веществами.

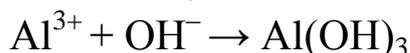
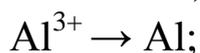
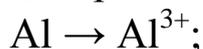
16. На одном складе была испорчена партия алюминиевых деталей из-за того, что на этом складе производилась побелка гашеной известью и детали не были защищены от случайных брызг. Проанализируйте причину коррозии алюминия. Напишите уравнение реакции, назовите ее продукт.

17. При взаимодействии сульфида цинка PbS с алюминием образуется свинец и сульфид алюминия. Составьте уравнение этой реакции и укажите, что в этой реакции окисляется и что восстанавливается.

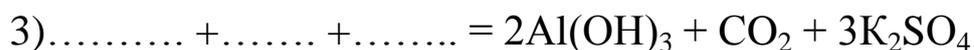
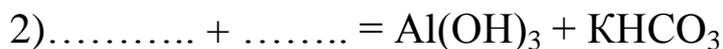
18. В соответствии с положением алюминия и ртути в электрохимическом ряду напряжений, укажите, что получится при действии разбавленной серной кислоты на сплав алюминия с ртутью (амальгаму алюминия). Составьте уравнение реакции в ионной форме и укажите переход электронов.

19. Напишите уравнения реакций, при помощи которых вы могли бы установить, какая из двух солей – сульфат натрия или сульфат алюминия – дана вам для испытания.

20. Приведите примеры реакций, при которых происходят процессы, выраженные следующими схемами:



21. Составьте уравнения реакций в процессе, которых образуются следующие соединения:



22. Проведите реакцию между сульфатом алюминия и едким натром, пользуясь одними и теми же растворами, но смешивая их в различном порядке (рис. 5). Почему в одном случае получается исчезающий осадок в пробирке, а в другом появляющийся осадок тотчас же исчезает?

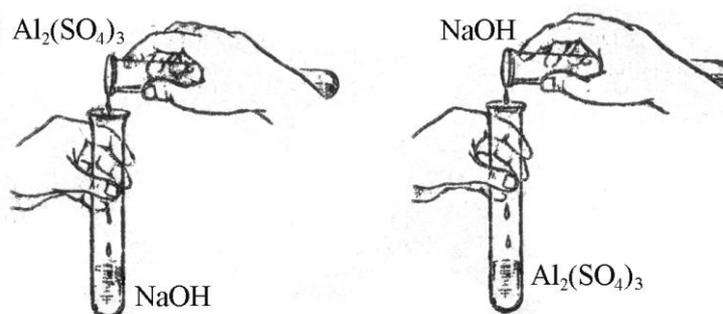
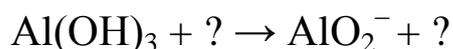
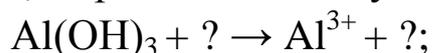


Рис. 5.

23. Приведите примеры реакций, при которых происходят процессы, выражаемые следующими схемами:



24. Какие химические названия вы дадите минералам: а) шпинели MgAl_2O_4 , б) герциниту FeAl_2O_4 , в) ганиту ZnAl_2O_4 ?

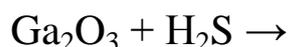
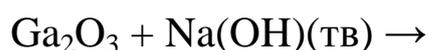
25. Главная составная часть глиноземистого цемента – алюминат кальция. Какова его формула?

26. При 1200°C оксид кальция реагирует с алюминием, образуя металлический кальций и алюминат кальция. Составьте уравнение этой реакции (на ней основан один из технических способов получения металлического кальция).

27. Один из наилучших огнеупорных материалов готовится прокаливанием смеси, состоящей из 72% оксида алюминия и 28% периклаза – природного оксида магния. Составьте уравнение реакции, назовите продукт реакции.

28. Напишите уравнения реакций тетрагидридоалюмината лития с кислородом, водой и разбавленной соляной кислотой.

29. Допишите уравнения реакций:

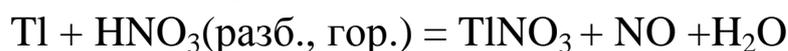
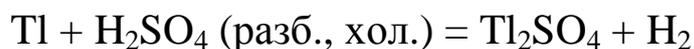


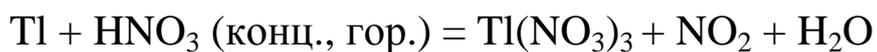
Сравните, какие продукты получатся при взаимодействии гидроксида галлия с данными химическими соединениями. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

30. Какие продукты получатся при взаимодействии нитрата индия с разбавленным раствором гидроксида натрия, концентрированным раствором аммиака?

31. Напишите уравнения реакций хлорида индия с цианидом калия, сероводородом, фосфатом калия и гидридом калия.

32. Таллий взаимодействует с кислотами по разному:





Расставьте коэффициенты, дайте пояснение почему для таллия в соединениях устойчивы две степени окисления?

33. Напишите формулу устойчивого гидроксида таллия, как он взаимодействует с кислотами и при каких условиях реагирует со щелочами. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

Знаете ли вы, что...

• **«Серебро» получено из глины.** «Профессор, я получил его!» – с таким криком вбежал к американскому химику Иветту в 1886 г. молодой инженер Холл, держа на протянутой ладони двенадцать маленьких шариков алюминия – первого алюминия, полученного электрохимическим методом. Приоритет открытия алюминия Al, который одно время называли «серебром из глины», принадлежит датскому физику Гансу-Христиану Эрстеду, известному больше своими работами по электромагнетизму. Чтобы получить алюминий, Эрстед нагревал безводный хлорид алюминия с амальгамой натрия (раствором натрия в ртути): $\text{AlCl}_3 + 3\text{Na}(\text{Hg}) = \text{Al} + 3\text{NaCl} + \text{Hg}$. Продукты реакции он обработал водой для растворения хлорида натрия NaCl, а из остатка, содержащего амальгаму алюминия, удалил нагреванием ртуть. Так в 1825 г. впервые был получен алюминий. Название «алюминиум» дал новому металлу английский химик Дэви. «Алюмен» в переводе с латинского языка означает квасцы – сульфат калия-алюминия, – известные с давних времен и имеющие состав $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. В 1827 г. немецкому химику Вёлеру также удалось выделить алюминий, используя реакцию восстановления гексафтороалюмината натрия металлическим калием: $\text{Na}_3[\text{AlF}_6] + 3\text{K} = \text{Al} + 3\text{NaF} + 3\text{KF}$. Алюминий в этом случае легко отделяется от фторидов калия KF и натрия NaF, хорошо растворимых в воде. Это были лабораторные способы получения очень небольших количеств алюминия. В 1845 г. два химика независимо друг от друга – немец Бунзен и француз Анри-Этьен Сент-Клер-Девилль разработали первый промышленный метод получения алюминия, основанный на восстановлении расплава тетрахлоалоалюмината натрия $\text{Na}[\text{AlCl}_4]$ натри-

ем: $\text{Na}[\text{AlCl}_4] + 3\text{Na} = \text{Al} + 4\text{NaCl}$. На Парижской всемирной выставке в 1855 г. демонстрировалось «серебро Девиля» – слиток алюминия ценой 2400 марок за 1 кг. Алюминий стоил дороже, чем золото и серебро. Наполеон III (племянник Наполеона I), узнав об алюминии, задумал снабдить своих солдат нагрудниками и касками, сделанными из этого металла. По его приказу Сен-Клер-Девиллю были выделены большие средства для получения нужного количества алюминия. Однако Наполеону III пришлось ограничить свое желание изготовлением алюминиевых кирас только для небольшой группы его личной охраны. Способ Сен-Клер-Девилля все еще имел лабораторные масштабы. Современный промышленный метод получения алюминия, основанный на электролизе расплава $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$, был разработан молодыми инженерами французом Полем Эру и американцем Чарльзом Холлом. Они почти одновременно выяснили, что метагидроксид алюминия $\text{AlO}(\text{OH})$ хорошо растворяется в расплаве $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$. Расплав такого состава оказался наилучшим электролитом для электрохимического получения алюминия, и он используется до сих пор на всех алюминиевых заводах. В России в XIX в. алюминий называли по-разному: глинистость, глиний, глинозем, квасец, алумий. К началу XX в. осталось только одно название – алюминий. Своё название **алюминий** получил от лат. *alumen* – квасцы.

- **Галлий** от лат. *галлус* (галльский петух, символ Франции – по названию страны и фамилии первооткрывателя); **индий** назван от исп. *индиго* (ярко-синяя краска, характерная линия в спектре); **таллий** от греч. *thallos* – зелёная ветка (по обнаруженной ярко-зелёной спектральной линии).

- По распространённости в земной коре алюминий занимает 4 место (4,99 ат.%), в составе литосферы ему отводится 3 место (8,13 масс.%), а галлию 34 место (0,0015 масс.%).

- Содержание алюминия в теле человека составляет $2,2 \cdot 10^{21}$ (в одной человеческой клетке – $2,2 \cdot 10^7$).

- Концентрация алюминия в тканях человека колеблется от 0,2 до 0,6 мкг/г. Больше всего алюминия содержится в ногтях (до 927 мг/кг),

в волосах (до 10 мг/кг), в зубах (до 325 мг/г). Накапливается алюминий в костях, лёгких, печени, сером веществе мозга.

- Суточное поступление алюминия в организм с продуктами питания таллия составляет 0,0015 мг, алюминия – 45 мг, а с воздухом – 0,01 мг.

- Основные источники поступления алюминия и таллия в организм – воздух, продукты растительного и животного происхождения.

- В небольших количествах алюминий необходим для организма, но в избытке он является токсичным элементом. Таллий и его соединения очень ядовиты и высоко токсичны. Ионы таллия обладают сходными свойствами с ионами калия и способны замещать друг друга в ферментах, причём скорость проникновения ионов таллия через клеточную мембрану внутрь клетки в 100 раз выше, чем у ионов калия. Таллий способен нарушать работу различных ферментов, препятствуя синтезу белка в клетках. Летальная доза таллия для человека 600 мг.

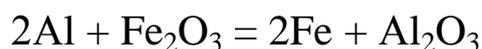
- Высокоустойчивые растения к загрязнению алюминием – овёс, тимофеевка и плаун булавовидный; среднеустойчивые – люпин, картофель, кукуруза; среднечувствительные – лён, горох, фасоль, гречиха, ячмень, яровая пшеница, овощные; высокочувствительные к избытку алюминия – свекла, клевер, люцерна, озимая пшеница и рожь.

- Таллий содержится в корнях цикория, шпинате, в винограде, свёкле, табаке и других растениях.

- Силикат алюминия (белая глина, каолин $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) применяется в виде присыпок, мазей и паст при лечении кожных заболеваний.

- Оксид алюминия, называемый глинозёмом, встречается в природе в виде минерала корунда. Его прозрачные кристаллы окрашенные примесями в красный или синий цвет представляют собой драгоценные камни – рубин и сапфир.

- Какое отношение к термитам имеет термитная смесь! Слово «термит» происходит от греч. «терме» – жар, тепло, а слово «термиты» от латинск. «термитис» – отряд «общественных» насекомых. Термитная смесь состоит из порошков алюминия Al и оксида железа Fe_2O_3 . При ее поджигании протекает химическая реакция:

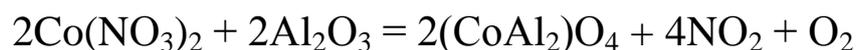


с выделением большого количества теплоты, позволяющего достичь температуры порядка 2500 °С. При такой температуре железо легко плавится. Поэтому термитную смесь используют для сварки железных изделий, например рельсов, и в зажигательных снарядах.

- Сплавы алюминия с магнием используются для упаковок пищевых продуктов, консервных банок, обёрток для сыров, фольги для тушения мяса, банок для напитков.

- Соединения таллия используются в оптических приборах, работающих в инфракрасной области спектра, фотоэлементах, люминесцентных лампах, в подшипниковых и кислотоупорных системах как катализаторы.

- Тенарова синь – двойной оксид алюминия и кобальта состава $(\text{CoAl}_2)\text{O}_4$ – тетраоксид диалюминия-кобальта. Не так давно тенарову синь считали алюминатом кобальта и записывали ее состав формулой $\text{Co}(\text{AlO}_2)_2$. Вещество это получило свое название по имени французского химика Тенара, предложившего реакцию образования этого оксида для обнаружения алюминия в минералах. Если, например, оксид алюминия смочить несколькими каплями водного раствора нитрата кобальта $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ и затем прокалить, то появляется красивая синяя окраска:



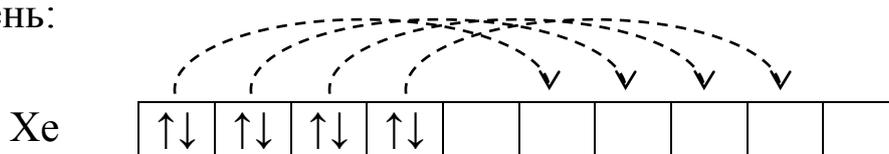
- AlO_2^- метаалюминат, AlO_3^{3-} ортоалюминат (старые названия), современное название – диоксоалюминат(III) .

- Алюмогель – $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 0,25\text{H}_2\text{O}$
- Глинозём, корунд – Al_2O_3 , боксит – $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (горная порода)
- Наждак – смесь Al_2O_3 и Fe_3O_4
- Квасцы жжёные – $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$

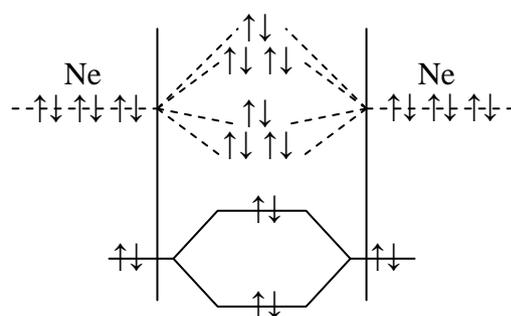
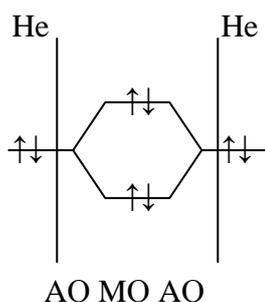
8. Благородные газы

Вопросы для обсуждения на занятии

1. Охарактеризуйте особенности электронного строения атомов благородных газов.
2. Почему их нельзя отнести к типичным металлам и типичным неметаллам?
3. Каков тип кристаллической решётки благородных газов?
4. Каковы значения электроотрицательности, сродства к электрону и потенциала ионизации атомов благородных газов?
5. Сравните химическую активность благородных газов по группе и с элементами соседних групп.
6. Сколько атомов образует молекулу благородного газа?
7. С какими элементами периодической системы и химическими соединениями вступают в реакцию молекулы благородных газов. Напишите уравнения реакций.
8. Какие типы химической связи характерны для соединений благородных газов с различными простыми и сложными веществами?
9. Можно ли ожидать, что неспаренные электроны атома Хе, необходимые для образования ковалентных связей с фтором, появляются в результате последовательного перехода электронов на вакантный d-подуровень:



10. Соединения ксенона, как и других благородных газов являются сильными окислителями, они окисляют воду. Составьте уравнение реакции окисления воды гексафтороплатинатом ксенона.
11. Что является источником космического гелия в космосе и на Земле?
12. Чему равна кратность связи в молекулах гелия и неона?



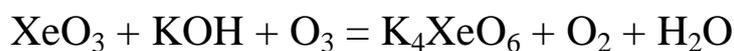
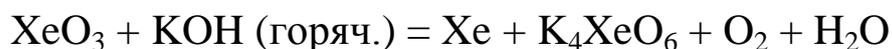
13. Как изменяются свойства простых веществ благородных газов с увеличением атомной массы (t° и энтальпии плавления и кипения; растворимость, плотность, радиус атома; ионизированные потенциалы).

14. Какие классы соединений характерны для благородных газов? Какими химическими свойствами они обладают и как они получают?

15. Благородные газы плохо растворяются в воде, не растворяются в кислотах и щелочах, реагируют с сильными окислителями. Составьте уравнения реакций ксенона с фтором (в избытке и недостатке), хлором, дифторидом кислорода, дифторидом криптона.

16. Соединения благородных газов могут образовываться за счёт донорно-акцепторного механизма связи. Составьте уравнения взаимодействия ксенона с гексафторидами рутения, родия, платины.

17. Триоксид ксенона – оксид ксенона(VI) хорошо растворяется в воде, реагирует со щелочами.



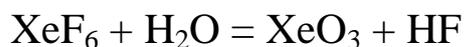
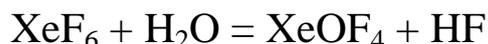
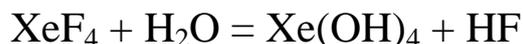
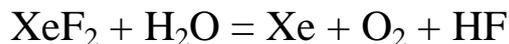
Расставьте коэффициенты, определите типы реакций, окислители и восстановители.

18. К какому типу реакций относится взаимодействие оксида ксенона (VI) со ртутью и сульфатом железа(II) в кислой среде:



Расставьте коэффициенты.

19. Как изменяются окислительные свойства ди-, тетра-, гексафторидов. Ответ подтвердите на уравнениях реакций их с водой и щелочами. Расставьте в уравнениях реакций коэффициенты.



20. Какие способы получения благородных газов вы знаете?

Задания для самостоятельной работы

1. Напишите схему получения благородных газов фракционной перегонкой воздуха и разделение их методом адсорбции на активированном угле и др. адсорбентах.

2. Составьте по методу МО схемы электронного строения положительно заряженных двухатомных молекул типа: He_2^+ , Ne_2^+ , Ar_2^+ , Kr_2^+ , Xe_2^+ .

3. Фториды ксенона получают в жестких условиях (высокие t° и давление, УФ-излучение, электрический разряд и т.п.), необходимых как для возбуждения атома Xe, так и для диссоциации молекулы F_2 . Составьте уравнения реакций получения фторидов ксенона со степенями окисления: +2, +4, +6, +8.

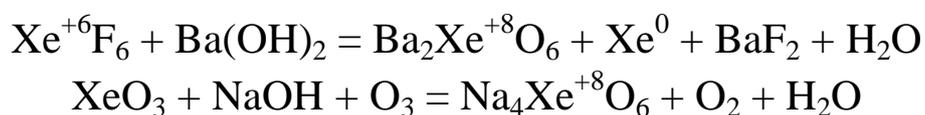
4. При растворении фторидов ксенона в воде в основном получают кислотосодержащие, полностью замещенные оксиды состава: XeO , XeO_2 , XeO_3 и частично замещенные оксофториды: $\text{Xe}^{+4}\text{OF}_2$, $\text{Xe}^{+6}\text{OF}_4$, XeO_2F_2 или E^{+4}OF_2 , E^{+6}OF_4 , $\text{E}^{+6}\text{O}_2\text{F}_2$, $\text{E}^{+8}\text{O}_3\text{F}_2$, E^{+8}OF_6 , при растворении которых в воде образуются кислоты и соли этих кислот. Составьте уравнения данных реакций.

5. Составьте уравнения реакций гексафторида ксенона с водородом и иодидом калия. Какую функцию выполняет гексафторид ксенона в этих реакциях?

6. Гексафторид ксенона реагирует с кварцем, составьте уравнения реакций, отражающих частичное и полное замещение фтора кислородом с получением оксофторидов.

7. Оксид ксенона XeO_3 обладает кислотными свойствами. Его гидроксид H_2XeO_4 существует при $t = -20-30$ °С. Известны соли ксеноновой кислоты – ксенаты. Составьте уравнения реакций получения ксеноновой кислоты и её солей – ксенатов.

8. При диспропорционировании соединений Xe^{+6} или их окислении получают производные Xe^{+8} – перксенаты:



Определите, какую функцию выполняют соединения ксенона в данных реакциях. Расставьте коэффициенты в данных уравнениях реакций.

9. Фториды ксенона склонны к реакциям присоединения. Так дифторид XeF_2 образует катионные комплексы с сильно кислотными фторидами: SbF_5 , NbF_5 , TaF_5 . Составьте уравнения реакций, напишите названия полученных соединений.

10. Гексафторид ксенона легко присоединяет основные фториды щелочных металлов с образованием комплексной соли. Приведите пример уравнения данной реакции, назовите полученное соединение.

11. Производные Xe^{+8} в кислой среде – сильнейшие окислители. Приведите примеры уравнений реакции восстановления перксененовой кислоты до ксенона и оксида ксенона XeO_3 .

12. Химия благородных газов активно развивается, полученные соединения имеют широкое применение. Составьте презентацию о применении благородных газов и их соединений.

Знаете ли вы, что...

- В составе атмосферы на благородные газы приходится чуть более 1%. Наиболее распространённым из них является аргон – 3 место (1,2853 масс.%), на 5 месте находится неон (0,0013 масс.%) и на 6 месте гелий ($7,2 \cdot 10^{-5}$ масс.%), на 8 месте криптон ($3,2 \cdot 10^{-4}$ масс.%), на 12 месте ксенон ($3,9 \cdot 10^{-5}$ масс.%), радона содержится очень малое количество.

- Какому элементу не было места в периодической системе. Это элемент Ar, самый распространенный на Земле элемент из группы благородных (инертных) газов. В земной атмосфере содержание аргона достигает 1,3%. Присутствие неизвестного газа в воздухе первым установил английский химик Кавендиш. Он удалил химическим способом из сосуда с воздухом весь азот и весь кислород, а оставшийся газ не мог связать никаким химическим элементом. Что это был за газ, Кавендишу выяснить не удалось. В 1892 г. директор Кавендишской лаборатории в Кембридже, физик Джон-Уильям Стратт, лорд Рэлей снова обнаружил присутствие неизвестного газа в азоте воздуха: азот воздуха был тяжелее, чем азот, выделенный из его соединений. Английский химик Рамзай, ознакомившись с сообщением Рэля, удалил из воздуха кислород многократным пропусканием его над раскаленной медью: $2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$. Оставшийся азот Рамзай заставил проходить много раз над нагретой магниевой стружкой: $3\text{Mg} + \text{N}_2 = \text{Mg}_3\text{N}_2$. Так как азот взаимодействует с магнием Mg с образованием нитрида Mg_3N_2 , то после этой реакции не должно оставаться во взятом объеме воздуха никакого газа. Тем не менее, у Рамзая из 100 л атмосферного азота остался 921 мл неизвестного газа, более инертного, чем азот. В 1894 г. Рэлей и Рамзай выступили с публичным сообщением об открытии ими в воздухе нового газа, нового химического элемента. Элементу дали имя аргон, лат. **argon**, которое в переводе с греческого означает бездеятельный, ленивый, инертный.

- Самый редкий и самый тяжелый радиоактивный газ – это газ радон Rn, входящий в 18 (VIII-A) группу благородных газов (инертных) Периодической системы химических элементов. Радон – бесцветный газ, один литр которого имеет массу 10 г. При $-62\text{ }^\circ\text{C}$ и ат-

мосферном давлении он превращается в бесцветную жидкость, флуоресцирующую ярким голубым или фиолетовым светом. Около $-71\text{ }^{\circ}\text{C}$ радон становится твердым непрозрачным веществом, излучающим голубое сияние. Радон – ядовитый газ, вдобавок он опасен своей радиоактивностью. Впервые открыл этот элемент английский физик Э. Резерфорд в 1900 г., назвавший его эманацией (производное от латинского слова «истечение»). В ходе одного из опытов Резерфорд отобрал из пробирки, где был бромид радия RaBr_2 , часть воздуха и исследовал его. Результат оказался неожиданным: воздух испускал α -частицы. В воздухе содержалась примесь газа радона, образовавшегося при радиоактивном распаде радия Ra . Было найдено, что в запаянной ампуле с радием образуется $0,65\text{ мм}^3$ радона на 1 г радия, а дальше его количество не растет. Образование радона приходит в равновесие с радиоактивным распадом радия. Название «радон» дал газу английский физик Дорн в 1900 г. Слово «радон» – лат. *radon*, является производным от слова «радий». Радон образуется при радиоактивном распаде не только радия, но и урана U , тория Th , актиния Ac и других радиоактивных элементов. Поэтому раньше называли радон тороном, актиноном и нитоном. Радон в небольших концентрациях содержится во всех минеральных водах. Некоторые из них называют радоновыми.

- Какой химический элемент был сначала открыт на Солнце и лишь затем на Земле? Этим элементом был гелий He , редкий и рассеянный газ, химически наиболее инертное вещество, газ, второй по легкости после водорода, наилучший среди газов проводник электричества. В 1868 г. французский астроном Жюль Жансен и английский астроном Норман Локьер наблюдали солнечное затмение: Жансен – в Индии, а Локьер – в Англии. Используя спектроскоп, они одновременно обнаружили в спектре солнечной короны яркую желтую линию, положение которой не совпадало с положением желтой линии в спектре натрия. Жансен и Локьер поняли, что эта линия принадлежит новому элементу. Их письма об открытии были зачитаны одно за другим на заседании Парижской академии наук. Локьер предложил назвать новый элемент гелием. **Гелиос** по-гречески означает Солнце.

- **Неон** от лат. *neon* (новый) получил название по неожиданной окраске спектра, который случайно, увидел сын одного из первооткрывателей У. Рамзхая.

- С помощью масс-спектрометрии на спускаемом аппарате было обнаружено в атмосфере Марса присутствие криптона и ксенона. **Криптон** – лат. *krypton*, от греч. *криптос* (тайный, скрытый), по трудности выделения из воздуха; **ксенон** – лат. *xenon*, от греч. *ксенон* (некто постороннее, странное), по неожиданному открытию как примеси к криптону. Присутствие их на данной планете свидетельствует о том, что когда-то она была гораздо более плотной и, возможно, пригодной для жизни.

- Все кристаллы фторидов ксенона имеют молекулярное строение: низкие $t_{пл}^{\circ}$, склонность к сублимации:

XeF_2	XeF_4	XeF_6	XeF_8
140 °С	135 °С	50 °С	газ

- Соединения ксенона, как и других благородных газов являются сильными окислителями, они окисляют воду по реакции:

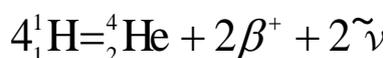


- Смесь газов, выделенная из воздуха называется «сырой аргон», так как его больше всего.

- Содержание благородных газов в атмосферном воздухе:

	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
Содержание в атмосфере, объем. доли %	$5,24 \cdot 10^{-4}$	$1,8 \cdot 10^{-3}$	0,93	$3 \cdot 10^{-4}$	$8,7 \cdot 10^{-6}$	$7 \cdot 10^{-17}$

- Источником космического гелия являются термоядерные реакции звезд. Источником получения гелия на земле являются природные газы и воздух. Накопление ядер гелия во Вселенной обусловлено термоядерной реакцией, служащей источником солнечной и звездной энергии:



В земной коре гелий накапливается за счет α -распада радиоактивных элементов, содержится растворенным в минералах, в самородных металлах.

- благородные газы получают фракционной перегонкой воздуха. В первой легкой фракции – легкокипящие: He, Ne, N₂; во второй: N₂, Ar, O₂; в третьей: Kr и Xe. Разделение их проводят методом адсорбции на активированном угле и др. адсорбентах.

- При обычных условиях все благородные газы – одноатомные молекулы, которые лишь при значительном охлаждении могут быть переведены в жидкое и твердое состояние.

- Свойства атомов и простых веществ благородных газов:

	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
$t_{пл}, C^{\circ}$ (затв.)	-272 ($25 \cdot 10^5$ Па)	-249	-189	-157	-112	-71
$T_{кип}, C^{\circ}$ (сжиж.)	-269	-246	-186	-153	-108	-62
$\Delta H_{плавл}, кДж/моль$	0,021	0,33	1,18	1,631	2,295	2,887
$\Delta H_{испар}, кДж/моль$	0,084	1,732	6,514	9,313	12,68	18,1
Раст-ть в H ₂ O при 0 °C, см ³ /л	10	14	52,4	99,1	203,2	510
ρ в жид. сост. при $t_{кип}, г/см^3$	0,13	1,2	1,4	2,413	3,157	4,4
r атома, нм	0,122	0,160	0,192	0,198	0,218	0,220
$I_1: \Xi^0 \rightarrow \Xi^+, эВ$	24,58	21,56	15,69	13,996	12,13	10,75
Изотопы	2	3	3	6	9	19

- К физическим свойствам относится свечение, каждый из благородных газов имеет свой цвет, используется в рекламном свечении:

	Изотопы	Кол-во
He – розовый	³ He, ⁴ He	2
Ne – красно-оранжевый	²⁰ Ne, ²¹ Ne, ²² Ne	3
Ar – голубой	³⁶ Ar, ³⁸ Ar, ⁴⁰ Ar	3
Kr – желто-зеленый	⁷⁸ Kr, ⁸⁰ Kr, ⁸² Kr, ⁸³ Kr, ⁸⁴ Kr, ⁸⁶ Kr	6
Xe – голубой	¹²⁴ Xe, ¹²⁶ Xe, ¹²⁸ Xe, ¹²⁹ Xe, ¹³⁰ Xe, ¹³¹ Xe, ¹³² Xe, ¹³⁴ Xe, ¹³⁶ Xe	9
Rn		19

- Благородные газы, особенно Ar и Ne используются в химической промышленности и в металлургии для создания инертной атмосферы (при электросварке, плавке металлов, синтезе некоторых материалов, очистке и выращивании монокристаллов и др.).

- Благородные газы широко используются для изготовления газосветных трубок, ламп (в световой рекламе, в сигнальных устройствах):

- Ne – красно-оранжевое свечение;

- Ar – голубое;

- Kr – желто-зеленое.

- Аргон в смеси с азотом служит для заполнения электроламп, еще лучше для этой цели подходит криптон и ксенон.

- Жидкий гелий применяется для получения сверхнизких температур в криогенной технике.

- В смеси с кислородом гелий применяется в водолазном деле (в дыхательных смесях гелий замещает азот и предотвращает кессонную болезнь, поскольку в отличие от азота он хуже растворим в крови при повышенном давлении).

- Легкость и негорючесть гелия обусловили его применение для наполнения дирижаблей, аэростатов, шаров-зондов.

- Радон – один из самых опасных радиоактивных ядов – находит применение в ультрамикрочастицах в медицине для лечения опухолевых, сердечно-сосудистых и нервных заболеваний. Радоновые ванны (долина Ак-Су недалеко от Пржевальска и др).

- Радон при приеме радоновой ванны проникает через кожные покровы, а затем с кислородом через легкие в кровь, разносится по всем тканям организма. Это стимулирует обмен веществ, способствует удалению из него вредных соединений.

- В технике с помощью радона определяют режимы газовых потоков, величины поверхностей пористых адсорбентов, дефектность различных материалов.

- Криптон применяется в электровакуумной технике, в светотехнике (газосветные трубки).

- Тетрафторид ксенона используют для хранения фтора в нелетучем виде.

- Оксиды ксенона применяются как взрывчатые вещества, они по свойствам близки к тринитротолуолу. Все соединения ксенона можно использовать как сильные окислители.

- Наиболее изучена химия ксенона, у которого вакантная d-орбиталь доступна для взаимодействия.

- На примере ксенона можно сделать вывод о том, что он образует соединения со всеми известными химическими связями.

- Радон активнее ксенона, но из-за радиоактивности и малой распространенности химия его мало изучена.

- По свойствам благородные газы не похожи ни на какие другие элементы периодической системы, располагаются в таблице между типичными металлами и типичными неметаллами.

9. Щелочные металлы: литий, натрий, калий, рубидий, цезий

Вопросы для обсуждения на занятии

1. Особенности в электронном строении атомов элементов 1 (I-A) группы.

2. Какие степени окисления характерны для элементов 1 (I-A) группы? Приведите примеры соединений элементов данной группы в этих степенях окисления.

3. Какие из элементов 1 (I-A) группы наиболее распространены в природе?

4. Как изменяются радиус атома, энергия ионизации и электроотрицательность атомов щелочных металлов по группе сверху вниз, а также плотность, температуры плавления и кипения простых веществ?

5. Почему металлы 1 (I-A) группы называют «щелочными»?

6. Как изменяется радиус иона и энтальпия его гидратации в ряду $\text{Li}^+ - \text{Na}^+ - \text{K}^+ - \text{Rb}^+ - \text{Cs}^+$?

Объясните наблюдаемую закономерность.

7. Среди щелочных металлов литий имеет самую высокую энергию ионизации и энтальпию атомизации. Объясните, почему при

этом он имеет самое низкое значение электродного потенциала и обладает самой большой восстановительной способностью.

8. Все щелочные металлы реагируют с водой с выделением теплоты. Объясните, почему реакция лития с водой протекает наименее активно, чем с металлами аналогами данной группы

9. Какие типы кислородных соединений образуются при непосредственном взаимодействии щелочных металлов с кислородом? Назовите продукты взаимодействия с кислородом каждого из щелочных металлов.

10. Охарактеризуйте химические свойства оксидов и гидроксидов щелочных металлов. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

11. Объясните причины диагонального сходства лития и магния и приведите примеры соединений, в свойствах которых это сходство проявляется.

12. Обладают ли щелочные металлы способностью к комплексообразованию?

13. Хлорид натрия в лабораторной практике очищают методом высаливания и перекристаллизации. Объясните, почему охлаждением горячего насыщенного раствора получается менее очищенный хлорид натрия.

14. В какие цвета окрашивают пламя ионы щелочных металлов? За счёт чего происходит изменение цвета пламени?

15. Дайте характеристику технологии получения щелочных металлов в промышленности. Какие химические процессы происходят при получении щелочных металлов электролизом? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

16. В форме каких соединений встречаются щелочные металлы в природе? Напишите формулы этих соединений.

17. Какие соли образуют щелочные металлы? Сравните их по химической активности, напишите уравнения реакций.

18. Чем можно объяснить наличие примеси соды в едком натре. Как обнаружить примеси и освободить от них раствор едкого натра? Составьте уравнения соответствующих реакций.

19. Как обнаружить ионы щелочных металлов в растворе соли?

20. Щелочные металлы являются энергичными восстановителями. Как связано это свойство со строением их атомов?

21. Где применяются щелочные металлы, их оксиды, гидроксиды и соли?

Задания для самостоятельной работы

1. Составьте уравнения реакций лития с красным фосфором и затем полученного соединения с соляной кислотой. При каких условиях протекают данные реакции.

2. Если прокипятить раствор карбоната натрия в смеси с сульфатом меди, то выпадает осадок и выделяется газ. Опишите химизм данного процесса в виде уравнения реакции.

3. Напишите уравнение реакции лития с:

- 1) кислородом,
- 2) азотом,
- 3) кремнием.

Укажите стандартные энтальпии, стандартные энтропии и стандартные энергии Гиббса реакций при стандартных условиях.

4. Напишите уравнение реакции натрия с:

- 1) кислородом,
- 2) углеродом,
- 3) водородом.

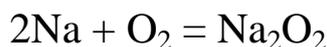
Укажите стандартные энтальпии, стандартные энтропии и стандартные энергии Гиббса реакций при стандартных условиях.

5. Напишите уравнение реакции калия с:

- 1) серой,
- 2) фосфором,
- 3) азотом.

Укажите стандартные энтальпии, стандартные энтропии и стандартные энергии Гиббса реакций при стандартных условиях.

6. Какой из данных процессов термодинамически предпочтителен? Какой протекает реально при взаимодействии натрия с кислородом воздуха?

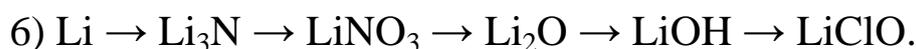
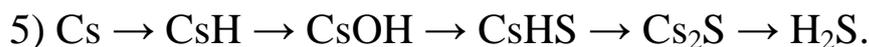
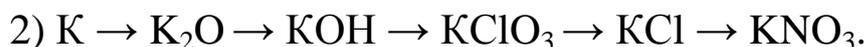


7. Напишите уравнения реакций термического разложения солей:

- 1) перхлората калия и нитрата калия,
- 2) хлората калия и карбоната лития,
- 3) карбоната натрия и нитрата лития.

8. Металлический натрий получают электролизом расплавленного NaCl. Объясните, почему в этом процессе нельзя брать раствор NaCl?

9. Напишите уравнения реакций, образующих цепочку превращений, и укажите условия протекания реакций:



10. Вещество, выделившееся на катоде при электролизе расплава бромида калия, прореагировало с кислородом. Продукт реакции поместили в колбу с углекислым газом и через некоторое время туда прилили азотную кислоту. Образовавшуюся соль выделили из раствора, прокалили и получили газ, поддерживающий горение, и соль, используемую в пищевой промышленности. Напишите уравнения упомянутых реакций.

11. Продукт взаимодействия натрия с водородом обработали водой. К полученному раствору сначала добавили кристаллический гидрокарбонат натрия, а затем раствор нитрата лития, что привело к образованию белого осадка. Напишите уравнения упомянутых реакций.

12. Твердое вещество, образующееся при взаимодействии лития и азота, растворили в соляной кислоте. Полученный раствор осторожно выпарили и получили твердый остаток, представляющий собой смесь двух солей. После прокаливания твердого остатка в нем

была обнаружена только одна соль. Напишите уравнения упомянутых реакций.

13. Соль щелочного металла, окрашивающую пламя в желтый цвет, прокалили. При этом выделился газ, входящий в состав атмосферы. Твердый остаток растворили в воде и добавили раствор нитрата серебра, что привело к выпадению белого творожистого осадка, растворимого в водном растворе аммиака. Напишите уравнения упомянутых реакций.

Знаете ли вы, что...

- Название **калий** получил от арабского *алкали* – «щёлочь, зола», а **натрий** от араб. *натрон* или *натрун* – моющее средство – по применению природной соли и едкого натра для изготовления мыла. **Литий** был обнаружен в минерале петалите, который выглядел как самый обыкновенный камень, поэтому литий получил своё название от греч. *lithos* – камень. **Рубидий** получил название от лат. *рубидус* (красно-коричневый цвет по характерным линиям в спектре). **Цезий** от лат. *цесиус* (серо-синий или голубой цвет неба) по окраске характерных линий в спектре.

- По распространённости в земной коре натрий занимает 5 место (2,03 ат.%), калий 9 место (1,1 ат.%), рубидий 20 место (0,0060 ат.%); в составе литосферы натрий на 6 месте (2,83 масс.%), калий на 7 месте (2,59 масс. %), рубидий на 21 месте (0,0120 масс.%). Остальных элементов данной подгруппы содержание в земной коре и литосфере очень мало.

- Число атомов калия в организме человека $2,2 \cdot 10^{24}$ (в одной клетке – $2,2 \cdot 10^{10}$), натрия в организме человека $2,8 \cdot 10^{24}$ (в одной клетке – $2,8 \cdot 10^{10}$).

- Среднее содержание натрия в человеческом организме составляет 100 г на 70 кг.

- Суточное поступление натрия в организм с продуктами питания составляет в среднем 4,4 г, калия 3–4 г, лития 2 мг.

- Недостаток калия в почве восполняется калийными удобрениями: хлоридом калия, сульфатом калия и золой растений.

- Соли лития окрашивают пламя в кармино-красный цвет, натрия в жёлтый цвет, а калия в фиолетовый цвет, эти соли используют в пиротехнических составах для фейерверков.

- Натрий входит в состав многих лекарственных препаратов, в том числе антибиотиков, викасола – синтетического производного витамина К.

- Внутри клетки поддерживается высокая концентрация калия (в 35 раз выше, чем вне клетки) и низкая концентрация натрия (в 14 раз ниже внеклеточной).

- Каустик – NaOH. Что за вещество скрывается под названиями «алкаль», «едкая щелочная соль», «каустик», «каустическая сода»? Так называли в разные времена в России гидроксид натрия NaOH. До сих пор сохранилось старое название его – «едкий натр», предложенное еще в 1807 г. русским химиком Шерером. В быту гидроксид натрия именуют каустической содой, хотя к соде Na₂CO₃ он никакого отношения не имеет: уж лучше его называть просто «каустиком» (от греческого слова «каустикос» – жгучий, едкий). Водный раствор гидроксида натрия кое-где продолжают называть «натровым щелоком». Его раствор обладает сильной щелочной реакцией из-за высокой концентрации гидроксид-ионов OH⁻. Раствор и кристаллы NaOH очень опасны в обращении: при поступлении в пищевод человека всего 0,01–0,02 г наступает смерть в первые же часы, или сутки. На коже он вызывает глубокие и долго не заживающие ожоги.

- Сода: кальцинированная – Na₂CO₃, каустическая – NaOH, питьевая – NaHCO₃, стиральная – Na₂CO₃.

- Селитра: индийская – KNO₃, чилийская – NaNO₃.

- Соль: бертоллегова – KClO₃, Бульриха – NaHCO₃, глауберова (мирабилит) – Na₂SO₄ · 10H₂O, Гмелина (красная кровяная) – K₃Fe(CN)₆, Джонсона – KJ₃ · H₂O, жёлтая кровяная – K₄Fe(CN)₆ · 3H₂O, золотая – NaAuCl₄ · 2H₂O, морская – пищевая – поваренная – NaCl, Фишера – K₃Co(NO₂)₆.

- В 1665 г. алхимик аптекарь Эли Сеньет получил вещество, которое стали впоследствии называть «сеньетовой солью». «Сеньетова», или «сегнетова», соль – это калиево-натриевая соль винной ки-

слоты. Она имеет состав $\text{KNaC}_4\text{H}_4\text{O}_6 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ и образует бесцветные большие кристаллы, легко растворимые в воде. Современное название этой соли – тетрагидрат тартрата натрия-калия. «Сегнетова соль» была первым «сегнетоэлектриком»: если ее кристалл подвергнуть механическому сжатию или растяжению, то на его противоположных гранях появляются электрические заряды разных знаков (пьезоэлектрический эффект). Наоборот, при наложении на кристалл «сегнетовой соли» электрического поля происходит изменение его размеров. Такие кристаллы нашли широкое применение в микрофонах, телефонах, адаптерах, слуховых аппаратах, ультразвуковых локаторах.

- Литий и калий взаимодействуют с кислородом и влагой воздуха, можно ли их хранить в сосудах, заполненных азотом. Что обнаруживается при хранении? Вместо блестящих серебристых кусочков лития в сосуде появляются рыхлые зеленовато-черные комочки. Калий же сохраняет свой первоначальный металлический блеск. Литий Li, в отличие от калия K и остальных щелочных металлов, реагирует с азотом N_2 в обычных условиях с образованием нитрида: $6\text{Li} + \text{N}_2 = 2\text{Li}_3\text{N}$. Поэтому хранить литий можно только в атмосфере аргона Ar или под слоем обезвоженного вазелинового или парафинового масла, а также в тонкостенных герметичных оболочках – тубах из алюминия или меди.

- Калий K и рубидий Rb, создают ту фоновую радиацию, в которой человечество жило тысячелетиями. Элемент K (порядковый номер 19), встречающийся в природе в значительном количестве (2,5%), имеет три изотопа: ^{39}K (93,26%), ^{41}K (6,73%), ^{40}K (0,01%). Только последний изотоп радиоактивен. Половина атомов изотопа распадается за $1,3 \cdot 10^9$ лет. При распаде ядра ^{40}K в 88% случаев испускается электрон и образуется изотоп кальция ^{40}Ca , а в 12% – происходит захват ядром электрона с нижнего энергетического уровня (K-захват) и появляется изотоп аргона ^{40}Ar . При захвате ядром электрона протон ядра превращается в нейтрон, в результате чего атомный номер элемента уменьшается на единицу, т.е. ядро калия превращается в ядро аргона. Ежегодно из 1 г калия образуется около $4 \cdot 10^{12}$ мл аргона, поступающего в атмосферу. Миллиарды лет назад изотоп ^{40}K был од-

ним из главных генераторов теплоты в земной коре. Его тогда было много, примерно 2%.

- Рассеянный в природе элемент Rb (порядковый номер 37) обнаружен во всех минералах и водах, содержащих калий. Рубидий является тенью калия. У него есть два изотопа: ^{85}Rb (72,2%) и ^{87}Rb (27,8%). Последний изотоп радиоактивен: $^{87}\text{Rb} = ^{87}\text{Sr} + e^-$. Период полураспада этого изотопа равен $5 \cdot 10^{10}$ лет. Найдено, что 1% всего земного стронция Sr образовался в результате распада ядер ^{87}Rb , который, кстати, помог установить, что Земля «живет на свете» уже приблизительно 4,5 млрд лет.

- Какого цвета поваренная соль? Чистая поваренная соль бесцветна «деликатесная», или «царская», поваренная соль нежно-розового цвета и с приятным ароматом, содержит микроскопические водоросли, попавшие в нее из воды соляного озера. Встречается и соль синего цвета. В природе синяя поваренная, или каменная, соль (хлорид натрия NaCl) – большая редкость. Кстати, при растворении синих кристаллов в воде образуется бесцветный раствор – совсем, как из обычной поваренной соли.

Тривиальные названия соединений:

- Фиксаж – $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- Хромпик – $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- Реактив Неслера – $\text{K}_2[\text{HgJ}_4]$
- Стекло жидкое – щелочной водный раствор Na_2SiO_3 и K_2SiO_3
- Стекло растворимое – смесь Na_2SiO_3 , K_2SiO_3 , SiO_2
- Натрон – $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
- Натриевая селитра – NaNO_3 (примесь NaJO_3)
- Бура, тетраборат натрия, тинкал – $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

10. Бериллий, магний и щёлочноземельные металлы: кальций, стронций, барий

Вопросы для обсуждения на занятии

1. Какая степень окисления характерна для элементов 2 (II-A) группы? Приведите примеры соединений элементов данной группы в этой степени окисления.

2. С атомом какого инертного газа и с ионом какого галогена сходна по электронному строению частица, возникшая в результате удаления из атома кальция валентных электронов?

3. Приведите уравнения четырех различных реакций, при которых атомы кальция превращаются в ионы кальция.

4. Какие из элементов 2 (II-A) группы наиболее распространены в природе?

5. Почему размеры атомов металлов 2 (II-A) группы меньше, чем размеры атомов металлов 1 (I-A) группы того же периода, а их энергия ионизации больше, чем энергия ионизации атомов металлов 1 (I-A) группы?

6. Почему температуры плавления и кипения металлов 2 (II-A) группы выше, чем температуры плавления и кипения металлов 1 (I-A) группы?

7. Какие металлы во 2 (II-A) группе называют щелочноземельными? Почему?

8. Почему щелочноземельные металлы (так же, как и щелочные) хранят под слоем керосина? Какие процессы произойдут, если эти металлы оставить на воздухе?

9. Как изменяется радиус иона и энтальпия его гидратации в ряду $\text{Be}^{2+} - \text{Mg}^{2+} - \text{Ca}^{2+} - \text{Sr}^{2+} - \text{Ba}^{2+}$?

Объясните наблюдаемую закономерность.

10. Почему производственники-строители называют негашеную известь «кипелкой», а гашеную «пушонкой»?

11. Почему негашеную известь следует хранить в закупоренной таре?

12. Почему запрещено тушить воспламенившийся металлический кальций водой?

13. Приведите примеры уравнений реакций, при которых происходит: а) окисление кальция, б) восстановление кальция, в) валентность кальция не меняется.

14. Приведите формулы известных вам соединений кальция, напишите их названия; укажите, какие из них: а) растворимы и какие нерастворимы в воде, б) реагируют с водой, в) образуют газ при действии кислоты.

15. Хлорат кальция, применяемый для уничтожения сорняков, является солью той же кислоты, которая образует бертолетову соль. Составьте формулу хлората кальция и уравнение его электролитической диссоциации.

16. Кислород, применяемый в аппаратах искусственного дыхания, часто содержит углекислый газ, возбуждающий дыхательный центр. Можно ли получить из такого кислорода чистый и сухой кислород путем пропускания газа через трубку, содержащую: а) негашеную известь, б) гашеную известь? Ответы обоснуйте уравнениями соответствующих реакций.

17. Можно ли для освобождения углекислого газа от влаги использовать трубку, наполненную кусками негашеной извести? Почему?

18. Можно ли полностью освободить азот, содержащий небольшую примесь хлороводорода и водяных паров, от этих примесей посредством пропускания его через трубку, содержащую: а) негашеную известь, б) гашеную известь? Ответы обоснуйте уравнениями соответствующих реакций.

19. Чтобы отделить кислород от углекислого газа и влаги, необходимо составить прибор из склянки с раствором едкого кали, трубки с обезвоженным медным купоросом и склянки с известковой водой. Изобразите схемой порядок присоединения друг к другу частей прибора. Какая часть предназначается для проверки полноты поглощения углекислого газа?

20. Какое химическое превращение происходит с гашеной известью в новых кирпичных зданиях? Почему, пока не закончится этот

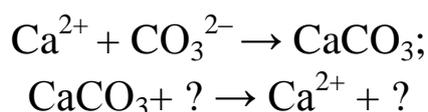
процесс, стены здания остаются сырыми? В подтверждение своего ответа приведите уравнение соответствующей реакции.

21. Для ускорения ввода в эксплуатацию вновь отстроенных кирпичных зданий предлагалось ставить в комнаты жаровни с горящим углем. Для чего?

22. В вашем распоряжении известняк и вода. Как получить, не расходуя никаких других материалов, кроме двух названных, 5 новых сложных веществ, относящихся к 5 разным классам химических соединений (каким?)? Составьте уравнение каждой реакции и укажите условия ее осуществления.

23. Как отличить прозрачную известковую воду от разбавленного раствора едкого натра, располагая лишь стеклянной трубкой?

24. Приведите примеры реакций, при которых происходят процессы, кратко выраженные схемой:



25. Могут ли находиться одновременно в растворе в значительной концентрации ионы: а) Mg^{2+} и Cl^- б) Ca^{2+} и Cl^- в) Ca^{2+} и CO_3^{2-} г) Ca^{2+} и HCO_3^- , д) Ca^{2+} и PO_4^{3-} , е) Ca^{2+} и H_2PO_4^- ?

26. Как превратить углекислый кальций путем присоединения двух весьма распространенных веществ в соединение, способное диссоциировать на ионы?

27. Какие два имеющиеся в природе вещества обуславливают появление у природных вод временной жесткости?

28. Как, не прибегая к химическим реактивам, обнаружить присутствие в воде растворенного бикарбоната кальция?

29. Негашеная известь содержит часто в виде примеси известняк и песок. Как обнаружить в ней ту и другую примесь?

30. В каких условиях обжига разложение известняка будет происходить с большей полнотой: в печах, позволяющих отводить газ, или в герметически закрытых печах? Почему?

31. Какие из перечисленных ниже веществ могут быть применены для уничтожения временной жесткости воды, вызванной присут-

ствием в ней бикарбоната кальция: а) поваренная соль, б) едкий натр, в) сода, г) соляная кислота? Дайте обоснованный ответ, приведя уравнения соответствующих реакций.

32. Какие из перечисленных ниже веществ могут быть применены для снижения жесткости воды, вызванной присутствием в ней гипса: а) карбонат калия, б) поваренная соль, в) едкий натр? Дайте обоснованный ответ, приведя уравнения соответствующих реакций.

33. Смесь карбоната кальция и сульфата натрия обработали соляной кислотой, выпарили досуха и добавили воды. Что теперь находится в осадке и что в растворе?

34. В стеклянных сосудах имеются четыре образца твердых веществ – сода Na_2CO_3 , мел, сульфат натрия и гипс. Можно ли распознать эти вещества, имея воду и азотную кислоту? Дайте обоснованный ответ.

35. При очень высокой температуре сульфат кальция частично разлагается с образованием оксида кальция, кислорода и еще одного газа. Составьте уравнение этой реакции и укажите, можно ли ее рассматривать как окислительно-восстановительную.

36. Почему при изготовлении комбинированных ядохимикатов нельзя вводить в один и тот же состав гашеную известь и соду (карбонат натрия)?

37. Каким простым способом можно отличить жженный гипс от кристаллического гипса?

38. Как отличить гашеную известь от тонко размолотого известняка?

39. Через известковую воду в течение продолжительного времени пропускали двуокись углерода. Полученной прозрачной жидкости дали испариться. Что представляет собой выпавший осадок? Составьте уравнения реакций.

40. Как превратить гипс в карбонат кальция? Составьте уравнения реакций.

41. Попробуйте объяснить, почему при взаимодействии кальция с холодной водой реакция, в начале, протекающая быстро, затем замедляется.

42. На чем основано применение гидрида кальция для удаления следов воды из газообразного водорода?

43. Энтальпия гидратации ионов кальция отрицательнее энтальпии гидратации ионов калия, но, тем не менее, кальций более слабый восстановитель, т.е. имеет больший электродный потенциал, чем калий. Объясните, почему?

44. Объясните, почему соединения бериллия больше похожи по свойствам на соединения алюминия, чем на соединения других металлов 2 (II-A) группы.

45. Почему бериллий образует много соединений с ковалентным типом связи, а остальные металлы 2 (II-A) группы образуют преимущественно ионные соединения?

46. Охарактеризуйте растворимость оксидов элементов 2 (II-A) группы в воде. Какие кислотно-основные свойства проявляют оксиды элементов данной группы?

47. Как изменяются растворимость и основные свойства гидроксидов в ряду $\text{Be}(\text{OH})_2 - \text{Mg}(\text{OH})_2 - \text{Ca}(\text{OH})_2 - \text{Sr}(\text{OH})_2 - \text{Ba}(\text{OH})_2$?

48. Какие соли металлов II-A группы плохо растворимы в воде?

49. Какую реакцию среды имеют водные растворы солей металлов 2 (II-A) группы с сильными кислотами?

50. Объясните, почему при пропускании углекислого газа через холодный раствор гидроксида натрия последний мутнеет лишь спустя некоторое (довольно продолжительное) время, в то время как если углекислый газ пропускать через раствор гидроксида кальция, раствор мутнеет сразу, а через некоторое время становится прозрачным.

51. Продукты горения магния на воздухе растворили в серной кислоте. Затем в полученный раствор добавили избыток гидроксида натрия, что привело к выпадению белого осадка и к выделению бесцветного газа с резким запахом. Напишите уравнения реакций.

52. Магний растворили в очень разбавленной азотной кислоте. Раствор осторожно выпарили. Оказалось, что твердый остаток состоит из двух солей. После прокаливания этой смеси осталось только одно твердое вещество – оксид магния. Напишите уравнения реакций.

53. Барий растворили в воде; через полученный раствор пропустили углекислый газ, при этом выпал белый осадок. Дальнейшее пропускание газа привело к растворению осадка. Напишите уравнения реакций.

54. Вещество, выделившееся на катоде при электролизе расплава хлорида бериллия, обработали водным раствором гидроксида натрия. К полученному раствору добавили избыток соляной кислоты, что привело к образованию двух солей. Одна из них при взаимодействии с раствором аммиака образует белый осадок, растворяющийся как в щелочах, так и в кислотах. Напишите уравнения реакций.

55. Почему металлы 2 (II-A) группы главной подгруппы нельзя получить электролизом водных растворов их солей?

56. Объясните, почему BaSO_4 можно осадить из раствора BaCl_2 серной кислотой, а $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$, имеющий гораздо меньшее значение произведения растворимости, ортофосфорной кислотой не осаждается.

57. Почему металлы 2 (II-A) группы проявляют большую склонность к комплексообразованию, чем металлы 1 (I-A) группы?

58. Что такое жесткость воды? Какие растворенные в воде соединения металлов 2 (II-A) группы создают временную жесткость? Какие – постоянную?

59. Какие соединения кальция находят применение в промышленности и в быту?

60. Что такое гипс? На каком свойстве гипса основано его применение в строительстве и в медицине?

Задания для самостоятельной работы

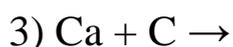
1. Напишите формулы минералов металлов 2 (II-A) группы: берилла, магнезита, целестина, барита, флюорита, гипса, карналлита.

2. Напишите уравнение реакции магния с водой и сделайте вывод о возможности ее самопроизвольного протекания при $25\text{ }^\circ\text{C}$ и стандартных состояниях реагентов и продуктов реакции. На практике процесс не идет из-за наличия на поверхности магния защитной оксидной пленки. Поскольку защитные свойства этой пленки слабы,

при нагревании магний с водой реагирует. Соответствуют ли полученные выводы экспериментальным данным?

3. При горении магния на воздухе образуется смесь двух белых кристаллических веществ. Какие продукты образуются при растворении этой смеси в соляной кислоте? Напишите уравнения реакций.

4. Напишите уравнение реакции и укажите условия ее протекания:



5. Напишите уравнение реакции горения магния в углекислом газе и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции при стандартных условиях и стандартных состояниях реагентов и продуктов реакции.

6. Напишите уравнение реакции горения бериллия в оксиде азота(I) и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции при стандартных условиях и стандартных состояниях реагентов и продуктов реакции.

7. Металлический кальций обработали избытком хлора. Полученное вещество растворили в воде. К раствору добавили нитрата серебра, что привело к выпадению осадка. Напишите уравнения реакций, подтверждающие данный процесс.

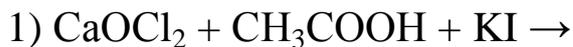
8. Напишите уравнения реакций получения гидрида бария и взаимодействия его с водой. Какая будет рН полученного раствора.

9. Напишите формулу соединения кальция с водородом (гидрида кальция) и укажите, что в этом соединении является анионом. Составьте сокращенное ионное уравнение реакции указанного гидрида с водой.

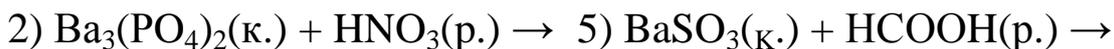
10. Напишите уравнения реакций термического разложения MgCO_3 , CaCO_3 и BaCO_3 . Сопоставьте термическую устойчивость карбонатов металлов 2 группы.

11. Предложите способ получения гидроксида кальция по обменной реакции. Напишите уравнение реакции.

12. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение реакции:



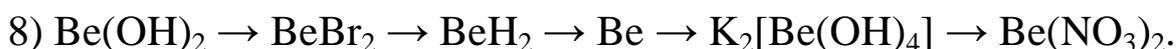
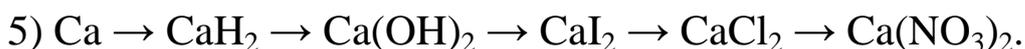
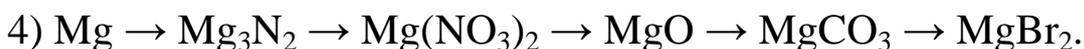
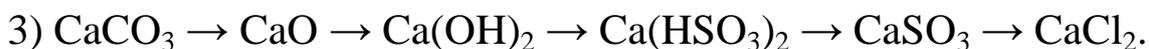
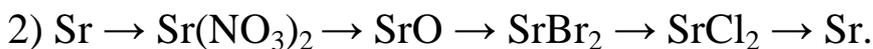
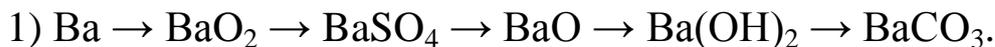
13. Напишите уравнения возможных реакций и определите направление смещения их равновесия при стандартных условиях:



14. Металлический магний получают электролизом расплавленного MgCl_2 . При какой температуре начинается данный процесс?

15. Напишите уравнение реакции получения гидроксида кальция с помощью электролиза раствора CaCl_2 .

16. Напишите уравнения реакций, образующих цепочку превращений, и укажите условия протекания реакций:



17. Для предуборочного обезлиствения хлопчатника при его механической уборке применяется цианамид кальция. Напишите эмпирическую и структурную формулу цианамид кальция.

18. Мел содержит карбонат кальция и карбонат магния, что произойдет, если опустить кусочки мела в соляную и в серную кислоту. Напишите уравнения реакций.

19. Как отличить: а) оксид кальция от гидроксида кальция, б) гидроксид кальция от мела?

20. При производстве едкого натра и хлора электролизом поваренной соли соляной рассол перед поступлением его в электролизер

должен быть очищен от примеси солей кальция и магния. Это производится путем обработки рассола такими реактивами, которые дают с солями кальция и магния нерастворимые осадки. В результате такой очистки раствор содержит только соль натрия. С помощью каких дешевых солей могут быть удалены указанные примеси?

Знаете ли вы, что...

- **Бериллий** своё название получил от греч. *beryllos* – берилл. Название элемента **кальций** происходит от лат. *кальцис* (лат. *калкс* – камень, известняк), элемента **магния** происходит от лат. *магнесия альба* (белая магнезия) по минералу *гидромагнезит*, содержащему этот металл и найденному древними греками около города Магнесия. **Стронций** своё название получил от имени шотландской деревни Строншиан (от лат. *strontian* – Шотландия). **Барий** получил название от греч. *барис* (тяжёлый), по большой плотности минерала барита, по лат. *Barium*. По свойству радиоактивности назван элемент радий, по лат. *радиус*.

- По распространённости в земной коре кальций занимает 6 место (1,5 ат.%), барий на 23 месте (0,0034 ат.%), стронций на 25 месте (0,0029 ат.%), а бериллий на 29 (0,0011 ат.%); в литосфере по распространённости кальций на 5 месте (3,63 масс%), магний на 8 месте (2,09 масс%), стронций на 15 месте (0,045 масс%), барий на 16 месте (0,040 масс.%). В гидросфере магний на 5 месте (0,1326 масс%), стронций на 10 месте (0,0009 масс.%).

- Число атомов кальция в теле человека составляет $1,6 \cdot 10^{25}$ (в одной клетке $1,6 \cdot 10^{11}$); магния $8,7 \cdot 10^{23}$ (в одной клетке $8,7 \cdot 10^9$); стронция $1,0 \cdot 10^{21}$ (в одной клетке $1,0 \cdot 10^7$).

- Суточное поступление кальция с продуктами питания и водой составляет 800–1500 мг, магния 240–720 мг, а стронция 1,9 мг, бериллия 0,01 мг.

- Во взрослом человеке массой 70 кг кальция содержится 1700 г, магния 19–20 г, а стронция 320 мг.

- Известковые скелеты коралловых полипов, состоящие из карбоната кальция, образуют в тропических морях рифы и атоллы, ко-

ралловые острова. Из скелетов коралловых полипов, отмиравших в течение многих тысячелетий, образовались толщи.

- Основные источники поступления кальция в организм – овощи и злаки, зелёный горошек, чечевица, соя, бобы, фасоль, шпинат, морковь, репа, листья молодых одуванчиков, сельдерей, спаржа, капуста, свёкла, картофель, огурцы, салат, лук, ботва моркови, репы, редиски, зерна пшеницы, хлеб ржаной, крупа овсяная; фрукты и ягоды: яблоки, вишня, крыжовник, земляника, абрикосы, смородина, ежевика, апельсины, ананасы, персики, виноград; кисломолочные продукты: творог, сметана, кефир.

- Содержание кальция (в мг) на 100 г: творога 80 мг, рыбы 30–90 мг, зелёной капусты 210 мг, петрушки 245 мг, шпината 125 мг, орехов 30–250 мг, хлеба с отрубями 60 мг, сыров 600–1040 мг, сухого молока 920 мг.

- Основные источники поступления в организм бериллия это продукты животного происхождения: мясо, лёгкие, печень. Входит бериллий и в состав древнего целебного средства «мумие».

- Магнием богаты фрукты, орехи (миндаль, арахис, грецкий орех), овощи (помидоры, картофель, тыква, фасоль, салат-латук), мята, цикорий, оливки, пертушка, цельное зерно пшеницы, овса, гречки, ржаной хлеб, пшено, отруби, печень, яичный желток. Стронций содержится в гречихе, картофеле, а также поступает в организм с морепродуктами.

- Общее количество магния в хлорофилле всех растений Земли составляет около 100 млрд.т.

- Ионы магния не только придают морской воде солоноватый вкус, но и делают её непригодной для питья, вызывающий расстройство всего желудочно-кишечного тракта и рвоту.

- Существует несколько типов хлорофилла (хлорофилл *a*, *b*, *c*, *d*), которые отличаются по своему строению и спектрами поглощения. Высшие растения и водоросли содержат в качестве основного пигмента хлорофилл *a*, а в качестве дополнительного хлорофилл *b*, диатомовые и бурые водоросли содержат только хлорофилл *c*, а красные водоросли, хлорелла – хлорофилл *d*.

- Стронций как аналог кальция активно участвует в обмене веществ и вместе с кальцием откладывается в костной ткани, а в случае избыточного поступления в организм вытесняет ионы кальция. В медицине стронций применяется в качестве аппликатора при лечении некоторых кожных и глазных заболеваний.

- Радиоактивный стронций применяется в установках лучевой терапии, в дефектоскопах. Опасен радиоактивный изотоп ^{90}Sr , который вызывает опасное онкологическое заболевание – лейкемию (рак крови).

- Многие соединения бериллия ядовиты. Они могут стать причиной воспалительных процессов кожи и органов дыхания, сопровождающихся отёком лёгкого и удушьем.

- Соединения стронция входят в состав красных сигнальных огней. Карбонат стронция применяется в производстве цветных телевизоров.

- Бериллий входит в состав некоторых минералов, чаще всего берилла, окрашенного примесями в различные цвета: зелёные изумруды, голубовато-зелёные аквамарины.

- Какой «гипс» твердеет при добавлении воды? Порошок природного минерала гипса $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ при смешении с водой не затвердевает. При нагревании до 150–170 °С он теряет $\frac{3}{4}$ содержащейся в нем воды: $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O} + 1,5\text{H}_2\text{O}$ и превращается в «жженный гипс», который часто называют строительным гипсом, или просто алебастром. Если тонкоразмолотый алебастр – полугидрат сульфата кальция $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ – замесить с водой, то полученное жидкое «тесто» скоро застывает в твердую массу тонковолокнистых кристаллов гипса $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, переплетенных между собой. Этот процесс широко применяют при изготовлении копий скульптур, моделей, барельефов, а также в медицине для гипсования при переломах конечностей. Следует отметить, что гипс, потерявший всю воду, превращается в безводный сульфат кальция CaSO_4 и уже не обладает способностью быстро «схватываться» при взаимодействии с водой. Безводный сульфат кальция (в природе он присутствует в виде минерала ангидрита), в контакте с водой лишь очень медленно присоединяет воду, превращаясь в гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. При этом, как и при затвердевании алебастра, объем исходной смеси увеличивается.

- Известно несколько видов «обыкновенных химических грелок». Устройство их очень простое: обычно это два пакета (маленький и большой) из водонепроницаемого и химически стойкого материала (пленки, ткани). Внутри маленького пакета – вещество или смесь веществ. Чтобы грелка начала работать, сюда надо добавить немного воды и перемешать содержимое пакета. Потом пакет закрывают, вставляют в большой и еще раз тщательно закупоривают; теперь грелкой можно пользоваться. Одна из самых простых химических грелок содержит оксид кальция CaO (негашеную известь), который взаимодействует с водой с образованием гидроксида кальция: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$. Реакция сопровождается тепловыделением. Температура грелки может достигать $70\text{--}80\text{ }^\circ\text{C}$. В химической грелке другого вида используют взаимодействие металлов (в виде стружки) и солей. Совершенно сухую смесь железной (Fe) или алюминиевой (Al) стружки с солями меди (например, CuCl_2) можно хранить довольно долго, а при добавлении воды температура сразу же повышается почти до $100\text{ }^\circ\text{C}$ за счет реакции: $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 = \text{FeCl}_2 + \text{Cu}$. При этом грелка, в которой хлорид меди CuCl_2 превращается в хлорид железа FeCl_2 , сохраняет тепло около десяти часов.

- Раствор хлорида кальция применяется в медицине в качестве кровеостанавливающего средства.

- Концентрацию гидроксида кальция в известковом молоке можно определять по плотности. Если плотность его при $20\text{ }^\circ\text{C}$ равна $1,119\text{ г/см}^3$, то известковое молоко содержит $18,9\%$ гидроксида кальция.

- Вода: баритовая, насыщенный водный раствор $\text{Ba}(\text{OH})_2$, магниевая вода $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, гипсовая вода – CaSO_4 , известковая вода – насыщенный водный раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$, молоко известковое – суспензия $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в известковой воде.

- Какая разница между ангидридом, ангидритом и ангидроном. Ангидрит – это безводный сульфат кальция CaSO_4 . Ангидрон – перхлорат магния $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$ – прекрасное водоотнимающее средство, используется для осушки газов. Ангидрид – это старое название кислотного оксида, при взаимодействии которого с водой образуется кислота. Например, пента-оксид диазота («азотный ангидрид») при

действии воды превращается в азотную кислоту: $N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$. Ангидриды карбоновых кислот рассматривают как продукты, образующиеся при отщеплении одной молекулы воды от двух молекул таких кислот. Например, уксусная кислота в такой реакции дает уксусный ангидрид: $2CH_3COOH = (CH_3CO)_2O + H_2O$.

- Можно ли получить «баритовую воду», растворяя барит в воде. Барит – это минерал состава $BaSO_4$, химическое название которого сульфат бария. Он практически нерастворим в воде. А «баритовая вода» – это концентрированный водный раствор гидроксида бария $Ba(OH)_2$, содержащий около 1,5 г этого вещества в 100 г воды. Этот реактив применяют для качественного и количественного определения содержания диоксида углерода CO_2 в газах в соответствии с реакцией: $CO_2 + Ba(OH)_2 = BaCO_3 + H_2O$. Появление осадка карбоната бария $BaCO_3$ свидетельствует о наличии в анализируемом газе диоксида углерода.

- «Болонский фосфор». В 1602 г. болонский сапожник и алхимик В. Касциароло нашел в горах около г. Болонья (Италия) очень тяжелый плотный камень серого цвета. Алхимик заподозрил в нем наличие золота. Чтобы выделить его, он прокаливал камень вместе с углем и олифой. К удивлению Касциароло, охлажденный продукт реакции стал светиться в темноте красным светом. Алхимик дал найденному камню название «ляпис соларис» – солнечный камень. Известие о светящемся камне произвело сенсацию среди алхимиков. Камень стали называть «болонским самоцветом», «болонским фосфором». Впоследствии выяснилось, что Касциароло нашел минерал барит, или сульфат бария, $BaSO_4$. При взаимодействии $BaSO_4$ с углем образуется сульфид бария BaS : $BaSO_4 + 2C = BaS + 2CO_2$, который обладает способностью светиться после того, как его подержат на солнце. Фосфоресценция присуща не самому сульфиду бария, а его смеси с сульфидами других металлов. В 1774 г. шведский химик Шееле и его друг Юхан-Готлиб Ган шведский химик и минералог, установили, что в найденном алхимиком камне содержится новый химический элемент, который они назвали баритом, что в переводе с греческого означает «тяжелый». Однако шведские химики открыли

не новый элемент, а его оксид BaO. В XIX в. название барит осталось за минералом, а новый элемент получил имя барий. Впервые барий в виде металла удалось получить только в 1808 г. английскому химику Дэви путем электролиза увлажненного гидроксида бария Ba(OH)₂.

- Во время лабораторной работы загорелись кусочки магния. Их пытались залить водой, но произошел взрыв и пламя усилилось. Тогда стали засыпать чашку с горящим магнием песком, но горение не прекратилось. Что же в таком случае делать? Горящий магний Mg активно взаимодействует с водой: $Mg + H_2O = MgO + H_2$ с выделением водорода H₂, который с кислородом воздуха дает взрывоопасные смеси. Песок SiO₂ также вступает в реакцию с горящим магнием с выделением большого количества энергии в форме теплоты с образованием оксида магния MgO и аморфного кремния Si: $2Mg + SiO_2 = 2MgO + Si$.

Только асбестовая вата и мелкая железная стружка тушат горящий магний.

- «Белая» и «черная» магия – это колдовство с добрыми или, наоборот, злыми намерениями. В химии еще недавно использовали термины «белая магнезия» и «черная магнезия». «Белая магнезия» – это карбонат магния MgCO₃ и оксид магния MgO. Оксид магния – рыхлый белый порошок (его еще называют «жженой магнезией»). Важная область применения MgO – изготовление огнеупорных материалов. Кроме того, он в смеси с MgCO₃ входит в состав порошка, которым пользуются спортсмены – гимнасты, тяжелоатлеты – для обработки ладоней и ступней, чтобы уменьшить потоотделение. Белую магнезию используют и для медицинских целей. «Черная магнезия» – диоксид марганца MnO₂, самый устойчивый из оксидов марганца. В природе он встречается в виде минерала пиролюзита, а в лаборатории может быть получен из нитрата марганца Mn(NO₃)₂ термическим разложением: $Mn(NO_3)_2 = MnO_2 + 2NO_2$. Диоксид марганца используется в химических источниках тока (элементы Лекланше). Черный цвет этой магнезии не мешает ей «белить» и делать более прозрачным стекло: MnO₂ вносят в расплав стекла как осветляющую добавку.

Что подразумевается под данными названиями:

- Алебастр (гипс мелкозернистый) – CaSO₄ · 0,5H₂O

- Белила баритовые – BaSO_4
- Известь: гашёная – едкая – $\text{Ca}(\text{OH})_2$, жжёная – негашёная – CaO
- Селитра норвежская – $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$
- Соль английская – $\text{MgSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, горькая – $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$,
- Гипс – $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
- Шпат: горький бурый – $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$, горький тальковый – MgCO_3 , известковый – исландский MgCO_3 , плавиковый (флюорит) – CaF_2 , тяжёлый – BaSO_4
- Шпинель благородная – MgAl_2O_4 .

II. Химия d- и f-переходных элементов-металлов

Вопросы для обсуждения на занятии

Общая характеристика переходных металлов

1. Какие элементы называют переходными? Являются ли термины «переходные элементы» и «d-элементы» синонимами?
2. Чем объяснить отличие физических свойств *d*-металлов ($T_{пл}$, $T_{кип}$) от таких же свойств *s*-и *p*-металлов?
3. Почему большинство переходных металлов проявляют в своих соединениях несколько степеней окисления, а непереходные – обычно одну (иногда две)?
4. Какие переходные металлы наиболее распространены в природе и, в виде каких соединений? Какие из них относятся к самородным металлам?
5. Какие переходные металлы относятся к жизненно необходимым?
6. Как изменяется устойчивость высшей степени окисления в группах *d*-элементов? Всегда ли высшая степень окисления совпадает с номером группы?
7. Какой из переходных металлов первым в ряду *3d*-металлов не имеет в своих соединениях степени окисления, равной номеру группы? Какой – в ряду *4d*-металлов? Какой – в ряду *5d*-металлов?
8. Какая низшая степень окисления типична для большинства *3d*-элементов? Как она связана с электронным строением их атомов? Какой из *3d*-элементов не проявляет этой степени окисления?
9. Как изменяется устойчивость степени окисления (+2) в ряду *3d*-элементов от скандия до марганца?
10. Как изменяются радиусы атомов в группах *d*-элементов? Объясните, почему в каждой группе различие между атомными радиусами элементов 4 и 5 периодов гораздо больше, чем между элементами 5 и 6 периодов.
11. Как изменяются радиусы атомов в рядах *d*-элементов? Объясните наблюдаемую закономерность.

12. Как изменяются температуры плавления d -металлов при движении по группам сверху вниз?

13. В какой группе температуры плавления d -металлов самые высокие? Как это связано с электронным строением атомов этих металлов?

14. Как изменяются температуры плавления d -металлов при движении по периоду?

15. Что подразумевают, когда говорят, что металлы триады железа пирофорны?

16. Как изменяется химическая активность d -металлов при движении по группе сверху вниз?

17. Объясните, почему в каждой группе d -металлы 5 и 6 периодов проявляют гораздо большее сходство химических свойств, чем d -металлы 4 и 5 периодов.

18. Объясните, почему многие $3d$ -металлы, имеющие отрицательные значения электродных потенциалов, не реагируют с водой и разбавленными соляной и серной кислотами. Почему при этом некоторые из них реагируют со слабой плавиковой кислотой?

19. Какие переходные металлы обладают наиболее высокой коррозионной стойкостью? Где их используют из-за этого свойства?

20. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов переходных металлов с увеличением степени окисления металла? Приведите примеры кислотных, амфотерных и основных оксидов d -элементов.

21. Охарактеризуйте изменение окислительно-восстановительных свойств оксидов и гидроксидов d -металлов с увеличением степени окисления металла. Приведите примеры оксидов, проявляющих только окислительные свойства; проявляющих только восстановительные свойства.

22. Что такое изополисоединения? Приведите примеры изополианионов, содержащих ванадий, хром, молибден и вольфрам.

23. Что такое гетерополисоединения? Приведите примеры гетерополианионов.

24. Какие технологии используются для получения *d*- и *f*-переходных металлов в промышленности? Как можно получать металлы в лабораторной практике?

Задания для самостоятельной работы

1. Постройте энергетические диаграммы атомов Y, Zr, Ta, Cr, Ir и Hg.

2. Напишите уравнения реакций *3d*-металлов с кислородом воздуха, укажите условия протекания этих реакций.

3. Напишите уравнения реакций хлора с:

1) Ti, Co, Zn.

2) V, Fe, Cu.

3) Cr, Mn, Ni.

Чему равны стандартные энтальпии образования, стандартные энтропии образования и стандартные энергии Гиббса образования полученных продуктов при стандартных условиях?

4. Напишите уравнения реакций, которые возможны, или обоснуйте их невозможность:

1) Ti, Mn, W, Fe, Zn, Hg с разбавленными HCl и H₂SO₄.

2) Ti, V, Hg, Ag, Cr, W с концентрированными HCl и H₂SO₄.

3) V, Nb, Cr, Mn, Re, Cu, Ag с разбавленной и концентрированной HNO₃.

5. Напишите уравнения реакций, иллюстрирующих кислотно-основные свойства оксидов Sc₂O₃, VO₂, Cr₂O₃, Mn₂O₇, FeO и HgO.

6. Напишите уравнения реакций, иллюстрирующих кислотно-основные свойства гидроксидов Cr(OH)₃, Mn(OH)₂, Co(OH)₂, Fe(OH)₃, Cu(OH)₂, Zn(OH)₂ и Cd(OH)₂.

7. Составьте уравнения реакций окисления кислородом воздуха, пероксидом водорода и бромной водой в щелочной среде следующего гидроксида:

1) Mn(OH)₂;

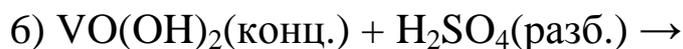
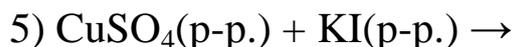
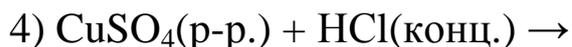
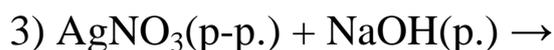
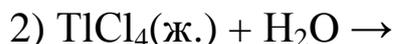
2) Fe(OH)₂;

3) Co(OH)₂;

4) Ni(OH)₂

Для каждой реакции вычислите разность стандартных электродных потенциалов. Какие из этих реакций являются самопроизвольными при стандартных условиях и стандартных состояниях взаимодействующих веществ?

8. Напишите уравнение реакции и укажите условия ее протекания:



9. Напишите уравнения реакций окисления ионов V^{2+} , Cr^{2+} и Fe^{2+} ионами H^+ до ионов соответствующих металлов в степени окисления +3. Вычислите разности стандартных электродных потенциалов и стандартные энергии Гиббса реакций. Какие из этих реакций являются самопроизвольными с термодинамической точки зрения?

10. Можно ли при стандартных условиях и стандартных состояниях всех участников реакций восстановить цинком ионы железа(II), железа(III), марганца(II), меди(II) и хрома(III) из растворов их солей до металлов? Рассчитайте разности стандартных электродных потенциалов соответствующих процессов.

11. Минерал халькопирит CuFeS_2 растворили в концентрированной азотной кислоте. В растворе обнаружили ионы Cu^{2+} , Fe^{3+} , NO_3^- и SO_4^{2-} . Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение соответствующей реакции.

12. Напишите протолитические реакции, определяющие среду растворов следующих солей: CrCl_3 , AgNO_3 , $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, FeCl_3 , MnSO_4 и CuSO_4 . Расположите эти соли в порядке уменьшения pH их водных растворов при условии, что исходные концентрации ионов металлов в этих растворах одинаковы.

13. Составьте уравнения реакций гидроксидов $\text{Ni}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и $\text{Zn}(\text{OH})_2$, с водным раствором аммиака. Запишите выражения для констант равновесия этих реакций.

14. Составьте уравнения реакций гидроксидов $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и $\text{Zn}(\text{OH})_2$, с избытком щелочи. Запишите выражения для констант равновесия этих реакций.

15. В газе, выделившемся при нагревании концентрированной соляной кислоты с диоксидом марганца, сожгли медь. Продукт реакции растворили в воде и добавили в полученный раствор разбавленную щелочь. Образовавшийся голубой осадок растворили в бромоводородной кислоте и получили раствор светло-коричневого цвета. Составьте уравнения данных реакций.

16. Медную пластинку поместили в раствор хлорида железа(III), где она растворилась. Через полученный раствор пропустили аммиак, в результате чего раствор окрасился в фиолетовый цвет и выпал осадок. Осадок отфильтровали, а к фильтрату добавили K_2S , что привело к выпадению черного осадка и к обесцвечиванию раствора. Напишите уравнения реакций.

17. Порошок титана сожгли в хлоре. Полученный продукт растворили в избытке соляной кислоты, добавили туда гранулы цинка и нагрели. После того как раствор приобрел фиолетовую окраску, к нему добавили перманганат калия, что привело к обесцвечиванию раствора. При добавлении к полученному раствору щелочи выпал белый осадок, представляющий собой смесь гидроксидов, один из которых, окислившись кислородом воздуха, стал бурым. Напишите уравнения реакций.

18. В раствор хлорида кобальта внесли избыток кристаллического гидрокарбоната натрия и добавили в полученную смесь пероксида водорода. Смесь окрасилась в зеленый цвет. Полученную смесь охладили и по каплям добавили в холодную 50%-ную серную кислоту. Получился раствор бледно-голубого цвета. После добавления к этому раствору капли раствора сульфата марганца голубой цвет раствора изменился на розовый. При добавлении избытка MnSO_4 образовалась коллоидная система бурого цвета. Напишите уравнения данных реакций.

Знаете ли вы, что...

- С каким первым металлом познакомься человек еще в эпоху каменного века? Что из ртути можно получить золото? Считают, что золото и железо были первыми металлами, знакомыми человеку еще в каменном веке. Золото встречается в природе в самородном состоянии, а железо было металлом, «упавшим с неба», метеоритным железом. В Древнем Египте железо называли «бе-нипет», что означало в буквальном переводе «небесный металл». За три тысячелетия до нашей эры человечеству уже были известны семь металлов, получивших название «семь металлов древности»: золото Au, железо Fe, серебро Ag, медь Cu, свинец Pb, олово Sn и ртуть Hg. В IV в. до н. э. в Индии и Египте ртуть Hg и сера S были, по древним представлениям, как бы «родительской парой», порождавшей все металлы и минералы. Ртуть рассматривалась как символ металличности, как «душа металла» и «корень всех веществ». Поэтому ртуть называли в то время Меркурием по имени ближайшей к Солнцу – золоту – планеты Меркурий. Отсюда и произошло название сложных соединений ртути – меркураты (например, тетраиодомеркурат калия $K_2[HgI_4]$). Уже в нашем столетии выяснилось, что природная ртуть и ртуть, получаемая из минерала киновари, сульфида ртути HgS, всегда содержит примесь золота в большем или меньшем количестве. Ртуть образует с золотом ряд соединений: Au_3Hg , Au_2Hg , $AuHg_2$ и др. Некоторые из этих соединений способны переходить вместе с ртутью в пар и затем в ее конденсат. Поэтому от примеси золота ртуть не освобождается даже после многократной повторной перегонки. Только при длительном электрическом разряде в парах ртути можно выделить на стенках реакционной трубки черный налет мелкодробленого золота. Это явление послужило причиной возрождения старой алхимической версии о возможности превращения ртути в золото. Увы, золото было только примесью в ртути. Золото Au в исчезающе малых количествах можно получить из ртути Hg только в ядерных реакциях, например, из радиоактивного изотопа ртути-197.

- Считается, что металлический цвет – это серебристо-белый или серый. Все ли металлы такого цвета? Широко известно, что медь

Cu имеет ярко выраженный розово-красный цвет. Очень чистое золото Au – желто-зеленого цвета. Щелочной металл цезий Cs – светло-желтый, а тяжелый металл из семейства платины осмий Os – светло-голубого цвета. Искусственно полученный металл технеций Tc имеет серебристый цвет с коричневым оттенком.

- Золотистая сталь. Обычная сталь – серого цвета, есть даже выражение «стальной цвет». Но можно изменить цвет этого материала на золотистый путем нанесения на сталь покрытия из нитрида титана TiN_3 . В вакуумной камере в среде азота плазменная дуга испаряет титан Ti, а его пары, прореагировав с азотом, превращаются в нестехиометрические нитриды титана, которые, оседая на поверхности быстрорежущей стали, образуют прочное износостойкое покрытие золотистого цвета. Инструменты из такой стали почти не имеют конкуренции – разве только с алмазсодержащими хромированными изделиями. Кстати, этим методом делают и тонированные «под золото» зубные протезы. Алхимики для окраски металлов применяли «божественную воду», которой был водный раствор полисульфида кальция CaS_x , ($x > 2$) и сульфита кальция $CaSO_3$ зеленовато-желтого цвета. После погружения в такой раствор пластинки или изделия из хрома, свинца или олова приобретали желтовато-золотистый цвет. «Божественную воду» алхимики получали кипячением смеси серы S, гидроксида кальция $Ca(OH)_2$ и воды H_2O :



- Кусок проволоки при комнатной температуре был упруг как сталь. В холодной же воде проволока вдруг стала мягкой. Ее согнули, и она осталась согнутой... Когда же ее погрузили в горячую воду, то произошло невероятное: проволока распрямилась с силой, как пружина, и приняла первоначальную форму, которую имела до обработки ее холодной водой. Проволока была изготовлена из никелево-титанового сплава Ni–Ti. Такой сплав называют нитинолом. Пластину и проволоку из нитинола используют для изготовления тепловых двигателей, позволяющих тепловую энергию превращать непосредственно в механическую в результате перехода от одних кристаллических структур к другим. Такие двигатели могут использовать теп-

ловую энергию океанов, морей, тепловых морских течений, подобных Гольфстриму, преобразуя ее в движение турбин, насосов, роторов генераторов электрической энергии и т.п.

- «Певкая медь» на самом деле не медь, а бронза – сплав меди, олова и свинца. Такой сплав прочен, легкоплавок и текуч в жидком состоянии, а после отверждения – достаточно музыкален: из него отливали колокола. Содержание меди в колокольной бронзе 75–78%, олова 20–21%, свинца 2–3%. Иногда в расплав для звонкости добавляли и серебро.

1. Скандий, иттрий, лантан, актиний

Вопросы для обсуждения на занятии

1. Сколько валентных электронов участвует в образовании химической связи у атомов металлов группы скандия.
2. Какая степень окисления наиболее устойчива у скандия, иттрия, лантана и актиния?
3. Как изменяются радиусы атомов в ряду Sc – Y – La – Ac?
4. Как изменяются потенциалы ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность атомов металлов в ряду Sc – Y – La – Ac?
5. Как изменяются плотность, температура плавления, кипения у металлов в ряду Sc – Y – La – Ac?
6. Составьте уравнения реакций металлов группы скандия с простыми веществами (неметаллами, металлами).
7. При каких условиях взаимодействуют металлы группы скандия с водой? Напишите уравнение реакции.
8. Составьте уравнения реакций металлов группы скандия с кислотами.
9. Какие классы соединений характерны для элементов группы скандия? Напишите структурные и эмпирические формулы этих соединений.
10. Оксид скандия проявляет амфотерные свойства, реагирует с концентрированными кислотами, оксидами щелочных металлов при спекании. Составьте уравнения реакций.

11. Гидроксид скандия проявляет амфотерные свойства, реагирует с разбавленными кислотами и концентрированными щелочами. Составьте уравнения реакций.

12. Оксиды и гидроксиды иттрия, лантана проявляют основные свойства, реагируют с кислотами. Напишите уравнения реакций.

13. Как изменяются свойства гидроксидов в ряду:



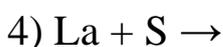
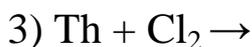
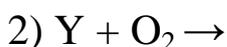
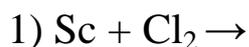
Ответ подтвердите уравнениями реакций.

14. Составьте схему получения скандия, иттрия, лантана электролизом расплава их соли и восстановлением коксом из оксида.

Задания для самостоятельной работы

1. Постройте энергетические диаграммы атомов скандия, иттрия и лантана.

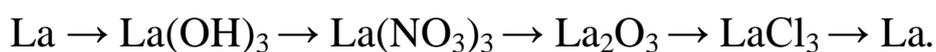
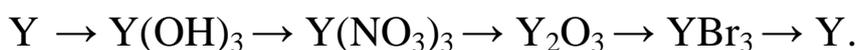
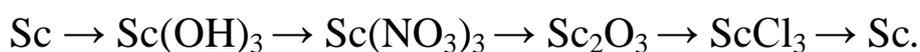
2. Составьте уравнения реакций и укажите условия их протекания:



3. Напишите уравнения реакций, иллюстрирующих кислотные свойства оксидов и гидроксидов скандия, иттрия и лантана.

4. Скандий растворили в разбавленной азотной кислоте. При добавлении к полученному раствору избытка щелочи выпал осадок и выделился бесцветный газ с резким запахом, окрашивающий лакмусовую бумажку в синий цвет. Осадок отделили и разделили на две части. Одну растворили в концентрированном растворе щелочи, другую – в разбавленной соляной кислоте. Напишите уравнения реакций.

5. Напишите уравнения реакций, отвечающих цепочке превращений:



Знаете ли вы, что...

- **Скандий** назван в честь полуострова Скандинавия от лат. *скандиа*; **иттрий**- по лат. *ittrium*; **лантан** получил своё название от греч. *лантано* (скрываюсь, прячусь) по трудности обнаружения; **актиний** – от лат. *actinium*, по радиоактивности элемента (распадается с α - и β -излучением, от греч. *актис* (луч).

- Содержание скандия в литосфере составляет 0,0040 масс.% – 28 место, лантана – 33 место (0,0018 масс.%), остальных элементов данной подгруппы содержится очень малое количество.

- В 1879 году в оксиде эрбия учёные обнаруживают третью примесь еще одного нового элемента – скандия Sc, существование которого предсказал Менделеев и которому дал имя «экабор». Открытие Sc принадлежит шведскому химику Ларсу-Фредерику Нильсону. Свое название элемент получил в честь Скандинавии.

2. Семейство Лантаноиды. Actиноиды

Вопросы для обсуждения на занятии

1. Сколько элементов входит в 3 (III-V) группу побочную подгруппу?
2. Какие элементы 3 (III-V) группы называют лантаноидами и актиноидами?
3. Какие элементы 3 (III-V) группы называют редкоземельными? Почему?
4. Какие элементы семейства актиноидов встречаются в природе?
5. Какая степень окисления наиболее устойчива у лантаноидов?
6. Какие степени окисления возможны для лантаноидов? Как связана возможность их образования с электронной структурой атомов?
7. Имеется ли у актиноидов типичная степень окисления? Какие степени окисления характерны для актиноидов?
8. Как изменяются радиусы атомов в ряду лантаноидов и актиноидов?
9. Как изменяется химическая активность простых веществ в ряду лантаноидов?

10. Почему лантаноиды проявляют значительную схожесть свойств, а актиноиды нет?

11. Почему разделение лантаноидов при их получении из руд является сложной технологической задачей?

12. Несмотря на то, что химические свойства лантаноидов весьма близки, один из них все же довольно легко выделить из общей смеси. Еще три элемента этого семейства могут быть выделены из смеси совместно, хотя дальнейшее их разделение является сложной задачей. Какие это четыре элемента?

13. Объясните, почему окраска соединений одного и того же лантаноида в одной и той же степени окисления всегда одинакова, а у большинства соединений *d*-металлов – нет.

14. Охарактеризуйте растворимость гидроксидов в ряду:



Какими кислотно-основными свойствами обладают перечисленные гидроксиды?

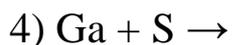
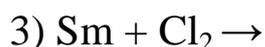
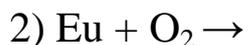
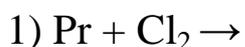
15. Какими способами получают и разделяют лантаноиды?

16. Составьте схемы синтеза актиноидов: тория, урана, нептуния и лоуренсия.

Задания для самостоятельной работы

1. Постройте энергетические диаграммы атомов иттрия, самария и урана.

2. Составьте уравнения реакций и укажите условия их протекания:



3. Напишите уравнения реакций, иллюстрирующих кислотные свойства оксидов и гидроксидов церия, празеодима, гадолиния и лютеция.

4. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнения реакций, протекающих в водном растворе:

- 1) $\text{TbO}_2 + \text{HCl}(\text{конц.}) \rightarrow$
- 2) $\text{EuSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 3) $\text{Ce}(\text{OH})_4 + \text{HI} \rightarrow$
- 4) $\text{YbSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 5) $\text{ErCl}_2 + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow$
- 6) $\text{YbSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

5. Напишите уравнения реакций, отвечающих цепочке превращений:

- 1) $\text{Pm} \rightarrow \text{PmBr}_3 \rightarrow \text{Pm}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Pm}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{PmCl}_3 \rightarrow \text{Pm}$.
- 2) $\text{Er} \rightarrow \text{Er}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Er}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Er}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{ErCl}_3 \rightarrow \text{Er}$.
- 3) $\text{Y} \rightarrow \text{Y}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Y}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Y}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{YBr}_3 \rightarrow \text{Y}$.
- 4) $\text{Dy}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Dy}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Dy}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Dy}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Dy}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Dy}$.
- 5) $\text{Sm}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Sm}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Sm}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Sm}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Sm}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Sm}$.
- 6) $\text{Nd}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Nd}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Nd}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{NdCl}_3 \rightarrow \text{Nd} \rightarrow \text{Nd}(\text{NO}_3)_3$.

6. Лантан растворили в соляной кислоте, затем прилили к полученному раствору щелочь, что привело к выпадению осадка. Осадок отделили и поместили на длительное время в камеру, заполненную углекислым газом. Затем полученное вещество прокалили, а твердый остаток растворили в азотной кислоте. Напишите уравнения реакций.

7. Металл, завершающий ряд лантаноидов, сплавили с серой. Полученное вещество растворили в концентрированной азотной кислоте, а затем в раствор добавили щелочь. Выпавший осадок разделили на три части. Одну растворили в горячем концентрированном растворе щелочи, другую – в соляной кислоте, третью прокалили. Напишите уравнения реакций.

8. К хлориду европия(II) прилили подкисленный раствор перманганата калия, в результате чего получился бесцветный раствор. При добавлении в полученный раствор щелочи выпал белый осадок, представляющий собой смесь двух гидроксидов. Осадок отделили, поместили в колбу и оставили на воздухе. Через некоторое время он побурел. Затем к осадку прилили разбавленную серную кислоту.

Часть осадка растворилась, а на дне колбы осталось бурое вещество. Напишите уравнения реакций.

9. При нагревании церия в избытке кислорода образовался оксид, являющийся сильным окислителем. Его поместили в подкисленный серной кислотой раствор сульфата железа(II) и добавили к нему желтую кровяную соль. Получили осадок синего цвета. Напишите уравнения всех упомянутых реакций.

Знаете ли вы, что...

- Название лантан (лантаноиды – 14 элементов) – лат. *lanthanum*, от греч. *лантано* (скрываюсь, прячусь) по трудности обнаружения; актиний (актиноиды – 14 элементов), по радиоактивности элементов (распадаются с α - и β -излучением, от греч. *актис* (луч).

- Химический элемент самарий, символ Sm, открыл в 1879 г. французский химик Лекокк де Буабодран в уральском минерале самарските при помощи спектрального анализа по двум новым голубым линиям в спектре, имеющим длину волны 442 и 443 нм. Он назвал новый элемент самарием, чтобы все помнили минерал, в котором он был обнаружен. Минерал же самарскит нашел русский горный инженер Василий Ефграфович Самарский в Ильменских горах Южного Урала. Минерал красивого бархатно-черного цвета имеет сложный состав, радиоактивен, содержит до 17% урана. Минерал назвали в честь Самарского, так что можно считать, что не только минерал, но и элемент самарий носят фамилию Самарского.

- Прометий Pm, элемент № 61, относится к семейству лантаноидов. Попытки найти его в природе предпринимались неоднократно. В 1926 г. американские физики Гаррис, Гопкинс и Инкма осуществили, как им показалось, выделение соли этого элемента из соединений неодима Nd и самария Sm. Они дали своему элементу название иллиний. В этом же году итальянские химики Ролла и Брунетти попытались после 3000 перекристаллизации солей неодима и празеодима Pr получить чистое соединение элемента № 61. Они были настолько уверены в своих результатах, что назвали этот элемент флоренцием. Однако иллиний и флоренций оказались ложно открытыми

элементами. К 1938 г. стало ясно, что элемент № 61 является радиоактивным и в природе его найти трудно. В этом году американские физики Пул и Квилл решили синтезировать атомы элемента № 61 при помощи бомбардировки пластинки из неодима или самария атомами дейтерия. Они поддались самообману и решили, что ими действительно получены атомы нового элемента, который они поспешили назвать циклонием. Это название элемента № 61 сохранилось в химической литературе до 1951 г. Элемент № 61 удалось открыть только в 1947 г. американским радиохимикам Джейкобу Марийскому, Лоренсу Гленденину и Чарльзу Кориэллу. Они выделили его изотопы из продуктов деления урана. Жена Кориэлла предложила назвать новый элемент прометием, по имени Прометея – мифического героя Древней Греции. В 1948 г. Марийскому и его коллегам удалось получить 3 мг прометия. Первооткрыватели прометия так объясняли его название: «Это название не только символизирует драматический путь получения нового элемента в заметных количествах в результате овладения людьми энергией ядерного деления, но и предостерегает человечество от грозящей опасности – стервятников войны».

- В серебряных копях чешских Рудных гор часто встречались тяжелые камни со смоляным блеском. Ни серебра, ни свинца выплавить из этих камней не удавалось. Поэтому они получили название смоляной обманки. Это был радиоактивный минерал, названный впоследствии урановой смоляной рудой, урановой смолкой. Он содержал октаоксид триурана U_3O_8 . В 1789 г. немецкий химик Клапрот при восстановлении минерала углем получил черную спекшуюся массу с вкраплениями в нее маленьких крупинок, похожих на металл. Он назвал эти крупинки ураном по имени недавно открытой планеты Уран и считал, что им открыт новый химический элемент. Клапрот умер, так и не узнав, что им получен не металл, а его диоксид UO_2 . Более тридцати лет диоксид урана принимали за металл. Только в 1841 г. французский химик-органик Эжен-Мелькьор Пелиго получил металлический уран при восстановлении тетрахлорида урана UCl_4 калием: $UCl_4 + 4K = U + 4KCl$. Взаимодействие нагретых UCl_4 и калия было столь бурным, что платиновый тигель, в котором протекала реакция,

раскалится добела. Уран оказался очень активным серебристо-белым металлом, легко окисляющимся на воздухе. Уже при незначительном нагревании он воспламеняется, выбрасывая искры, превращаясь при этом в U_3O_8 . В 1912 г. при раскопках древнеримских развалин близ Неаполя была обнаружена стеклянная мозаика бледно-зеленоватого цвета удивительной красоты. Анализ показал, что стекло радиоактивно и содержит уран. Очевидно, древние римляне были знакомы с минералами урана и пользовались ими для окраски стекла, ничего не зная об их радиоактивности.

- В 1957 г. Нобелевский институт физики в Стокгольме сообщил, что его сотрудники при помощи ядерной реакции с участием ядер кюрия Cm и углерода получили, как им показалось, новый элемент № 102. Шведские физики поспешили назвать этот элемент нобелием в честь Нобеля, основавшего фонд Нобелевских премий. Однако их открытие не подтвердили потом ни они сами, ни другие физики мира. В 1963 г. советские физики из лаборатории ядерных реакций, возглавляемой академиком Георгием Николаевичем Флёровым, действительно получили элемент № 102 в ядерной реакции с участием ^{238}U урана и ^{22}Ne неона и назвали его жолотиумом в честь французского физика Фредерика Жолио-Кюри. Результаты советских физиков были подтверждены физиками других стран. От «нобелия», как потом говорили, остался только символ No, «ноу», означающий по-английски «нет». Однако зарубежные ученые название элемента менять не захотели. Более того, американский физик Гиорсо с письме Флёрову писал 21 марта 1967 г.: «В конце концов мы пришли к выводу, что простейшим решением проблемы названия элемента будет оставить эту проблему в покое». В 1961 г. американские физики из Беркли сообщили о синтезе атомов элемента № 103 при помощи ядерной реакции с участием ядер калифорния Cf и бора B. Реакция не отличалась определенностью, так как атомы Cf и B представляли разные изотопы и химическую идентификацию полученных ядер провести не удалось. Тем не менее, американские физики широко оповестили весь мир о своем «открытии» и назвали элемент № 103 лоуренсием Lr. Советские физики опровергли довольно быстро это «открытие», что под-

твердили повторные исследования самих американских физиков. В 1965 г. группа физиков Флёрера действительно впервые синтезировала атомы элемента № 103 при помощи ядерной реакции америция с радиоактивным углеродом ^{18}C , в которой атомы америция ^{243}Am подвергались бомбардировке атомами кислорода ^{18}O . Их результаты были подтверждены физиками других стран. Элемент № 103 группа физиков Флёрера назвала резерфордием Rf в честь английского физика Резерфорда. Поэтому авторы этой работы с полным правом считают себя первооткрывателями элемента № 103. Они справедливо настаивают на снятии с этого элемента американского названия «Лоренсий», на непризнании этого названия и использовании во всей технической и учебной литературе только одного названия – резерфордий.

- В 1787 г. в заброшенном карьере городка Иттербю на маленьком острове Руслагене около Стокгольма лейтенант шведской армии Карл Аррениус нашел черный блестящий минерал, похожий на каменный уголь, и назвал его иттербитом. Финский химик Юхан Гадолин обнаружил в этом минерале оксид нового химического элемента, названного впоследствии иттрием Y. После этого открытия минерал переименовали из «иттербита» в «гадолинит». В 1843 г. шведский химик и хирург Карл-Густав Мосандер установил, что оксид иттрия, выделенный из иттербита, не является чистым и содержит еще два оксида новых элементов – тербия Tb и эрбия Er. Оба названия – также производные от «Иттербю». В 1878 г. швейцарский химик де Мариньяк открыл в оксиде эрбия примесь нового химического элемента – иттербия Yb, название которого снова является производным от слова «Иттербю». Через год шведский химик Клеве в том же оксиде эрбия находит еще одну примесь – новый химический элемент тулий Tm. В этом же году в оксиде эрбия обнаруживают третью примесь еще одного нового элемента – скандия Sc, существование которого предсказал Менделеев и которому дал имя «экабор». Открытие Sc принадлежит шведскому химику Ларсу-Фредерику Нильсону. Свое название элемент получил в честь Скандинавии. В 1907 г. в том же минерале иттербите французский химик Жорж Урбен, живописец,

музыкант и скульптор, открывает еще один элемент – лютеций Lu. Свое название элемент получил уже в честь Парижа, старое латинское название которого «Лютеция». Таким образом, в минерале иттербите-галодините были открыты Y, Tb, Er, Yb, Sc, Tm и Lu. Городок Иттербю увековечен в названиях четырех химических элементов: иттрия, тербия, эрбия и иттербия.

- «Вымирают» ли химические элементы? Все вещества Земли образовались преимущественно из устойчивых атомов химических элементов. Но кроме них в земной коре, гидросфере и атмосфере присутствуют исчезающе малые количества радиоактивных элементов, таких как франций Fr, актиний Ac, технеций Tc, радон Rn, астат At, полоний Po и некоторых других, которые относят к «вымершим» элементам. На ранних этапах формирования Земли их было много, но вследствие радиоактивного распада они постепенно превратились в устойчивые атомы ныне существующих элементов. В частности, технеций, элемент 7 (VIIB) группы Периодической системы, существовавший около 4 млрд лет тому назад, исчез в результате радиоактивного распада: $^{99}\text{Tc} (\epsilon^-) ^{99}\text{Ru}$. Обнаруживаемые в некоторых минералах следы технеция порядка 10^{-9} г/кг – результат радиоактивного распада урана U и воздействия космических нейтронов n° на минералы, содержащие молибден Mo, ниобий Nb и рений Re. Свои последние дни доживают в современную эпоху атомы ^{40}K , ^{235}U , ^{235}Ac , ^{211}At и некоторых других радиоактивных элементов. В частности, было подсчитано, что в каждом килограмме урана через 100 млн лет образуется 13 г свинца Pb и 2 г гелия He. А через 4 млрд лет урана на Земле не останется. В бывших месторождениях его минералов найдут только соединения свинца, а атмосфера станет богаче гелием.

3. Титан, цирконий, гафний, резерфордий

Вопросы для обсуждения на занятии

1. Сколько электронов максимально может участвовать в образовании химических связей у элементов подгруппы титана?
2. Перечислите характерные для элементов 4 (IV-B) группы побочной подгруппы степени окисления. Как изменяется устойчивость высшей степени окисления по группе сверху вниз?
3. Как изменяются радиусы атомов металлов 4 (IV-B) группы от титана к гафнию?
4. Какие из элементов 4 (IV-B) группы наиболее распространены в природе? Назовите основные природные минералы, которые используют для производства металлов данной группы.
5. Многие сплавы титана используются в самолетах, кораблях и автомобилях. Что является достоинством, а что – недостатком этих сплавов?
6. Из циркония делают оболочки ядерных реакторов. С каким свойством циркония связана возможность его использования для этих целей? Почему цирконий в этом случае необходимо тщательно очищать от всегда присутствующего совместно с ним в рудах гафния?
7. Почему разделение циркония и гафния, которые всегда сопутствуют друг другу, – задача намного более сложная, чем, например, разделение меди и никеля, которые тоже нередко присутствуют в рудах совместно?
8. Объясните, почему металлы 4 (IV-B) группы, имеющие отрицательные электродные потенциалы, не реагируют с разбавленными соляной и серной кислотами. Почему они реагируют с плавиковой кислотой?
9. Какие устойчивые оксиды образуют металлы 4 (IV-B) группы? Охарактеризуйте их кислотно-основные свойства.
10. Как получают гидроксиды металлов 4 (IV-B) группы? Какой состав они имеют? Что можно сказать об их кислотно-основных свойствах?

11. Какое строение (атомное, ионное, молекулярное) имеют галогениды металлов 4 (IV-B) группы в высшей степени окисления? Что происходит при взаимодействии этих галогенидов с водой?

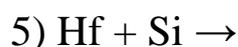
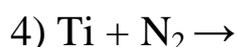
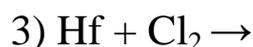
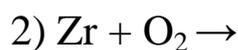
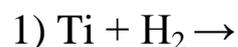
12. В виде каких катионов существуют в водной среде металлы 4 (IV-B) группы в высшей степени окисления?

13. С какими лигандами металлы 4 (IV-B) группы образуют наиболее устойчивые комплексы?

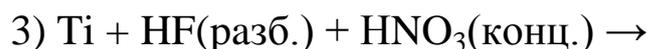
Задачи для самостоятельной работы

1. Постройте энергетические диаграммы ионов металлов 4 группы в высшей степени окисления.

2. Составьте уравнение реакции и укажите условия ее протекания:

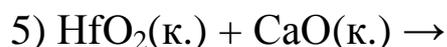
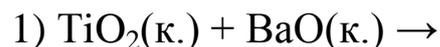


3. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение реакции металла 4 (IV-B) группы с кислотой (кислотами):



Напишите выражения для констант равновесия реакций.

4. Составьте уравнение реакции и укажите условия ее протекания:



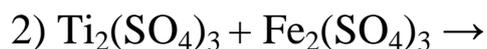
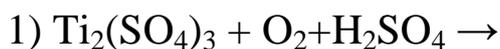
5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить гидроксиды титана(II), титана(III) и титана(IV). Укажите условия протекания реакций.

6. При взаимодействии хлорида титана(III) с раствором щелочи образовался темно-фиолетовый осадок, который растворяется в азотной кислоте с образованием бесцветного раствора, а в соляной кислоте – с образованием раствора фиолетового цвета. Если же осадок добавить в подкисленный раствор перманганата калия, он растворяется и обесцвечивает раствор. Напишите уравнения реакций.

7. Напишите уравнения реакций, протекающих при добавлении к раствору щелочи галогенидов TiCl_3 , ZrBr_3 и HfBr_3 .

8. Оксид титана(IV) сплавили с карбонатом калия. К продукту реакции добавили воду. В результате его необратимого гидролиза образовался белый осадок. Осадок разделили на две части: одну растворили в бромоводородной кислоте, другую – в избытке концентрированной серной кислоты. Напишите уравнения реакций.

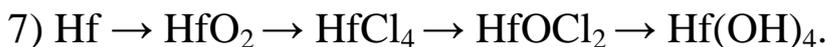
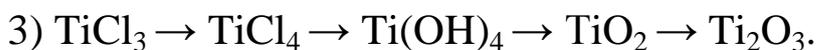
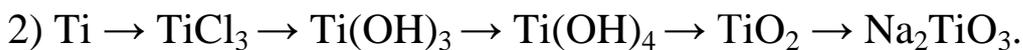
9. Рассчитайте разность стандартных электродных потенциалов и константу равновесия реакции, протекающей в водном растворе, при стандартных условиях:



10. Составьте уравнение реакции восстановления сульфата титанила TiOSO_4 до иона титана(III) цинком в кислой среде. Вычислите для этой реакции разность стандартных электродных потенциалов, запишите выражение для константы равновесия и рассчитайте ее значение. Возможно ли самопроизвольное протекание данной реакции при 25°C и стандартных состояниях?

11. Напишите уравнение реакции восстановления оксида титана(IV) TiO_2 водородом до металлического титана. Считая парциальные давления $p(\text{H}_2)$ и $p(\text{H}_2\text{O}(\text{г.}))$ равными 1 атм., определите, при каких температурах реакция может протекать самопроизвольно. На основании полученных результатов сделайте вывод о возможности использования этой реакции для получения металлического титана.

12. Напишите уравнения реакций, образующих цепочку превращений, и укажите условия их протекания:



13. К бесцветному солянокислому раствору TiOCl_2 добавили гранулы цинка. Через несколько минут раствор стал фиолетовым. После того, как к этому раствору прилили избыток щелочи, выпал темно-фиолетовый осадок, не растворяющийся в избытке щелочи, но растворяющийся в разбавленных кислотах. Осадок оставили на воздухе, и через некоторое время он побелел. Напишите уравнения соответствующих реакций.

14. Титан прокипятили в концентрированной соляной кислоте и получили раствор фиолетового цвета. При стоянии на воздухе через некоторое время раствор обесцветился. Бесцветный раствор сильно разбавили и нагрели, что привело к выпадению белого осадка. Осадок растворили в азотной кислоте. Напишите уравнения упомянутых реакций.

15. Смесь оксида циркония(IV) и угля прокалили в атмосфере хлора. Продукты реакции охладили, а образовавшееся вещество растворили в воде. При добавлении к полученному раствору щелочи выпал белый осадок, который отделили и прокалили. Напишите уравнения реакций.

16. Порошок гафния нагрели в атмосфере хлора. Полученный продукт добавили в горячую воду и получили белый осадок. Осадок отделили и прокалили, затем растворили его в концентрированной серной кислоте. Составьте уравнения реакций.

17. Порошок циркония сожгли в хлоре. Полученное вещество восстановили натрием. Половину продукта восстановления растворили-

ли в царской водке, а другую половину – в плавиковой кислоте. Напишите уравнения реакций.

Знаете ли вы, что...

- **цирконий** – лат. *zirconium*, от циркон – золотисто-желтый цвет, по окраске драгоценных разновидностей данного минерала; элемент **гафний** – от лат. *hafnium*.

- В 1791 г. английский священник Уильям Грегор нашел около своего прихода в Корнуэлле странный песок черного цвета с металлическим блеском. Как впоследствии выяснилось, это был минерал ильменит (это триоксид титана-железа. Грегор был химиком-любителем, и он сразу же принялся за исследование необычного песка. Сначала он обработал его хлороводородной кислотой HCl и обнаружил в полученном растворе присутствие железа в виде дихлорида FeCl₂: $(\text{Fe}, \text{Ti})\text{O}_3 + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{TiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. На остаток красно-бурого цвета TiO₂ Грегор подействовал нагретой концентрированной серной кислотой H₂SO₄ и получил раствор нового вещества: $\text{TiO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{TiO}(\text{SO}_4) + \text{H}_2\text{O}$. Он посчитал, что им открыт новый химический элемент, который и назвал менаканитом по имени села Менакан, около которого был найден минерал. Грегор доказывал, что в последней реакции им получен сульфат менаканита. На самом деле в растворе находился сульфат оксотитана TiO(SO₄). В 1795 г. немецкий химик-аналитик Клапрот решил исследовать состав драгоценного камня, известного под названием «красный венгерский шерл». Клапрот обнаружил, что камень является оксидом неизвестного элемента, которому он дал имя «титан» в честь Титании, царицы эльфов, духов природы, легких воздушных существ в человеческом облике, благожелательных к людям. Выделить новый элемент из оксида Клапрот не смог. Приоритет открытия титана закрепили за Клапротом, хотя он, как и Грегор, новый элемент в виде простого вещества не выделил. Металлический титан был получен впервые только в 1825 г. шведским химиком Берцелиусом восстановлением синтезированного им из «красного венгерского шерла» гексафтортитаната калия K₂[TiF₆] металлическим натрием Na: $\text{K}_2[\text{TiF}_6] + 4\text{Na} = \text{Ti} + 4\text{NaF} + 2\text{KF}$. **Титан** своё название по-

лучил от греч. *титанес*. Титаны в древнегреческой мифологии – боги, отличавшиеся гордым и стойким нравом, по химической устойчивости минерала рутила, лат. *titanium*.

- По распространённости титан занимает 10 место в земной коре (0,152 ат.%), цирконий – 22 место (0,0040 ат.%); в литосфере титан находится на 9 месте по распространённости (0,44 масс.%), цирконий на 20 месте (0,016 масс.%).

- Титан получают восстановлением тетрахлорида титана $TiCl_4$ магнием: $TiCl_4 + 2Mg = Ti + 2MgCl_2$. Образующийся титан очень пористый, напоминает губку. Если реакцию вели в атмосфере аргона, то получается пластичный и весьма химически активный металл, который реагирует с хлороводородной кислотой с выделением водорода H_2 и образованием фиолетового раствора, содержащего трихлорид титана: $2Ti + 6HCl = 2TiCl_3 + 3H_2$. Если в реактор вместе с аргоном попадает воздух, на поверхности металла образуется тонкий, но прочный слой нитрида титана TiN , и оксиды состава TiO_{2n-1} не поддающиеся воздействию разбавленных кислот; такой титан еще и хрупок.

4. Ванадий, ниобий, тантал, дубний

Вопросы для обсуждения на занятии

1. За счёт каких электронов элементы подгруппы ванадия проявляют высшую степень окисления?
2. Какие степени окисления проявляет в своих соединениях ванадий? Какие из них наиболее устойчивы?
3. Какая степень окисления наиболее устойчива для ниобия и тантала?
4. Как изменяются радиусы атомов металлов 5 (V-B) группы от ванадия к танталу?
5. Какие из элементов 5 (V-B) группы наиболее распространены в природе? Назовите основные природные минералы, которые используют для производства металлов данной группы.
6. Металлы 5 (V-B) группы применяют в качестве легирующих добавок к сталям. Какие свойства сталей они обеспечивают?

7. Чистый ванадий получают путем восстановления оксида V_2O_5 кальцием. Почему для этой цели в качестве восстановителя нельзя использовать углерод?

8. В производстве серной кислоты в качестве катализатора используют V_2O_5 . На какой стадии процесса он используется? Какое свойство V_2O_5 делает его эффективным катализатором?

9. Ванадий в степени окисления +5 образует в растворе большое количество оксоионов. От каких свойств раствора зависит состав этих ионов?

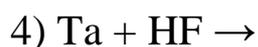
10. Ванадий образует оксиды в степенях окисления +2, +3, +4 и +5. Какие гидроксиды соответствуют этим оксидам?

11. Охарактеризуйте кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов и гидроксидов ванадия.

12. Объясните, почему при взаимодействии с фтором получается пентагалогенид ванадия VF_5 , при взаимодействии с хлором – тетрагалогенид ванадия VCl_4 , а с бромом и иодом – только тригалогениды ванадия VBr_3 и VI_3 .

Задания для самостоятельной работы

1. Постройте энергетические диаграммы ионов V^{2+} , V^{3+} , V^{4+} и V^{5+} .
2. Определите химическую формулу минерала, в состав которого входит 40,51 масс.% ванадия и 59,49 масс.% серы.
3. Составьте уравнения реакций и укажите условия их протекания:
 - 1) $V + F_2 \rightarrow$
 - 2) $V + Cl_2 \rightarrow$
 - 3) $V + I_2 \rightarrow$
 - 4) $Nb + O_2 \rightarrow$
 - 5) $Ta + C \rightarrow$
4. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнения реакций металлов 5 (V-B) группы с кислотами:
 - 1) $V + HNO_3(\text{разб.}) \rightarrow$
 - 2) $V + HNO_3(\text{конц.}) \rightarrow$
 - 3) $V + 3H_2SO_4(\text{конц.}) \rightarrow$



Напишите выражения для констант равновесия реакций.

5. Оксиды ванадия V_2O_3 и VO получают путем восстановления оксида ванадия(V) углеродом и водородом, соответственно. Напишите уравнения соответствующих реакций. Напишите уравнения реакций, иллюстрирующих кислотно-основные свойства оксидов ванадия V_2O_5 , VO_2 , V_2O_3 , VO .

6. Составьте уравнения реакций, образующих цепочку превращений: $\text{VO}_4^{3-} \rightarrow \text{VO}_2^+ \rightarrow \text{VO}^{2+} \rightarrow \text{V}^{3+} \rightarrow \text{V}^{2+}$.

В качестве восстановителя используйте цинк в кислой среде.

7. Смесь оксида ванадия(V) и угля нагрели. При растворении образовавшегося продукта в разбавленной серной кислоте получили раствор зеленого цвета. При добавлении к этому раствору щелочи выпал осадок грязно-зеленого цвета, который при стоянии на воздухе стал коричневым. Напишите уравнения упомянутых реакций.

8. Напишите уравнения реакций, которые протекают при постепенном добавлении кислоты к 0,1 М раствору ортованадата натрия.

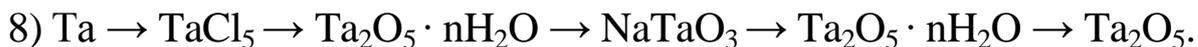
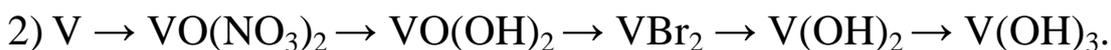
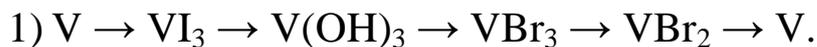
9. В 1 л буферного раствора, рН которого равен 7, добавили 1,3 г ортованадата калия K_3VO_4 . В какую форму перейдет ортованадат-ион в этом растворе? Какая форма ванадия(V) образуется при разбавлении полученного раствора в 100 раз? Напишите уравнения реакций перехода ванадия (V) из одной формы в другую.

10. В 1 л буферного раствора, рН которого равен 2, добавили 1,3 г ортованадата калия K_3VO_4 . В какую форму перейдет ортованадат-ион в этом растворе? Какая форма образуется при разбавлении полученного раствора в 10 раз? Напишите уравнения реакций перехода ванадия(V) из одной формы в другую.

11. В 1 л буферного раствора, рН которого равен 12, добавили 13,2 г ортованадата калия K_3VO_4 . В какую форму перейдет ортованадат-ион в этом растворе? Какая форма образуется при разбавлении полученного раствора в 100 раз? Напишите уравнения реакций перехода ванадия(V) из одной формы в другую.

12. Минерал патронит V_3S_7 растворяется в концентрированной азотной кислоте с образованием ванадин-ионов VO_2^+ и сульфат-ионов SO_4^{2-} . Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение этой реакции.

13. Напишите уравнения реакций, образующих цепочку превращений, и укажите условия их протекания:



14. Металл, полученный при сплавлении оксида ванадия (V) с кальцием, растворили в разбавленной азотной кислоте и получили синий раствор. К полученному раствору добавили соляную кислоту и порошок цинка; через некоторое время раствор стал зеленым, а затем – фиолетовым. Напишите уравнения упомянутых реакций.

15. Порошок ванадия нагрели в атмосфере хлора. Продукт реакции добавили в горячую воду, в результате чего получился желто-коричневый осадок. Осадок отделили и разделили на две части. Одну часть растворили в растворе гидроксида натрия, а другую – в соляной кислоте. Напишите уравнения упомянутых реакций.

16. Смесь оксида ванадия(V) и угля нагрели. При растворении образовавшегося продукта в разбавленной серной кислоте получили раствор зеленого цвета. При добавлении к этому раствору щелочи выпал осадок грязно-зеленого цвета, который при стоянии на воздухе стал коричневым. Напишите уравнения упомянутых реакций.

Знаете ли вы, что...

• Элемент **ванадий** – от швед. *ванадис* образует соединения с красивой окраской, поэтому он был назван в честь древнескандинавской богини красоты и любви Ванадис, лат. *vanadium*. **Ниобий** – от

греч. *Ниобея* (имя дочери Тантала), по близости свойств с танталом, лат – *niobium*. Название **тантал** происходит от греч. *танталос* (имя героя древнегреческой мифологии), оксид данного металла не способен реагировать с избытком кислоты, лат. *tantalum*.

- По распространённости в земной коре **ванадий** занимает 21 место (0,0049 ат.%); в составе литосферы ванадий находится на 21 месте (0,011 масс.%), а **ниобий** на 31 месте (0,0024 масс.%); тантала содержится ещё меньше.

- Число атомов ванадия в теле человека составляет $2,4 \cdot 10^{20}$, а в одной человеческой клетке – $2,4 \cdot 10^6$.

- Суточное поступление ванадия в организм с продуктами питания составляет 2 мг. В организме взрослого человека содержится около 100 мкг ванадия.

- В медицине изучается вопрос о перспективности применения солей ванадия в лечении сахарного диабета, поскольку ванадаты обладают инсулиноподобным эффектом. В сочетании с другими минеральными веществами ванадий замедляет процессы старения, усиливает поглощение кислорода тканями.

- Основные источник поступления ванадия в организм – это рис (неочищенный), овёс, редис, петрушка, укроп, соя, ячмень, рожь, бобовые, морковь, вишня, земляника, груша, грибы, жирное мясо, морская рыба, печень.

- Ванадий содержится в крови морских ежей, голотурий. Предполагается, что он играет в них ту же роль, что и железо в гемоглобине или магний в хлорофилле.

- Гриб белая поганка и плесневый гриб чёрный аспергилл развиваются только в присутствии солей ванадия.

- Загадка дихлорида. В шкафу обнаружена запечатанная банка без надписи с кристаллами зеленого цвета внутри. Сохранился лишь обрывок этикетки со словом «дихлорид». При контакте этих зеленых кристаллов с водой раствор оказался фиолетовым; потом из этой фиолетовой жидкости начали выделяться пузырьки газа, а спустя несколько секунд она стала зеленой. При смешивании раствора сульфата меди CuSO_4 с теми же зелеными кристаллами выделились крупинки метал-

лической меди... Какой дихлорид был в банке? Не так уж много дихлоридов имеет зеленый цвет. Это, во-первых, тетрагидрат хлорида железа $\text{FeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, гексагидрат хлорида никеля $\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, безводные дихлориды меди CuCl_2 , иридия IrCl_2 и платины PtCl_2 и безводный дихлорид ванадия VCl_2 . Дихлориды иридия и платины в воде практически нерастворимы, дихлориды железа, меди и никеля дают зеленый (для железа – быстро желтеющий на воздухе) водный раствор, газы при этом не выделяются. Значит, дихлорид ванадия? Действительно, зеленые кристаллы VCl_2 образуют фиолетовый раствор, из которого выделяется водород, а окраска раствора становится зеленой: $2\text{VCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{VOCl} + 2\text{HCl} + \text{H}_2$. Очевидно, ванадий в степени окисления (+2) настолько сильный восстановитель, что выделяет водород даже из воды. Не удивительно, что он осаждает и медь Cu из раствора сульфата меди CuSO_4 , превращаясь в хлорид оксопентаакваванадия(IV): $\text{VCl}_2 + \text{CuSO}_4 + 6\text{H}_2\text{O} = \text{Cu} + \text{V}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$, окрашивающего раствор в синий цвет.

5. Хром, молибден, вольфрам

Вопросы для самостоятельной работы и обсуждения на занятиях

1. Какие степени окисления проявляет в своих соединениях хром? Какая из них наиболее устойчива? Какие степени окисления устойчивы у молибдена и вольфрама?
2. Как изменяются радиусы атомов металлов 6 (VI-B) группы при движении по группе сверху вниз?
3. Какой из элементов 6 (VI-B) группы наиболее распространен в природе? Какой наименее? Назовите важнейшие минералы, из которых получают металлы 6 (VI-B) группы.
4. Какие свойства приобретает сталь при добавлении в нее хрома?
5. Почему именно из вольфрама делают нити накаливания в электрических лампочках?
6. Охарактеризуйте отношение хрома к разбавленной и концентрированной серной и азотной кислотам.

7. Какие оксиды образуются при взаимодействии хрома, молибдена и вольфрама с кислородом воздуха?

8. Охарактеризуйте кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов хрома CrO , Cr_2O_3 и CrO_3 . Какой из перечисленных оксидов хрома наиболее устойчив?

9. Охарактеризуйте устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов в ряду: $\text{CrO}_3 - \text{MoO}_3 - \text{WO}_3$. Реагируют ли эти оксиды с водой?

10. Какие кислоты соответствуют оксидам металлов 6 (VI-B) группы в высшей степени окисления? Охарактеризуйте их растворимость, устойчивость и кислотные свойства.

11. В какой форме хром(III) существует в кислой, нейтральной и щелочной средах?

12. В какой среде (кислой или щелочной):

1) Хром(III) проявляет более сильные восстановительные свойства, окисляясь до хрома (VI)?

2) Хром(VI) проявляет более сильные окислительные свойства, восстанавливаясь до хрома(III) ?

13. Без доступа воздуха хром растворяется в соляной кислоте с образованием раствора голубого цвета, характерного для аквакомплекса $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$. Однако при контакте с воздухом голубой цвет раствора меняется на зеленый. Объясните, почему.

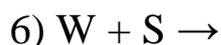
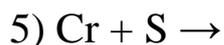
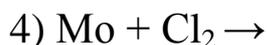
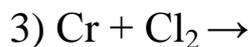
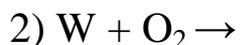
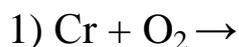
14. Свежеприготовленный раствор CrCl_3 имеет зеленый цвет, однако при стоянии на воздухе постепенно становится фиолетовым. Почему это происходит?

15. При добавлении аммиака к растворам солей хрома(III) процесс образования аммиачного комплекса хрома протекает очень медленно. Это объясняется инертностью аквакомплекса $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ к замещению лигандов в его координационной сфере. Объясните, почему тогда при добавлении щелочи к солям хрома превращение $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ в гидроксокомплекс $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]^-$ происходит практически мгновенно.

Задачи для самостоятельной работы

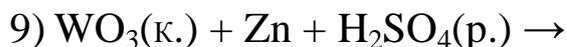
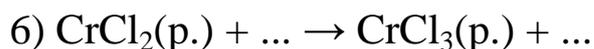
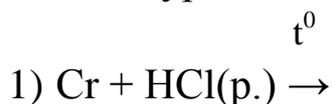
1. Постройте энергетические диаграммы ионов Cr^{2+} , Cr^{3+} , Cr^{6+} .

2. Составьте уравнение реакции и укажите условия ее протекания:



3. Сколько граммов CrO_3 можно получить из 29,4 г дихромата калия? Какую массу этанола можно окислить до ацетальдегида полученным CrO_3 ?

4. Составьте уравнение реакции:



5. Минерал молибденит MoS_2 реагирует с концентрированной азотной кислотой; при этом выделяется бурый газ, образуется желтоватый осадок, а в растворе над осадком обнаруживаются сульфат- и нитрат-ионы. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение данной реакции.

6. Напишите уравнения реакций, иллюстрирующих кислотные свойства оксидов хрома CrO , Cr_2O_3 и CrO_3 .

7. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить (возможно, в несколько стадий) из оксида хрома(III):

- 1) металлический хром,
- 2) дихромат калия,
- 3) тетрагидроксохромат(III) натрия $\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$.

Укажите условия протекания реакций.

8. Напишите протолитические реакции, определяющие среду водных растворов следующих солей: $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

9. При разбавлении раствора тетрагидроксохромата(III) натрия выпадает осадок гидроксида хрома(III). Напишите уравнение реакции. Запишите константу равновесия реакции и рассчитайте ее значение при стандартной температуре.

10. Напишите уравнение реакции, протекающей в водном растворе:

- 1) $\text{CrCl}_3 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$
- 2) $\text{CrCl}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
- 3) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SiO}_3 \rightarrow$

11. Нарисуйте геометрические изомеры комплексной частицы $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]^+$.

12. Напишите уравнение реакции, которая протекает при добавлении кислоты:

- 1) к 0,1 М раствору хромата калия,
- 2) к 0,01 М раствору хромата калия.

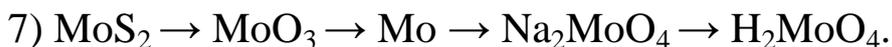
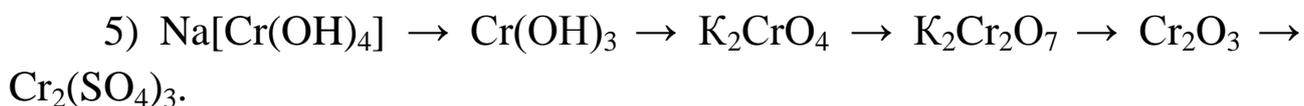
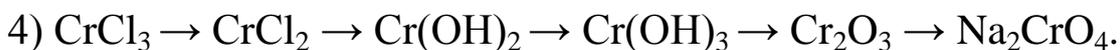
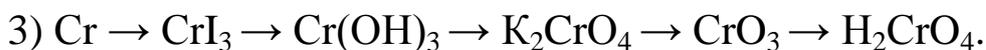
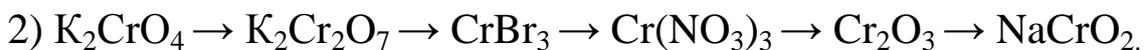
Запишите выражения для констант равновесия реакций.

13. В какой форме будет находиться хром(VI), если разбавить полученный раствор в 10 раз? Напишите уравнения всех протекающих реакций.

14. Напишите уравнение реакции, которая протекает при постепенном добавлении к 0,1 М раствору $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ концентрированного раствора щелочи. Напишите выражение для константы равновесия этой реакции.

15. При добавлении к раствору дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ нитрата серебра AgNO_3 выпадает осадок хромата серебра Ag_2CrO_4 . Напишите уравнение реакции.

16. Напишите уравнения реакций, образующих цепочку превращений, и укажите условия их протекания:



17. К кристаллам желтой соли хрома прилили концентрированную серную кислоту, при этом образовался красный осадок. Осадок отделили и растворили в концентрированной соляной кислоте, при этом выделился желто-зеленый газ. Полученный раствор разделили пополам. При добавлении к одной части раствора кусочков цинка его цвет постепенно стал голубым. При добавлении щелочи к другой части раствора выпал серо-голубоватый осадок, который растворился в избытке щелочи. Напишите уравнения всех упомянутых реакций.

18. Гидроксид хрома(III) растворили в серной кислоте. К полученному раствору добавили сульфид натрия. Осадок отфильтровали и обработали раствором гидроксида натрия, что привело к его растворению за счет образования комплексной соли зеленого цвета. При пропускании углекислого газа через этот раствор выпал осадок голубовато-серого цвета. Напишите уравнения всех упомянутых реакций.

19. При добавлении к концентрированной серной кислоте кристаллов оранжевого цвета выпал красный осадок, при соприкосновении с которым воспламеняется этанол. При нагревании красный осадок разлагается с образованием оксида зеленого цвета и газа, входящего в состав атмосферы. Красный осадок добавили к избытку щелочи и получили желтый раствор. Напишите уравнения всех упомянутых реакций.

20. К оранжевому раствору соли добавили кристаллический нитрит натрия, что привело к образованию осадка голубовато-серого

цвета. Осадок отделили и разделили на две части. Одна растворилась в серной кислоте с образованием раствора сине-зеленого цвета, другая – в щелочи с образованием зеленого раствора. Напишите уравнения всех упомянутых реакций.

Знаете ли вы, что...

- **Хром** получил своё название от греч. *chroma* – цвет, краска (по яркой разнообразной окраске соединений хрома); название *молибден* происходит от греческого слова *molybdos* – любой минерал, оставляющий черную черту на бумаге; вольфрам – от нем. вольф (волк) и рам (взбитые сливки, пена). При выплавке олова примесь вольфрама даёт много шлака и понижает выход олова, по выражению Агриколы, «вольфрам поедает олово, как волк овцу».

- Слово «вольфрам» существовало задолго до открытия этого металла. Еще немецкий врач и металлург Георгиус Агрикола называл вольфрамом некоторые минералы. Слово «вольфрам» имело много оттенков значения; оно, в частности, означало и «волчью слюну» и «волчью пену», т.е. пену у пасти разъяренного волка. Металлурги XIV–XVI вв. заметили, что при выплавке олова примесь какого-то минерала вызывает значительные потери металла, переводя его в «пену» – в шлак. Вредной примесью был минерал вольфрамит ($Mn, Fe)WO_4$, похожий внешне на оловянную руду – касситерит (диоксид олова SnO_2). Средневековые металлурги называли вольфрамит «вольфрамом» и говорили, что он «похищает олово и пожирает его, как волк овцу». Впервые вольфрам получили испанские химики братья де Элуяр в 1783 г. Еще раньше – в 1781 г. – шведский химик Шееле выделил триоксид вольфрама WO_3 из минерала состава $CaWO_4$, впоследствии получившего название «шеелит». Поэтому одно время вольфрам называли шеелием. В Англии, США и Франции вольфрам именуют иначе – тунгстен, что означает в переводе со шведского «тяжелый камень». В России в XIX в. вольфрам называли волчец, от нем. *вольф* (волк) и *рам* (взбитые сливки, пена) стали называть **вольфрамом**. Температура плавления вольфрама примерно 3400 °С.

- В земной коре хрома содержится (0,0064 ат.%), в литосфере (0,02 масс.%) и занимает он 19 место среди других элементов; вольфрам и молибдена содержится ещё меньше и находится вольфрам на 27, а молибден на 39 месте.

- Число атомов хрома в теле человека составляет $0,6 \cdot 10^{20}$, а в одной человеческой клетке $0,6 \cdot 10^5$.

- Число атомов молибдена в теле человека составляет $0,32 \cdot 10^{20}$, а в одной человеческой клетке $0,32 \cdot 10^6$.

- Суточное поступление хрома в организм с продуктами питания составляет 0,15 мг, а с воздухом 0,0001 мг.

- Суточная потребность молибдена в организме человека составляет 0,075–0,250 мг.

- В организме человека содержится до 6 мг хрома. Суточная норма его поступления в организм человека составляет 50–200 мкг.

- В организме человека (массой 70 кг) молибдена содержится 0,8–1,0 мг хрома. Суточная норма его поступления в организм человека составляет 50–200 мкг.

- Основные источники поступления соединений хрома в организм – продукты растительного происхождения: овощи, фрукты, ягоды, чёрный перец, лекарственные растения (сушеница топяная, гинкго билоба, мята и др). Продукты животного происхождения: рыба, крабы, креветки, печень, яйца. Пивные дрожжи.

- Основные источники поступления соединений молибдена в организм – продукты растительного происхождения: горох, бобы, гречиха, салат, петрушка, шпинат, картофель, морковь, репчатый лук, помидоры, редька, злаковые культуры.

- Хром – постоянная составная часть клеток всех органов и тканей. Он регулирует уровень сахара в крови, поддерживает его оптимальную концентрацию.

- Трёх- и шестивалентные соединения хрома очень ядовиты, вызывают аллергические заболевания. Токсодозой для человека является 200 мг хрома, а летальной дозой – более 3000 мг.

- Хромокалиевые квасцы $KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, образующие синевioletовые кристаллы, применяются в кожевенном производстве для дубления кож, для получения так называемой «хромовой кожи».

- Молибдат аммония $(NH_4)_6Mo_7O_{24} \cdot 4H_2O$ губителен для микроорганизмов и его стали применять в качестве дезинфицирующего средства.

- Секрет самураевских мечей состоял в том, что в сталь для изготовления мечей был добавлен молибден, который придавал им твёрдость и одновременно повышал вязкость металла.

- Крон: зелёный – Cr_2O_3 , свинцовый – $PbCrO_4$

- Смесь хромовая – раствор $K_2Cr_2O_7$ или CrO_3 в 60% H_2SO_4

- Феррохром – Cr (60–85%), остальное Fe

- Победит – WC (90%), Co – 10%

- Нержавеющая хромоникелевая сталь: Cr – 18%, Ni – 9%, остальное сталь, хромистая сталь – Cr – 13–27%, остальное сталь.

- Гидроксиды почти всех металлов при нагревании до высоких температур разлагаются, теряя молекулы воды. Удивительно, но удаление последних порций воды при прокаливании гидроксида хрома $CrO(OH)$ ведет к самопроизвольному разогреву образца. Еще Берцелиус наблюдал, что в момент удаления последних следов воды из гидроксида хрома происходит резкое повышение температуры, приводящее к тому, что вещество раскаляется докрасна. Дальнейшие исследования показали, что это явление вызвано внезапной кристаллизацией оксида хрома Cr_2O_3 . Кристаллическая решетка этого соединения очень прочна, и при ее образовании выделяется много энергии в форме теплоты. Кристаллизация происходит ниже температуры плавления Cr_2O_3 , составляющей около 2200 °C. Подобное явление наблюдается при обезвоживании гидроксидов скандия Sc, титана Ti, циркония Zr, тантала Ta и железа Fe.

6. Марганец, технеций, рений

Вопросы для самостоятельной работы и обсуждения на занятиях

1. Какие степени окисления проявляет в своих соединениях марганец? Какие из них наиболее устойчивы?
2. Почему степень окисления +2 у марганца гораздо более устойчива, чем у предшествующих ему *3d*-металлов: титана, ванадия и хрома?
3. Какие степени окисления устойчивы у технеция и рения?
4. Как изменяются радиусы атомов металлов 7 (VII-B) группы при движении по группе сверху вниз?
5. Какие из элементов 7 (VII-B) группы наиболее распространены в природе? Какие наименее? Назовите основные природные источники, из которых добывают марганец.
6. Что такое железо-марганцевые конкреции? Как они образуются?
7. Охарактеризуйте отношение металлов 7 (VII-B) группы к разбавленным и концентрированным кислотам.
8. Охарактеризуйте кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов марганца. Какой из оксидов марганца наиболее устойчив?
9. Известно, что оксид марганца(IV) взаимодействует с концентрированной соляной и серной кислотами. Можно ли сказать, что эти реакции указывают на основные свойства MnO_2 ?
10. Какие кислоты соответствуют оксидам металлов 7 (VII-B) группы в высшей степени окисления? Охарактеризуйте их растворимость, устойчивость и кислотные свойства.
11. Какая соль, содержащая марганец, широко используется как окислитель? Как зависит окислительная способность этой соли от pH среды?
12. Водные растворы солей марганца(II) устойчивы и хранятся сколь угодно долго, в то время как свежесосажденный гидроксид марганца(II) постепенно окисляется. Объясните, почему.

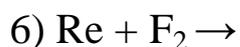
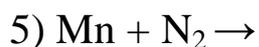
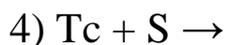
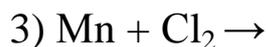
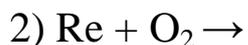
13. Приведите примеры комплексных соединений марганца. Какая неустойчивая степень окисления марганца стабилизируется при комплексообразовании? Какими лигандами?

Задачи для самостоятельной работы

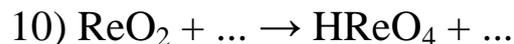
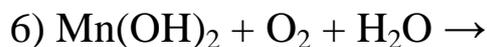
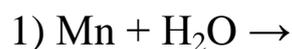
1. Постройте энергетические диаграммы ионов Mn^{2+} , Mn^{3+} , Re^{4+} и Re^{7+} .

2. Определите химическую формулу минерала, в состав которого входит 72,04 масс.% марганца и 27,96 масс.% кислорода. Как называется этот минерал?

3. Составьте уравнение реакции и укажите условия ее протекания:



4. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение реакции:



5. Какое количество теплоты выделится при получении 1 кг марганца из оксида Mn_3O_4 методом алюмотермии?

6. Напишите уравнения реакций, иллюстрирующих кислотно-основные свойства оксидов марганца MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 , Mn_2O_7 .

7. Напишите цепочку превращений, с помощью которых из металлического марганца можно получить перманганат калия KMnO_4 .

8. Напишите уравнения реакций, образующих цепочку превращений, и укажите условия их протекания:

1) $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MnO}(\text{OH}) \rightarrow \text{MnO}_2$.

2) $\text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4$.

3) $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{HMnO}_4 \rightarrow \text{MnBr}_2 \rightarrow \text{Mn}$.

4) $\text{Mn} \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{MnS} \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{BaMnO}_3$.

5) $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2$.

6) $\text{Mn} \rightarrow \text{Mn}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{MnO} \rightarrow \text{MnBr}_2 \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_4[\text{Mn}(\text{OH})_6]$.

7) $\text{Tc} \rightarrow \text{HTcO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{TcO}_4 \rightarrow \text{Tc} \rightarrow \text{Tc}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Ba}(\text{TcO}_4)_2$.

8) $\text{Re}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{HReO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{ReO}_4 \rightarrow \text{Re} \rightarrow \text{Re}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Ca}(\text{ReO}_4)_2$.

9. К фиолетово-розовому раствору соли, подкисленному серной кислотой, добавили кристаллический сульфит натрия и получили бесцветный раствор. Затем к этому раствору прилили щелочь, в результате чего выпал белый осадок, буреющий на воздухе. Бурый осадок разделили на две части. Одну часть растворили в концентрированной соляной кислоте, в результате чего выделился желто-зеленый газ и получился бесцветный раствор. К другой части осадка добавили раствор пероксида водорода, что вызвало интенсивное выделение газа, цвет осадка при этом не изменился. Напишите уравнения данных реакций.

10. При осторожном добавлении концентрированной серной кислоты к кристаллическому перманганату калия получили темно-зеленую жидкость. При хранении эта жидкость разлагается (нередко со взрывом). При ее взаимодействии с водой образуется темно-фиолетовый раствор. Напишите уравнения данных реакций.

11. При восстановлении оксидного минерала марганца водородом получили оксид серо-зеленого цвета Mn_2O_3 . Это соединение растворили в соляной кислоте, а затем к полученному раствору прилили избыток щелочи. Выпал белый осадок, который сразу после получения разделили на три части. Одна часть растворилась в серной кислоте, другая растворилась при кипячении в избытке концентрированной

щелочи. Третью часть оставили на воздухе, где она постепенно приобрела бурю окраску. Напишите уравнения данных реакций.

12. Высший оксид металла, который был получен искусственно, растворили в воде и получили сильную кислоту. Эта кислота в индивидуальном виде представляет собой кристаллическое вещество красного цвета. Раствор этой кислоты добавили к карбонату аммония. Полученную соль выделили и восстановили водородом до простого вещества. Напишите уравнения данных реакций.

13. Порошок второго по тугоплавкости (после вольфрама) металла растворили в концентрированной серной кислоте. Через полученный раствор пропустили аммиак. Выделенную из раствора соль восстановили водородом до простого вещества. Напишите уравнения данных реакций.

14. При прокаливании бледно-розовых кристаллов нитрата марганца(II) получили темно-коричневое вещество. Это вещество при сплавлении с нитратом калия в присутствии карбоната калия образует соединение темно-зеленого цвета, а при взаимодействии с оксидом свинца(IV) в азотнокислом растворе – раствор розово-фиолетового цвета. Напишите уравнения данных реакций.

Знаете ли вы, что...

- Название элемента **марганец** произошло от греч. *манганес* – очищающий, лат. *manganum*. **Рений** называют в честь главной реки страны (Германия), где работали его первооткрыватели, лат. *rhenum*.

- В 1937 г. американский физик Эрнст Лоуренс (1901–1958) на циклотроне Калифорнийского университета в Беркли подверг длительному облучению дейтронами $D = {}^2_1H$ молибденовую пластинку. Молибден Мо – сосед элемента № 43 по Периодической системе. Лоуренс передал облученную пластинку, обладающую сильной радиоактивностью, итальянцам: химику Карло Перье и физику Сегре для дальнейшего исследования. Перье и Сегре обнаружили в молибденовой пластинке атомы нового химического элемента в количестве около 10^{-10} г. Они назвали элемент технецием Тс, от греч. *технетос* (искусственный), по впервые проведённому в лаборатории синтезу

химического элемента, отсутствующего в природе, лат. *technetium*. Все изотопы технеция оказались радиоактивными. В 1940 г. Сегре и его ассистентка Ву Цзянь-сюн обнаружили, что изотоп технеция с массовым числом 99 присутствует в продуктах деления урана в результате облучения его нейтронами. В земной коре Тс практически нет, технеций присутствует в исчезающе малых количествах только в продуктах радиоактивного распада других элементов. Так, при спонтанном делении урана-238 образуется около 6% Тс-99. Отсюда следует, что в 20-километровой толще земной коры находится всего 1,5 кг Тс. Основным источником получения Тс являются тепловые элементы атомных электростанций. При 50%-м «выгорании» 1 кг урана-235 образуется около 0,6% Тс-99. При получении в ядерном реакторе 10 кг плутония Pu появляется 140 г Тс. Поэтому ядерные реакторы стали «фабриками» по производству технеция.

- В 1846 г. появилось сообщение химика-неорганика Иосифа Рудольфовича Германна об открытии им элемента, названного ильмением, в минерале ильмените $(\text{Fe}, \text{Ti})\text{O}_3$, триоксиде титана-железа. Герман привел ряд доказательств индивидуальной природы выделенного им нового металла ильмения. Однако все они были отвергнуты немецким химиком Г. Розе и швейцарским химиком Шарлем Галисаром де Мариньяком. Спустя тридцать лет С. Ф. Керн сообщил об открытии им в природной платине, привезенной с острова Борнео, нового химического элемента, названного дэвием. Дэвий по свойствам напоминал предсказанный Менделеевым элемент № 75. Некоторые химики воспроизвели опыты Керна и в основном их подтвердили. Керн отправил выделенный им металл дэвий в Парижскую академию наук. Опыты Керна были воспроизведены английским химиком В. Р. Ходжкинсоном и некоторыми немецкими химиками. Тем не менее Керн не получил никакого ответа от Парижской академии наук и бороться за приоритет своего открытия не стал. Ноддак и его лаборантка Ида Таке, ставшая впоследствии женой Ноддака, и спектроскопист фирмы «Сименс и Хальске» О. Берг, не зная ничего о работах Германа и Керна, снова открыли в 1928 г. элемент № 75 в минерале молибдените (дисульфиде молибдена MoS_2), выделив около

120 мг нового металла. Приоритет открытия этого элемента остался за Ноддаками и Бергом, которые назвали его рением в честь Рейнской провинции, родины Иды Таке. Супругам Ноддак и Бергу пришлось неоднократно доказывать, что они действительно открыли новый химический элемент. Они явно поспешили назвать дату своего открытия (1925 г.) и указать, что элемент № 75 они обнаружили в уральской самородной платине и минерале колумбите, двойном оксиде ниобия Nb, тантала Ta, железа Fe и марганца Mn. Русский химик Орест Евгеньевич Звягинцев в том же 1925 г., проведя тщательный анализ самородной платины, никакого нового элемента не обнаружил. Свои ошибки затем признали и Ноддаки. Попытки немецкого химика В. Прандтля воспроизвести эксперименты супругов Ноддак и Берга по обнаружению рения в минерале колумбите также не имели успеха. Дата открытия рения оказалась ложной. В течение 1925–1927 гг. Ноддакам так и не удалось выделить рений ни из платины, ни из колумбита. Только в 1928 г., как отмечалось выше, они смогли выделить рений из молибденита. Совершенно независимо от Ноддаков и Берга в 1925 г. рений открыли чешские химики И. Друце, Я. Гейровский и В. Долейжек, умерший в 1945 г. в концентрационном лагере в Терезине, а также английский химик Ф. Лоринг, погибший в 1944 г. при воздушном налете немецких бомбардировщиков на Лондон. И. Друце и Ф. Лоринг обнаружили элемент № 75 в минерале пирролюзите MnO_2 , а Я. Гейровский и В. Долейжек в других соединениях марганца. По-видимому, приоритет в открытии рения не должен принадлежать только немецким химикам. Его по праву разделили русские, чешские и английские химики. Рений был последним стабильным химическим элементом, найденным в природе.

- По распространённости в земной коре марганец занимает 14 место (0,028 ат %), в литосфере марганец находится на 12 месте (0,1 масс.%), рений на 81 месте, технеций в природе отсутствует.

- Число атомов марганца в теле человека составляет $2,2 \cdot 10^{20}$, а в одной человеческой клетке $2,2 \cdot 10^6$.

- В организме человека содержание марганца составляет 0,001% (от массы тела). Марганец обнаружен во всех органах и тканях чело-

века, в больших количествах он содержится в печени, костях, поджелудочной железе, почках.

- Марганец активно влияет на обмен белков, углеводов и жиров. Является катализатором обмена веществ, необходим для функционирования ферментных систем.

- Ежедневно с пищей человек получает 3–8 мг марганца.

- Основные источники поступления соединений марганца в организм – продукты растительного происхождения: капуста и другие листовые овощи, зёрна злаков, отруби, пшеница, свёкла, ягоды (черника, брусника, голубика, малина). Лекарственные растения: богульник, эвкалипт, лапчатка, вахта трёхлистная, полынь.

- Предельно допустимая концентрация соединений марганца в воздухе – 0,3 мг/м³.

- В медицине марганцовокислый калий – KMnO_4 широко применяют в качестве антисептического средства для полосканий, смазывания язвенных и ожоговых поверхностей.

- Внутривенная инъекция сульфата марганца спасает при укусе пауке-каракурта.

- Минерал – роза инков – это марганцевый шпат MnCO_3 или родохрозит. Инки считали, что родохрозит – это кровь древних правителей, превратившаяся в камень.

- Перманганат калия взрывается при обработке концентрированной серной кислотой, а также при соприкосновении с органическими веществами.

7. Железо, кобальт, никель

Вопросы для самостоятельной работы и обсуждения на занятиях

1. Какие степени окисления проявляют в своих соединениях железо, кобальт и никель? Какая степень окисления является наиболее устойчивой для каждого элемента?

2. Как изменяется устойчивость степеней окисления +2 и +3 у элементов триады железа при увеличении порядкового номера элемента?

3. Как изменяются радиусы атомов металлов от железа к никелю? Температуры плавления металлов?

4. Какой из элементов триады железа наиболее распространен в природе? Назовите основные природные минералы, которые используют для получения железа, кобальта и никеля.

5. Какой из элементов триады железа имеет наибольшее практическое значение? Почему?

6. Что такое коррозия железа? Какие способы применяются для защиты изделий, содержащих железо, от коррозии?

7. Охарактеризуйте отношение металлов триады железа к разбавленным и концентрированным кислотам.

8. Какие устойчивые оксиды образуют металлы триады железа?

9. Почему состав оксида FeO отклоняется от стехиометрического состава намного сильнее, чем составы оксидов CoO и NiO?

10. Как получают гидроксиды железа(II), кобальта(II) и никеля(II)? Охарактеризуйте их растворимость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.

11. Как получают гидроксиды железа(III), кобальта(III) и никеля(III)? Охарактеризуйте их растворимость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.

12. Какую реакцию среды имеют растворы солей железа(II), кобальта(II) и никеля(II) с анионами сильных кислот? У каких из них при одинаковой концентрации соли значение pH сильнее отличается от 7?

13. Среда растворов солей железа(III) с анионами сильных кислот гораздо более кислая, чем среда таких же солей железа(II) – при условии, что концентрации ионов Fe^{3+} и Fe^{2+} в их растворах одинаковы. Объясните, почему.

14. Почему простые соли кобальта(III) очень трудно получить в чистом виде, а те из них, которые все-таки удается получить, быстро разлагаются при хранении?

15. Чем объяснить различие восстановительных свойств кобальта(II) в составе аквакомплекса, в составе гидроксида и в составе аммиачного комплекса?

16. Почему желтый цвет безводных солей никеля меняется на зеленый при их растворении в воде? Почему, если к зеленому раствору прилить аммиак, то раствор станет синим?

17. Почему розовый водный раствор хлорида кобальта(II) при добавлении к нему концентрированной соляной кислоты становится синим? Если синий раствор постепенно разбавлять водой, как будет изменяться его цвет?

18. Светло-зеленый раствор хлорида железа(II), содержащий избыток соляной кислоты, на воздухе постепенно желтеет. После кипячения этого раствора с порошком железа раствор вновь становится светло-зеленым. Объясните причину появления и исчезновения желтой окраски.

19. Все элементы триады железа образуют карбонильные комплексы. Почему кобальт, в отличие от железа и никеля, образует двухядерный карбонил?

20. В состав каких биомолекул входят железо и кобальт в организме человека? В каких степенях окисления находятся эти металлы в биомолекулах?

21. Приведите уравнения нескольких реакций окисления железа при взаимодействии его со сложными и с простыми веществами.

22. Как из железа получить гидроксид железа(II)? Приведите уравнения реакций.

23. Как из железа получить гидроокись железа(III) ? Приведите уравнения реакций.

24. Какую окраску придают стеклу соединения никеля в виде закиси и окиси никеля.

25. В состав ярко-красной краски мумии входит оксид, получающийся при прокаливании сульфата железа(III) , которое при этом распадается на два оксида – летучий и нелетучий. Напишите уравнение этой реакции.

26. Почему при горении железо-алюминиевого термита не образуется пламя?

27. Сульфид железа можно получить нагреванием пирита с железом. Составьте уравнение этой реакции.

28. Как исходя из железного купороса получить: а) хлорид железа(II), б) нитрат железа(II)?

29. Имеется смесь хлорида железа(II) и хлорида алюминия. К раствору этой смеси добавили избыток раствора едкого натра и появившийся осадок отфильтровали. Что находится в осадке и что в растворе. Ответ поясните уравнениями реакций.

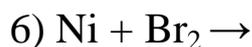
30. Сульфат железа, присутствующий в природной воде, удаляется из нее при помощи извести. Составьте уравнение происходящей при этом реакции, учтя, что железо осаждается в виде гидроокиси железа(II).

31. Чтобы обнаружить примесь железа в платиновой посуде, например чашке, ее нагревают до красного каления. Тогда ее поверхность покрывается красным налетом. С чем связано появление налета? Можно ли и как удалить этот налет, не повредив изделие?

32. В природных водах железо присутствует главным образом в виде бикарбоната, который под действием воды и кислорода воздуха постепенно превращается в гидроокись железа(III) и углекислый газ. Составив уравнение этой реакции, укажите, какой элемент отдает электроны и какой присоединяет их.

Задачи для самостоятельной работы

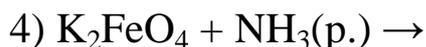
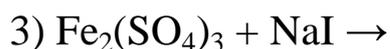
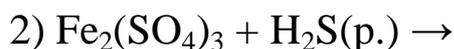
1. Постройте энергетические диаграммы ионов Fe^{2+} , Fe^{3+} и Ni^{+2} .
2. Определите химическую формулу и назовите минерал, содержащий 30,44 масс.% железа, 34,78 масс.% меди и 34,78 масс.% серы.
3. Составьте уравнение реакции и укажите условия ее протекания:
 - 1) $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow$
 - 2) $\text{Co} + \text{O}_2 \rightarrow$
 - 3) $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow$
 - 4) $\text{Fe} + \text{I}_2 \rightarrow$
 - 5) $\text{Co} + \text{F}_2 \rightarrow$



4. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение реакции данных металлов с кислотой:



5. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение реакции, протекающей в растворе:



Напишите выражения для констант равновесия реакций и вычислите их значения.

6. Минерал пирит FeS_2 растворили в концентрированной азотной кислоте. В растворе обнаружили ионы Fe^{3+} , NO_3^- и SO_4^{2-} . Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение соответствующей реакции.

7. Минерал смальтит CoAs , растворили в концентрированной азотной кислоте. В растворе обнаружили H_3AsO_4 и ионы Co^{2+} и NO_3^- . Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение соответствующей реакции.

8. Минерал кобальтин CoAsS растворили в концентрированной азотной кислоте. В растворе обнаружили H_3AsO_4 , ионы Co^{2+} , NO_3^- и SO_4^{2-} . Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение соответствующей реакции.

9. Минерал миллерит NiS растворили в концентрированной азотной кислоте. В растворе обнаружили ионы Ni^{2+} , NO_3^- и SO_4^{2-} . Ме-

тодом электронно-ионного баланса составьте уравнение соответствующей реакции.

10. Напишите уравнения реакций получения гидроксидов железа(II) и железа(III). Укажите условия их протекания. Проиллюстрируйте кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и $\text{Fe}(\text{OH})_3$ соответствующими реакциями.

11. Напишите уравнения реакций получения гидроксидов кобальта(II) и кобальта(III). Проиллюстрируйте кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства $\text{Co}(\text{OH})_2$ и $\text{Co}(\text{OH})_3$ соответствующими реакциями.

12. Напишите уравнения реакций получения гидроксидов никеля(II) и никеля(III). Проиллюстрируйте кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства этих гидроксидов соответствующими реакциями.

13. Составьте схему гидролиза солей FeSO_4 и $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

14. В каком случае образуется больше осадка при приливании к раствору FeCl_2 или FeCl_3 концентрированной щелочи?

15. Железо растворили в разбавленной серной кислоте. При добавлении к полученному раствору нитрата бария образовался белый осадок. Осадок отделили с помощью фильтрования, а фильтрат упарили. Получившийся твердый остаток прокалили, образовавшийся бурый порошок растворили в соляной кислоте. В полученный раствор добавили тиоцианат (роданид) аммония и получили раствор кроваво-красного цвета. Напишите уравнения данных реакций.

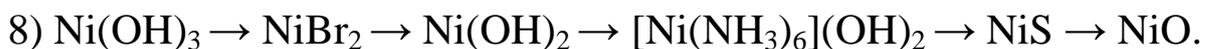
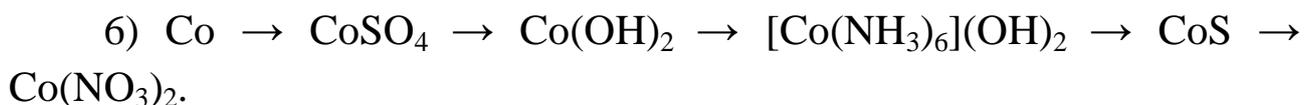
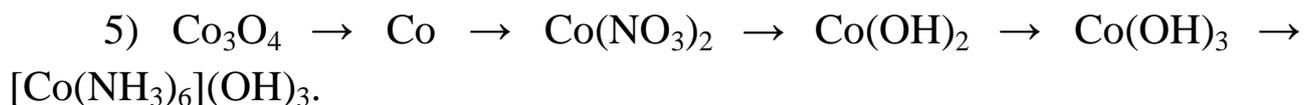
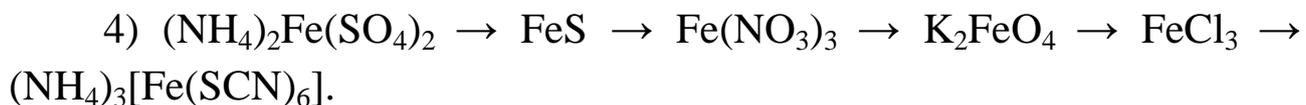
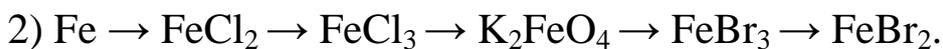
16. Хлорид железа(III) обработали раствором аммиака. Выпавший осадок отделили, а затем прокалили. Полученное вещество сплавляли с кальцинированной содой. Образовавшееся соединение смешали с хлоратом калия и гидроксидом калия; полученную смесь осторожно нагрели. Напишите уравнения данных реакций.

17. Железо растворили в соляной кислоте. К полученному раствору добавили гидроксид натрия. Выпавший осадок обработали пероксидом водорода, затем отфильтровали и прокалили. Напишите уравнения данных реакций.

18. Напишите уравнение реакции, протекающей при пропускании воздуха через водный раствор аммиака кобальта(II), содержащий избыток аммиака. Запишите константу равновесия этой реакции и вычислите ее значение.

19. Напишите уравнение реакции гидроксида никеля(II) с аммиачной водой. Запишите константу равновесия этой реакции и вычислите ее значение.

20. Напишите уравнения реакций, образующих цепочку превращений и укажите условия их протекания:



21. Продукт взаимодействия железа с серой подвергли обжигу на воздухе. При растворении полученного вещества в разбавленной серной кислоте получили раствор, представляющий собой смесь двух солей. При растворении этого же вещества в концентрированной серной кислоте получили раствор только одной соли. Напишите уравнения упомянутых реакций.

22. Смесь порошков железа и серы, взятых в молярном соотношении 1:2, нагрели без доступа воздуха. Полученный продукт подвергли обжигу в атмосфере кислорода. Образовавшееся твердое вещество смешали с порошком алюминия и подожгли. Произошла реакция с выделением большого количества теплоты. Напишите уравнения упомянутых реакций.

23. К раствору соли, получившейся при взаимодействии кобальта с соляной кислотой, добавили щелочь. Образовался синий осадок,

цвет которого вскоре изменился на розовый. После обработки пероксидом водорода осадок стал коричневым. Коричневый осадок растворили в соляной кислоте; при этом выделился газ, под действием которого иодкрахмальная бумажка окрасилась в синий цвет. Напишите уравнения данных реакций.

24. Металл растворили в разбавленной серной кислоте и получили раствор зеленого цвета. При добавлении к этому раствору щелочи выпал светло-зеленый осадок, растворившийся в аммиачной воде с образованием комплексного соединения синего цвета. Комплексное соединение разрушили добавлением сульфида натрия. Напишите уравнения данных реакций.

25. К раствору сульфата никеля по каплям добавляли раствор аммиака. Сначала появился светло-зеленый осадок, который растворился в избытке аммиака. Полученный раствор имел синий цвет. После того, как к нему добавили щелочь, снова образовался светло-зеленый осадок. После добавления к этому осадку бромной воды его цвет стал черным. Напишите уравнения данных реакций.

26. В каком из оксидов железа FeO , Fe_2O_3 , Fe_3O_4 содержание кислорода наибольшее?

27. В чистом виде минерал магнетит содержит 72,36% железа и 27,64% кислорода. Выведите формулу магнетита.

28. В чистом виде минерал гематит содержит 69,9% железа и 30,1% кислорода. Выведите формулу гематита и укажите его химическое название.

29. Сколько граммов железного купороса может быть получено при растворении в серной кислоте 140 г железа?

30. При взаимодействии сульфата двухвалентного железа с азотной и серной кислотами образуются сульфат трехвалентного железа, оксид азота и вода. Составьте уравнение этой реакции.

Знаете ли вы, что...

- Алхимики обозначали **железо** в виде копья и щита – характерные атрибуты бога войны Марса. Отсюда и его название от лат. *ferrum* (*ферро* – меч).

- **Кобальт** своё название получил от немецк. *kobald* – гном, домовый, по трудности переработки (якобы из-за шалости гномов);

- Почему элемент никель получил столь странное название? «Ник-кел» – ругательное слово на языке немецких металлургов. Оно образовалось от слова «николаус», которым называли двуличных людей, бездельников и обманщиков. Название **никель** происходит от нем. *kupfernickel* – дьявольская медь от рудокопов, которые принимали за медную руду красный минерал никелин («фальшивая медь»), из которого, однако, медь не выплавлялась, лат. *niccolum*. Никель входит в состав минерала никелина $NiAs$, арсенида никеля, имеющего медно-красный цвет. Минерал напоминает по внешнему виду и цвету самородную медь и некоторые медные руды типа куприта Cu_2O . Металлурги Саксонии принимали никелин за медную руду и не могли, естественно, выплавить из него медь Cu . Они считали, что гном Старый Ник нарочно им подсовывал этот минерал. Поэтому в конце XVII в. минерал никелин получил название «купфер-никель», что означало – «Дьявольская руда». В 1751 г. никелин исследовал шведский химик-аналитик Аксель-Фредерик Кронстедт. Он получил из минерала зелёный оксид никеля NiO , а затем, восстанавливая оксид водородом H_2 , выделил никель в виде металла: $NiO + H_2 = Ni + H_2O$. Так был открыт новый химический элемент никель Ni , в названии которого сохранилось бранное слово немецких металлургов. Кронстедт умер, так и не дождавшись признания своего открытия. В России в начале XIX в. элемент № 28 называли «николан» и «николь».

- Многие метеориты состоят из самородного железа с примесью никеля до 5,5%.

- По распространённости в земной коре железо занимает 7 место (1,49 ат.%), никель 24 место (0,0032 ат.%), кобальт находится на 28 месте (0,0012 ат.%); В литосфере содержится железа 5 масс.% (4 место), никеля 0,008 масс.% (23 место), кобальта 0,023 масс.% (32 место).

- Число атомов железа в теле человека составляет $4,5 \cdot 10^{22}$ (в одной человеческой клетке $4,5 \cdot 10^8$); кобальта – $0,3 \cdot 10^{20}$ (в одной

человеческой клетке $0,3 \cdot 10^5$); никеля – $1,0 \cdot 10^{20}$ (в одной человеческой клетке $1,0 \cdot 10^6$).

- При массе человека 70 кг в организме содержится 4,2–5 г железа, 14 мг кобальта и 1 мг никеля. Суточная потребность человека в железе составляет 10–20 мг, кобальта 0,3 мг, а никеля 0,4 мг.

- Потребление витамина B_{12} , содержащего кобальт, должно составлять 1,9 микрограмма. Витамин B_{12} – единственный витамин, который может откладываться в организме впрок на 7 лет вперёд.

- Основные источники поступления соединений железа в организм – это зелёные овощи: лук, ботва молодой репы, редиса, горчицы, моркови, кресс-салат, щавель, горошек зелёный, томаты, капуста, чеснок, чечевица. Фрукты и ягоды: яблоки, гранат, малина, земляника, вишня, груша, виноград, арбуз, любые сухофрукты. Продукты животного происхождения: печень, почки, яичный желток.

- Основные источники поступления соединений кобальта в организм – это зелёные овощи: лук, салат, капуста, петрушка, редис, чеснок. Продукты животного происхождения: кисломолочные продукты, яйца, печень, почки, масло сливочное, молоко, рыба. Накапливают кобальт многие лекарственные растения, особенно сушеница топяная, черёмуха, шиповник.

- Основные источники поступления соединений никеля в организм – рис, овёс, редис, ячмень, рожь, морковь, вишня, земляника, бананы, орехи, груша, морепродукты и мясные продукты.

- В 100 мл крови человека содержится 13–16 г гемоглобина. Гемоглобин является одним из наиболее хорошо изученных белков. За описание структуры гемоглобина австрийский микробиолог Макс Перутц в 1962 г получил Нобелевскую премию по химии.

- На «сборку» всей молекулы гемоглобина в организме человека уходит около 90 секунд, причём ежесекундно образуется $650 \cdot 10^{12}$ молекул гемоглобина.

- Соли двух- и трёхвалентного железа применяют для восполнения дефицита железа при лечении анемии.

- Железный купорос $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ применяют для борьбы с вредителями растений, приготовления минеральных красок.

- Дисульфид железа FeS_2 – пирит, единственный природный сульфид, царапающий стекло. Если по куску пирита ударить кремнем, то от минерала отскакивают разогретые ударом частички, из которых выделяется сера, воспламеняющаяся на воздухе.

- Пирит является сырьём для получения серной кислоты, серы и железного купороса. В огромных объёмах он извлекается при разработке гидротермальных месторождений меди, свинца, цинка, олова и других цветных металлов. Однако его переработка оказывается экономически невыгодной и его отправляют в отвалы.

- Никель заменил серебро в производстве монет. Наши «серебряные» монеты в действительности сделаны из сплава – нейзильбера, состоящего из никеля, меди и цинка.

- Царская Россия не имела никелевой промышленности. Первый никелевый завод начал работать на Урале в 1934 г.

- Тетракарбонил никеля $\text{Ni}(\text{CO})_4$ при нагревании разлагается с выделением никеля очень высокой чистоты. Никель используется для изготовления никель-кадмиевых аккумуляторов.

- Никель является необходимым ультрамикроэлементом для растений, животных и человека. Много никеля содержится в чае, какао, гречихе, моркови, салате. На обогащённых никелем почвах содержание никеля в растениях может повыситься в 30 раз и более.

- Никель влияет на ферментные процессы, окисление витамина С, участвует в обмене серы, продлевает действие инсулина. Избыток никеля может быть причиной заболевания глаз, а также вызывает депигментацию кожи.

- FeCl_3 – хлорное железо (устаревшая номенклатура), современная номенклатура – хлорид железа(III) .

- FeO_2^- – феррит (устаревшее название), современная номенклатура – диоксоферрат(III) .

- Как появились названия «турнбулева синь», «желтая» и «красная кровяная соль»? «Желтая и красная кровяные соли» получили свое название от способа их производства. Соли получали из животных отбросов, в том числе и из крови, собираемой на бойнях. Кристаллы «желтой кровяной соли» состава $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ имеют

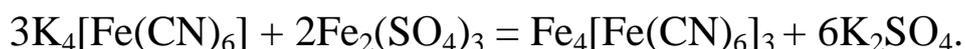
желтый цвет, а «красной кровяной соли» $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – красный. Современное название этих солей – гексацианоферрат(II) калия и гексацианоферрат(III) калия.

При взаимодействии гексацианоферрата(III) калия с сульфатом железа(II) выделяется синий осадок гексацианоферрата(III) железа(II) калия:



Этот осадок получил название «турнбулевой сини». Дед Рамзая по фамилии Турнбуль в 1780–1790 гг. владел заводом, на котором производились вещества, применяемые для крашения тканей. Он впервые получил синюю краску – «турнбулеву синь», или, как тогда ее еще называли, «турнбульскую лазурь». Технология окраски тканей по методу Турнбуля заключалась в протравливании ткани раствором сульфата железа FeSO_4 и затем в обработке ее раствором $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

• Лазурь берлинская – $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. М. Ломоносов в своем рапорте президенту Академии наук К. Разумовскому писал в январе 1750 г.: «В конце прошлого лета и по осени искал я способов, как делать лазурь берлинскую, которой два сорта при сем прилагаю». Берлинская лазурь – это синее вещество составов $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ и $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Второе из этих веществ сейчас называют гексацианоферратом(II) железа(III)-калия. Какие только имена не имела берлинская лазурь: лазурь, берлинская синь, берлинский голубец, английская лазурь, парижская лазурь!.. Ее с давних пор применяли в России для окраски тканей, бумаги, в иконописи и росписи фресок. Впервые берлинскую лазурь получил в 1704 г. немецкий мастер Дисбах, готовивший краски для художников. М. В. Ломоносов синтезировал берлинскую лазурь, смешивая водные растворы желтой кровяной соли и сульфата железа(III):



Эту реакцию применяют до сих пор в промышленности и лабораторном эксперименте.

• «Мумия» и «мумиё». Мумия – природный красный пигмент, содержащий триоксид дижелеза Fe_2O_3 . Мумиё – черные лоснящиеся кусочки или темно-коричневые канифолеподобные образования вы-

сохших на воздухе до мумифицированного состояния смесей некоторых видов лишайника и экскрементов некоторых животных – архаров, мышей-полевков, пищух (грызунов, похожих на миниатюрного зайчика, питающихся ягодами и хвоей можжевельника). «Мумиё» – греческое слово, происходящее от слова «мумия»: когда-то это вещество добывалось из мумий – высохших трупов. Но древние лекари и жрецы рекомендовали мумиё только для наружного употребления. Состав мумиё очень сложен: в него входят фосфаты, карбонат кальция CaCO_3 , органические вещества высокой биологической активности и микроэлементы, смолы и т.п. Раствор или настой мумиё в воде имеет коричневый цвет и своеобразный запах смеси битума, навоза и шоколада; на вкус горьковатый. Мумиё находят, как правило, в высокогорных пещерах, для которых характерны сухость, недостаток кислорода, резкие колебания суточных температур. В этих пещерах обычно живут полевки и пищухи. Поэтому некоторые считают, что мумиё – продукт переработки можжевельника, прошедшего через желудочно-кишечный тракт маленьких грызунов. Самые древние образцы найденного мумиё имеют возраст до 15000 лет. О целебных свойствах этого вещества сообщали еще Аристотель и Авиценна. Последний сказал так: «Мумиё обостряет чувства, укрепляет желудок, облегчает дыхание и является наиболее совершенным сложным лекарством». Мумиё подавляет воспаления, ускоряет заживление ран, повышает общую устойчивость организма к заболеваниям, восстанавливает силы при общем истощении. Шекспир упоминал, что мать Отелло, провожая сына на войну, одарила его платком, пропитанным настоем мумиё, помогающим, как она считала, сращивать кости и заживлять раны. В последнее время было установлено, что отстоявшаяся морская пена, земля под старыми пнями, экстракт из осенних листьев клена обладают высокой биологической активностью, сравнимой с активностью мумиё. То же относится и к пчелиному клею – прополису.

- Зачем в оптические приборы помещают мешочки с синими гранулами? Для обнаружения и поглощения примеси влаги из воздуха используют силикагель (гранулированный пористый диоксид

кремния SiO_2), пропитанный хлоридом кобальта CoCl_2 и тщательно высушенный. Когда хлорид кобальта безводный – гранулы силикагеля синие или голубые, при поглощении влаги образуется аквакомплекс $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$, и цвет гранул меняется на розовый.

- Близ г. Дели в Индии стоит железная колонна без малейшего пятнышка ржавчины, хотя ее возраст почти 2800 лет. Это знаменитая Кутубская колонна высотой около семи метров и массой 6,5 т. Надпись на колонне говорит о том, что она была поставлена в IX в. до н.э. Ржавление железа – образование метагидроксида железа $\text{FeO}(\text{OH})$ – связано со взаимодействием его с влагой и кислородом воздуха: $4\text{Fe} + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{O}_2 = 4\text{FeO}(\text{OH})$. Однако эта реакция при отсутствии в железе различных примесей, и прежде всего углерода, кремния и серы, не протекает. Колонна была изготовлена из очень чистого металла: железа в колонне оказалось 99,72%. Этим и объясняется ее долговечность и коррозионная устойчивость.

- Знаете ли вы, что в английских патентах вплоть до конца XIX в. содержались рекомендации добавлять в закалочную жидкость при обработке железа полевые цветы? Эту курьезную рекомендацию породило незнание действительных причин закаливания стали. Кстати, твердость закаленной стали долгое время объясняли превращением содержащегося в ней углерода в алмаз. Более того, в конце XVIII в. французский ученый Гитон де Морво получал сталь (наверное, самую дорогую в мире во все времена!) сильным нагреванием чистого железа с алмазами.

- Почему эмиру Бухары не удалось использовать металл «небесного камня» (метеоритное железо) для изготовления оружия? Согласно легенде, оружейники не смогли отковать из «небесного камня» меч для эмира, и их умертвили. Оружейники не знали, что никелистое метеоритное железо куется только холодным, а при нагревании становится хрупким. Однако оружие из уникального «металла с неба» было у индийских властителей в XVII в., у российского царя Александра I и у латиноамериканского героя, легендарного Боливара.

- В образцах лунного грунта, доставленных на Землю, обнаружено поразительно большое количество самородного железа.

В первую очередь это остатки метеоритов, которые беспрепятственно достигают поверхности нашего безатмосферного спутника Луны. На их долю приходится 30% лунного железа. А остальные 70% следовало бы назвать «селеническим железом»: хотя на Луне нет залежей каменного угля, необходимых для естественного доменного процесса, но нет и атмосферы, содержащей кислород. В условиях кислородного голодания на Луне все элементы находятся в низших степенях окисления. Глубокий вакуум (10^{-7} – 10^{-9} атм) и высокая температура (несколько тысяч градусов) сами по себе служат восстановителями железа; значит, при извержении расплавленных лунных пород всегда самопроизвольно образуется самородное железо. Не правда ли, «луннометаллургия» эффективнее земной?

- Не всегда ржавчина вредна. Такая статья, опубликованная в 1834 г. в «Горном журнале», называлась «Улучшение железа и стали посредством ржавления в земле». Способ превращения железа в сталь через ржавление в земле известен людям с глубокой древности. Например, черкесы на Кавказе закапывали полосовое железо в землю, а откопав его через 10–15 лет, выковывали из него свои сабли, которые могли перерубить даже ружейный ствол, щит, кости врага. В земле железо Fe, естественно, ржавело, превращаясь в метагидроксид железа: $4\text{Fe} + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{O}_2 = 4\text{FeO}(\text{OH})$, но одновременно насыщалось углеродом и азотом при контакте с различными органическими веществами почвы. Ржавчина (метагидроксид железа FeO(OH)) обладает хорошей сорбционной способностью к различным органическим веществам. После выкапывания ржавое железо вместе с органическими веществами нагревали в горнах, ковали, а затем охлаждали водой – закаливали. Углерод и азот появлялись в поверхностном слое откопанного металла, упрочняя его и сообщая ему особую твердость. В слое при термической обработке образуется очень твердое соединение: карбид железа Fe_3C – цементит: $3\text{Fe} + \text{C} = \text{Fe}_3\text{C}$. Впоследствии для получения твердой стали вместо длительного пребывания железа в земле перешли к плавке железа под слоем древесного угля.

8. Рутений, родий, палладий, осмий, иридий, платина

Вопросы для самостоятельной работы и обсуждения на занятиях

1. Почему металлы триады палладия (Ru, Rh, Pd) и триады платины (Os, Ir, Pt) объединяют в общее семейство платиноидов?
2. К какой группе по распространенности в природе относятся металлы платинового семейства? Какого из них в земной коре больше всего?
3. В каком виде встречаются металлы платинового семейства в природе? Почему?
4. Какая степень окисления характерна для всех металлов платинового семейства?
5. Какие металлы платинового семейства проявляют степень окисления, соответствующую номеру группы? Для какого элемента высшая степень окисления наиболее устойчива?
6. Как изменяются радиусы атомов в триадах палладия и платины с ростом атомного номера элемента?
7. Какой из металлов платинового семейства наиболее тугоплавок? Наименее тугоплавок?
8. Какие из металлов платинового семейства не растворяются ни в одной из кислот? Какие платиновые металлы наиболее реакционно-способны?
9. Почему в присутствии галогеноводородных кислот окисление металлов платинового семейства протекает гораздо легче?
10. Какие оксиды наиболее устойчивы у палладия и платины?
11. Какие растворители используют для растворения металлов платинового семейства?
12. Почему тетраоксид рутения, несмотря на очень высокую степень окисления центрального атома, является безразличным? Что можно сказать о кислотно-основных свойствах тетраоксида осмия?
13. Хассий ^{108}Hs находится в одной группе с осмием и является, вероятно, наиболее тяжелым элементом, химические свойства которого исследовались в прямом эксперименте: были получены молеку-

лы HsO_4 . За счёт чего тетраоксид хассия должен быть более или менее устойчивым, чем тетраоксид осмия; более или менее летучим, чем тетраоксид осмия?

14. Какому классу принадлежит большинство хорошо растворимых в воде соединений платины?

15. Какие координационные числа характерны для комплексных соединений металлов платинового семейства? Почему соединения платины всегда служили важнейшими примерами при развитии представлений об изомерии комплексных соединений и их реакционной способности?

16. Почему растворы солей, содержащих комплексный катион $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]^{4+}$, имеют кислую среду?

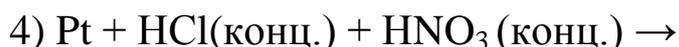
17. В каких промышленных процессах в качестве катализаторов используют металлы платинового семейства?

Задачи для самостоятельной работы

1. Постройте энергетические диаграммы атомов рутения, палладия и платины.

2. Оцените, во сколько раз плотность металлов триады платины больше, чем триады палладия, если известно, что металлы каждой группы попарно (Ru и Os, Rh и Ir, Pd и Pt) имеют одинаковую кристаллическую структуру.

3. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение реакции металла платинового семейства с концентрированными кислотами:



4. Платинохлористоводородную кислоту H_2PtCl_6 получают при растворении платины в насыщенной хлором соляной кислоте. Составьте уравнение данной реакции и напишите выражение для ее константы равновесия.

5. Назовите следующие комплексные соединения:



Укажите в этих соединениях степень окисления ионов-комплексобразователей и их координационные числа.

6. Какие геометрические изомеры имеет комплекс $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$?

7. Определите окислитель и восстановитель в данном уравнении реакции:

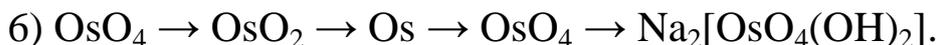
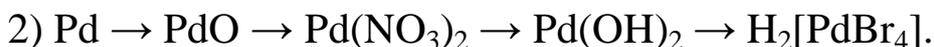
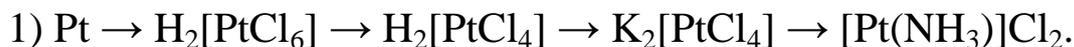


8. Напишите уравнения реакций, расставьте коэффициенты:



Для каждой реакции запишите выражение для константы равновесия.

9. Напишите уравнения реакций, образующих цепочку превращений, и укажите условия протекания реакций:



10. При окислении осмия при комнатной температуре образуется такой же оксид, что и при взаимодействии этого металла с концентрированной азотной кислотой. Этот оксид токсичен и разлагается при нагревании с образованием другого оксида, который можно также получить при дегидратации $\text{Os}(\text{OH})_4$ в инертной атмосфере. Напишите уравнения упомянутых реакций.

11. Платину растворили в царской водке. Если к полученному раствору добавить щелочь, выпадет осадок. Такой же осадок можно получить при гидролизе соединения, образующегося при взаимодействии платины с хлором при 250°C . При длительном нагревании это-

го осадка снова получится платина. Напишите уравнения упомянутых реакций.

12. Иридий растворили в соляной кислоте в присутствии хлора. Обработка раствора щелочью привела к образованию черного осадка, хорошо растворимого в соляной кислоте. Этот же осадок можно получить при гидролизе хлорида иридия. Напишите уравнения упомянутых реакций.

Знаете ли вы, что...

• Енджей Снядецкий – польский химик и врач из Вильно – проанализировал около 400 г платиновой руды, привезенной из Южной Америки, и обнаружил, что кроме платины Pt, палладия Pd, родия Rh, иридия Ir и осмия Os руда содержала еще один металл, более легкий, чем платина, но такой же тугоплавкий и химически инертный. Новый металл взаимодействовал только с «царской водкой». Снядецкий назвал его «вестием» по имени астероида Веста, который в то время считали новой планетой. Снядецкий опубликовал свое открытие в ряде журналов, в частности в «Мемуарах Петербургской академии наук» в 1810 г. Никто из русских химиков не высказал сомнений в открытии Снядецкого, но и не поддержали его. Французские же химики не нашли его в образцах той же руды. На их критику Снядецкий не ответил, и открытие было предано забвению. В 1844 г. профессор химии Казанского университета Клаус, исследуя уральскую платиновую руду и платиновые отходы Петербургского монетного двора, вновь выделяет металл, открытый ранее Снядецким, и дает ему название «рутений» Ru (от старого латинского слова «Рутения» – Россия). Клаус вел обширную дискуссию с критиками его открытия, прежде всего с французскими химиками и Берцелиусом. В конце концов он доказал, что выделенный им металл действительно представляет собой новый химический элемент. Приоритет в открытии рутения остался за Клаусом. Название **рутений** получил от лат. *Рутения* (Россия), по названию родины первооткрывателя.

• Самый тяжелый и «ароматный» металл – это осмий. Французские химики Луи-Никола Воклен и Фуркруа не раз замечали, что при

действии на природную платину смеси азотной HNO_3 и хлороводородной HCl кислот выделяется черный дым. Они решили, что ими открыт новый химический элемент, и дали ему имя «птен», что по-гречески означает крылатый, летучий. Вскоре, в 1804 г., английский профессор химии Смитсон Теннант сумел разделить «птен» на два разных металла. Один он назвал иридием Ir – за разнообразие цветов его солей, а другой – осмием Os, поскольку его тетраоксид OsO_4 , выделяющийся при действии на металл смеси кислот, имел раздражающий запах, похожий одновременно на запахи хлора и подгнившей редьки. **Осмий** – от греч. *осме* (запах; по своеобразному сильному запаху летучего высшего оксида), лат. *osmium*. Порошок осмия, окисляясь на воздухе до OsO_4 , также издает подобный «аромат». Пары OsO_4 ядовиты, они поражают глаза и легкие. Среди всех простых веществ металл осмий имеет наибольшую плотность, равную $22,5 \text{ г/см}^3$ – вдвое большую, чем свинец. Осмий обладает очень высокой твердостью и тугоплавкостью: его температура плавления около $3000 \text{ }^\circ\text{C}$. При $25 \text{ }^\circ\text{C}$ «всеядный» фтор F_2 на осмий не действует, но в парах серы S порошок осмия вспыхивает как спичка, превращаясь в сульфид OsS_2 .

• В 1803 г. в одной из лондонских газет появилось странное объявление, сообщавшее, что в магазине торговца минералами Форстера можно приобрести новый металл палладий, о котором еще не слышал ни один химик мира. Химик Ричард Ченевикс купил небольшой слиток этого металла с тем, чтобы после его анализа публично высмеять анонимного лжехимика, якобы открывшего новый металл. Ченевикс вскоре всем сообщил, что палладий не новый химический элемент, а всего-навсего сплав платины Pt с ртутью Hg. Однако другие химики-аналитики в металле, купленном у Форстера, не обнаружили ни платины, ни ртути. Уязвленный Ченевикс, оправдываясь, утверждал, что в сплаве платина настолько прочно связана с ртутью, что их разделить практически невозможно. Но в 1804 г. на заседании Лондонского королевского общества его секретарь, а затем и президент, известный химик и врач Уильям-Хайд Вулластон сообщил, что при анализе платины он обнаружил в ней новый химический элемент, названный им палладием Pd по имени недавно открытого в Солнечной системе

астероида Паллада; по времени открытия элемента вскоре после обнаружения этого астероида, лат. *palladium*. Палладий обладает удивительной способностью растворять водород H_2 . Водный раствор хлорида палладия $PdCl_2$ при действии монооксида углерода CO выделяет мелкодисперсный палладий: $PdCl_2 + CO + H_2O = Pd + CO_2 + 2HCl$.

- **Родий** – от греч. *родон* (розовый цвет) по окраске соединений, лат. *rhodium*.

- **Платина** – от исп. *платина* (серебрецо), пренебрежительное название металла, похожего на серебро, но не имеющего полезных свойств последнего – легкоплавкости и ковкости, лат. *platinum*.

- **Иридий** – от лат. *иридис* (радуга), по разнообразию окраски соединений, лат. *iridium*.

- По распространённости их относят к очень редким металлам: рутений – 71 место, осмий – 72, палладий – 73, платина – 76, иридий – 79, родий – 80 место.

9. Медь, серебро, золото

Вопросы для самостоятельной работы и обсуждения на занятиях

1. Какие степени окисления проявляют в своих соединениях элементы 11 (I-B) группы? Какая степень окисления является наиболее устойчивой для каждого из них?

2. Какие свойства отличают металлы 11 (I-B) группы от свойств переходных металлов предшествующих групп?

3. Золото – один из немногих металлов, которые встречаются в самородном состоянии. Объясните, почему?

4. Как изменяется химическая активность металлов в ряду $Cu - Ag - Au$? Охарактеризуйте отношение металлов 11 (I-B) группы к разбавленным и концентрированным кислотам.

5. Объясните, почему, несмотря на то, что серебро не взаимодействует с разбавленными сильными кислотами, оно окисляется слабой сероводородной кислотой.

6. Как получают оксид меди(I)? Охарактеризуйте его кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.

7. Объясните, почему хлорид, бромид и иодид меди(I) устойчивы, тогда как нитрат и сульфат меди(I) – нет.

8. Как получают оксид и гидроксид меди(II)? Охарактеризуйте кислотно-основные свойства CuO и Cu(OH)_2 .

9. Безводный сульфат меди(II) CuSO_4 – белый, а кристаллогидрат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – ярко-синий. Однако при растворении в воде и безводная соль, и кристаллогидрат дают растворы одинакового голубого цвета. Объясните, почему?

10. При добавлении аммиака к голубому раствору сульфата меди цвет раствора меняется на фиолетовый. Объясните, почему?

11. Если к осадкам AgCl и AgI прилить концентрированный раствор аммиака, первый растворится, а второй – нет. Объясните, почему?

12. Какой состав и строение имеют аммиачные комплексы, образованные медью(I), серебром(I) и медью(II)?

13. Почему состав продукта реакции серебра с озоном описывают формулой Ag_2O_2 , а не AgO ?

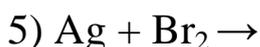
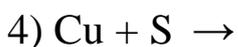
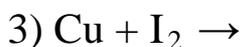
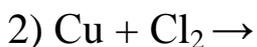
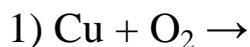
14. Растворимые соли серебра(I) AgNO_3 и AgF создают в растворе соответственно нейтральную и слабощелочную среду, в то время как растворимые галогениды золота(III) – AuCl_3 и AuBr_3 – сильноокислую. Объясните, почему?

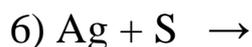
15. Почему медь на воздухе покрывается зеленоватым налетом, а серебро – черным? Как можно очистить поверхность металлов от налетов?

Задачи для самостоятельной работы

1. Постройте энергетические диаграммы ионов Cu^{2+} , Ag^+ и Au^{3+} .

2. Составьте уравнение реакции и укажите условия ее протекания:





3. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнения реакции металлов 11 (I-B) группы с кислотами:



4. Минерал меди растворили в концентрированной азотной кислоте. В полученном растворе обнаружили ионы Cu^{2+} , NO_3^- и SO_4^{2-} . Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение соответствующей реакции, если этот минерал:



5. Минерал аргентит Ag_2S растворили в концентрированной азотной кислоте. В полученном растворе обнаружили ионы Ag^+ , NO_3^- и SO_4^{2-} . Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение соответствующей реакции.

6. Минерал прустит Ag_3AsS_3 растворили в концентрированной азотной кислоте. В полученном растворе обнаружили H_3AsO_4 и ионы Ag^+ , NO_3^- и SO_4^{2-} . Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение соответствующей реакции.

7. Определите температуру, выше которой разложение оксида меди(II) по реакции $4\text{CuO}(\text{к.}) = 2\text{Cu}_2\text{O}(\text{к.}) + \text{O}_2(\text{г.})$ является термодинамически самопроизвольным. Состояния участников реакции считайте стандартными.

8. При какой температуре реакция разложения оксида серебра(I) на простые вещества будет термодинамически самопроизвольной, если парциальное давление кислорода равно 0,2 атм?

9. Напишите уравнения реакций, иллюстрирующие кислотно-основные свойства оксидов меди Cu_2O , CuO и гидроксида $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

10. Предложите способы получения (если необходимо, в несколько стадий):

- 1) золотохлористоводородной кислоты из золота.
- 2) оксида золота(III) из хлорида золота(III) .
- 3) тетрагидроксоаурата(III) калия из золота.
- 4) гидроксида меди(II) из меди.
- 5) оксида серебра(I) из нитрата серебра.

11. Рассчитайте константу равновесия реакции оксида серебра(I) Ag_2O с пероксидом водорода H_2O_2 в щелочной среде, в результате которой образуется металлическое серебро.

12. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение реакции:

- 1) $\text{CuCl}_2(\text{p.}) + \text{KI}(\text{p.}) \rightarrow$
- 2) $\text{Au}(\text{к.}) + \text{NaCN}(\text{p.}) + \text{O}_2(\text{г.}) \rightarrow$
- 3) $\text{AgNO}_3(\text{p.}) + \text{HCOOH}(\text{p.}) \rightarrow$
- 4) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2(\text{p.}) + \text{O}_2(\text{г.}) + \text{NH}_3(\text{p.}) \rightarrow$
- 5) $\text{Na}[\text{AuCl}_4](\text{p.}) + \text{FeCl}_2(\text{p.изб.}) \rightarrow$

Вычислите разность стандартных электродных потенциалов и константу равновесия каждой реакции при 25°C .

13. Напишите уравнение возможной реакций, вычислите ее константу равновесия при 25°C и укажите направление смещения равновесия:

- 1) $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{к.}) + \text{NaOH}(\text{p.}) \rightarrow$
- 2) $\text{CuCl}_2(\text{p.}) + \text{HCl}(\text{конц.}) \rightarrow$
- 3) $\text{AgBr}(\text{к.}) + \text{NaBr}(\text{нас.}) \rightarrow$
- 4) $\text{Na}[\text{Ag}(\text{SCN})_2](\text{p.}) + \text{Na}_2\text{S}(\text{p.}) \rightarrow$
- 5) $\text{Na}[\text{AuCl}_4](\text{p.}) + \text{NaCN}(\text{p.}) \rightarrow$

Для каждой реакции запишите выражение для ее константы равновесия.

14. При взаимодействии 100 мл раствора CuSO_4 с избыточным количеством раствора NaI выделился свободный иод, который полностью прореагировал с 10 мл 0,1 М раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Определите молярную концентрацию исходного раствора CuSO_4 .

15. Вычислите стандартный электродный потенциал процесса $[\text{Ag}(\text{SCN})_2]^- + e^- = \text{Ag} + 2\text{SCN}^-$, если известны стандартный потенциал полуреакции



и константа устойчивости комплексного иона

$$[\text{Ag}(\text{SCN})_2]^- \text{ p} = 3,7 \cdot 10^7.$$

16. Медь реагирует с концентрированной соляной кислотой с образованием комплексных ионов $[\text{CuCl}_2]^-$. Вычислите концентрацию соляной кислоты, при которой такая реакция становится самопроизвольной, приняв концентрацию ионов $[\text{CuCl}_2]^-$ равной 0,01 моль/л, а парциальное давление водорода равным 1 атм.

17. Вычислите при 25 °С произведение растворимости $\text{Cu}(\text{OH})_2$, если известны стандартные электродные потенциалы процессов



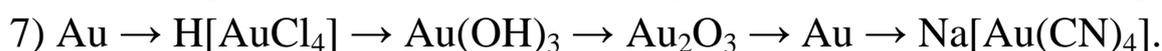
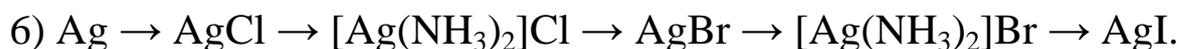
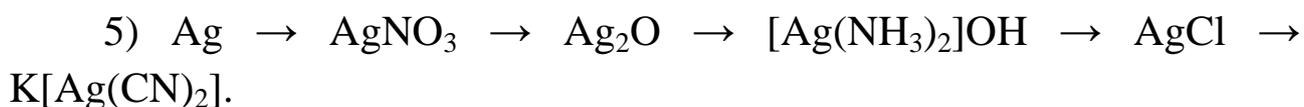
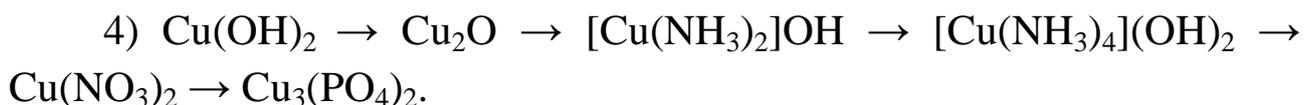
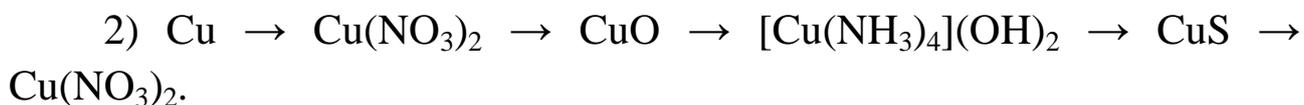
18. Вычислите, сколько граммов AgCl можно растворить в 1 л 1 М раствора аммиака.

19. Определите, произойдет ли растворение 9,8 г осадка $\text{Cu}(\text{OH})_2$, если прилить к нему:

1) 1 л 0,5 М раствора NaCN .

2) 500 мл 1 М раствора NH_3 .

20. Напишите уравнения реакций, образующих цепочку превращений, и укажите условия их протекания:



8) $\text{Au}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{H}[\text{Au}(\text{NO}_3)_4] \rightarrow \text{Au}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Au}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Au} \rightarrow \text{H}[\text{AuCl}_4]$.

21. Осадок, образовавшийся при взаимодействии сульфата меди с разбавленным раствором гидроксида натрия, нагрели и получили вещество черного цвета. При нагревании этого вещества в токе водорода получили металл красного цвета, который растворился в концентрированной азотной кислоте с выделением бурого газа. Напишите уравнения данных реакций.

22. При постепенном добавлении аммиака к раствору соли сначала выпал голубой осадок, который затем растворился с образованием раствора ярко-синего цвета. При добавлении к этому раствору сульфида натрия образовался черный осадок, который растворился в концентрированной азотной кислоте. Напишите уравнения данных реакций.

23. К раствору нитрата серебра прилили раствор щелочи, при этом выпал осадок темно-коричневого цвета. Осадок разделили на три части. Одну часть растворили в концентрированном растворе щелочи, другую – в концентрированном растворе аммиака. Третья часть легко растворилась в азотной кислоте. Во всех трех случаях получили бесцветные растворы. Напишите уравнения данных реакций.

24. Гидроксид голубого цвета растворили в избытке концентрированной щелочи. К полученному раствору добавили порошок глюкозы. Получившийся оранжево-красный осадок обработали концентрированным раствором аммиака и получили бесцветный раствор, который при стоянии на воздухе постепенно приобрел синефиолетовую окраску. Напишите уравнения данных реакций.

25. Порошок золота обработали избытком хлора при нагревании. При добавлении полученного вещества к раствору щелочи образовался осадок, растворяющийся как в избытке концентрированной щелочи, так и в концентрированной азотной кислоте. Напишите уравнения данных реакций.

Знаете ли вы, что...

- **Медь** известна с древности как чистый металл, так и сплав с оловом – бронза. Назван элемент по географическому названию острова Кипр (от лат. **Cuprum** – Кипр) – место добычи медных руд.

Серебро – драгоценный металл, известен со времён древних цивилизаций. Название серебра происходит от ассир. *сарну* (светлый) по цвету металла, лат. *argentum*.

Золото – одного корня с русск. *жёлтый*, по цвету металла. От лат. *аурора* (утренняя заря) по блеску металла, лат. *aurum*.

- По распространённости в земной коре медь находится на 26 месте (0,0028 ат.%), в литосфере на 27 месте (0,0045 масс.%). Серебро и золото редкие металлы, серебро на 69, а золото на 75 месте.

- Число атомов меди в теле человека составляет $1,0 \cdot 10^{21}$, а в одной человеческой клетке – $1,0 \cdot 10^7$.

- В организме человека содержится 80–150 мг меди, причём её содержание колеблется от 5 мг% в печени до 0,7 мг% в костях, от 100 мкг% в крови до 10 мкг в спинномозговой жидкости.

- Содержание серебра в организме человека составляет 1,1 мкг/кг. Наибольшее его количество содержится в лёгких, печени, мозге, эритроцитах, в радужной оболочке глаз. Суточное потребление серебра с продуктами питания составляет 0,07 мг.

- Медь входит в состав многих ферментов, поддерживает иммунную функцию организма.

- Основные источники поступления соединений меди в организм – продукты растительного происхождения: орехи, картофель, кукуруза, бобовые, крапива. Продукты животного происхождения: яичный желток, печень, молоко, кисломолочные продукты (кефир, простокваша, ряженка, йогурт), морепродукты.

- В медицине кристаллогидрат сульфата меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ применяют как противомикробное и прижигающее средство, в сельском хозяйстве его применяют для обработки семян от спор плесневых грибов.

- Безводный сульфат меди белое кристаллическое вещество, а раствор его окрашен в голубой цвет. Это окраска гидратированного иона меди.

- При попадании на кожу соли нитрата серебра остаются черные, трудно удаляемые пятна. В связи с этим нитрат серебра используется как медицинский препарат «ляпис» и обладает прижигающим бактерицидным действием.

- Ионы серебра подавляют развитие бактерий и в очень низкой концентрации (около 10^{-10} моль/л) стерилизуют питьевую воду. Серебро бактерицидный металл против 650 видов бактерий. Токсическая доза серебра для человека 60 мг, летальная – 1,3–6,2 г.

- Мерой стоимости различных предметов являлись бруски серебра, от которых отрубались различные части и их стали называть «рублями», от этого и пошло название принятой в России денежной единицы – рубль.

- Происхождение термина «сусальное золото» связано с древнерусским словом «сусало» – лицо. Говорим же мы теперь «облицовочный материал»! «Сусальное золото» – техническое название дисульфида олова SnS_2 , имеющего вид золотисто-желтых чешуек. Получают SnS_2 нагреванием смеси изрезанной оловянной фольги с порошком серы и хлоридом аммония NH_4Cl , который активизирует реакцию: $\text{Sn} + 2\text{S} = \text{SnS}_2$. Дисульфид олова применяют для «золочения» дерева, гипсовых изделий и для мозаичных работ. Существовали и другие имитации золота. Например, известно так называемое «американское золото», представляющее собой сплав меди Cu , олова Sn , оксида магния MgO , гидротартрата калия $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$, хлорида аммония NH_4Cl и оксида кальция CaO . «Сусальным золотом» называют также очень тонкие металлические листы, идущие на золочение поверхности различных металлических изделий, в том числе куполов церквей. Такие листы готовят либо из чистого («червонного») золота, либо из сплава золота и серебра («зеленое золото»), а также из золота, положенного на серебро («двойник») или на медь («тальма»). Иногда листы для золочения и вовсе не содержат золота, а состоят из сплавов меди с раз-

личными металлами («поталь») и даже из лакированного серебра или алюминия – лишь бы цвет их был золотистым.

- Может ли золото быть червонным? Слово «червонный» родственно слову «червь», а червонный цвет – это красный, рубиновый, киноварный цвет, цвет бычьей крови. Кстати, краску киноварь на Руси называли «червонью». А насекомое кошениль, из которого добывали темно-красную краску (пурпур), называли в России «червецом». Червонное золото – это не то золото, из которого чеканят золотые монеты – «червонцы». Червонное золото – это сплав золота Au с медью Cu в отношении 9:1 по массе. Такой сплав красного цвета. Во времена Платона в природе находили самородный сплав золота и меди – «медистое золото», ковкий и мягкий сплав, испускающий «огнистое блистание». Такие самородки находят и в настоящее время.

- «Золотая» соль. Существуют ли в природе «золотая», «платиновая» или «железная» кислоты и «золотые соли»? «Золотой солью» называли одно время дигидрат тетрахлороаурата(III) натрия $\text{Na}[\text{AuCl}_4] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Наименование «золотая», «платиновая», «железная» кислоты имели когда-то соединения состава: $\text{AuO}(\text{OH})$; $\text{H}_2[\text{Pt}(\text{OH})_6]$ и H_2FeO_4 соответственно. Современные названия этих веществ – метагидроксид золота, гексагидрооксоплатинат(IV) водорода и тетраоксоферрат (VI) водорода. Все три вещества в той или иной степени обладают кислотными свойствами.

- Как выплавляли золото в Древнем Египте? Производство металлов, а особенно золота, в Древнем Египте считалось священным искусством, а металлургические знания были покрыты тайной. Много лет спустя выяснилось, что египтяне обрабатывали золотую руду расплавленным свинцом Pb, растворяющим благородные металлы, и таким образом извлекали остатки золота (а заодно и серебра) из руд. Затем расплав подвергали окислительному обжигу в горшках, свинец переходил в оксид PbO. Главный технологический секрет этого обжига – материал горшков: их делали из костной золы. При плавке PbO впитывается в стенки горшка, увлекая с собой случайные примеси, а на дне остается очищенный сплав золота и серебра.

• Что считать «гремучим серебром» – нитрид серебра Ag_3N , азид серебра AgN_3 или фульминат серебра AgCNO ? «Гремучим серебром» называли в прошлом столетии все три перечисленных вещества. Если хранить в открытом сосуде раствор гидроксида диамминсеребра $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2](\text{OH})$, то с течением времени стенки сосуда покрываются темной коркой нитрида серебра Ag_3N , чрезвычайно взрывчатого даже во влажном состоянии. При сливании жидкости из сосуда, где образовалась такая корка, взрыв неизбежен. Азид серебра AgN_3 и фульминат серебра AgCNO взрываются при трении и ударе, но во влажном состоянии они менее опасны. Азид серебра – это соль азидоводородной кислоты HN_3 , а фульминат серебра – соль «гремучей кислоты» – фульмината водорода HCNO . Все соли «гремучей кислоты» ядовиты и взрывчаты, причем склонны к детонации.

• Для распознавания серебра на поверхность изделия наносят каплю слабого раствора дихромата калия в серной кислоте. Серебро Ag – металл благородный, поэтому взаимодействия его при контакте с разбавленными кислотами не происходит. Иное дело, если в кислоте присутствует сильный окислитель – дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. В этом случае серебро переходит в нерастворимый дихромат серебра $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ярко-красного цвета, по которому и распознают наличие в сплаве серебра: $6\text{Ag} + 7\text{H}_2\text{SO}_4 + 4\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 3\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 4\text{K}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$. Если серебра в сплаве меньше 25%, то дихромат серебра не образуется. Проба очень чувствительна и практически не портит изделия из исследуемого сплава, иногда, правда, остается светлое пятнышко там, где наносили каплю раствора.

• Манганин – сплав на основе меди Cu , содержащий 12% марганца Mn и 2% никеля Ni . Манганин применяют в виде проволоки для изготовления эталонных электрических сопротивлений. Проволока обладает большим удельным электрическим сопротивлением, равным 0,43 Ом.см.

• Чтобы проверить бутылку с надписью «абсолютный этиловый спирт» содержит не безводный спирт, а его водный раствор с этой целью в пробу спирта добавляют щепотку бесцветного обезвоженного сульфата меди CuSO_4 и слегка встряхивают пробирку с пробой.

Бесцветные кристаллы сразу же становятся голубыми, если к спирту прилита вода $\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O} = \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Вода превращает белый порошок сульфата меди в ярко-голубой пентагидрат сульфата меди. А ведь в «абсолютном» спирте воды быть не должно!

- Загадка о царе металлов. Два оксида реагируют между собой, и при этом получаются две кислоты, одна – сильная, другая – слабая, к тому же неустойчивая, при разложении превращающаяся в первую. Сильная кислота, если ее посолить, растворяет царя металлов. Какие оксиды вступили в реакцию? Прежде всего определим, какой металл – «царь металлов». Это, безусловно, золото; растворить его можно в «царской водке» – смеси концентрированных азотной и хлороводородной (соляной) кислот [именно такая смесь получится, если посолить – добавить хлорид натрия NaCl (поваренную соль) – концентрированную азотную кислоту HNO_3]. Оксиды, о которых шла речь вначале, – это диоксид азота NO_2 и вода H_2O . Их взаимодействие и дает смесь сильной HNO_3 и слабой HNO_2 кислот: $2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$. Слабая азотистая кислота постепенно разлагается с выделением монооксида азота NO , превращаясь в HNO_3 : $3\text{HNO}_2 = \text{HNO}_3 + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$. При добавлении хлорида натрия к HNO_3 протекает реакция $\text{HNO}_3 + \text{NaCl} = \text{HCl} + \text{NaNO}_3$. Золото взаимодействует с полученной смесью кислот с образованием тетрахлороаурата водорода: $\text{Au} + \text{HNO}_3 + 4\text{HCl} = \text{H}[\text{AuCl}_4] + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$.

- Золото может по праву гордиться своим упорным химическим характером. Известно очень мало химических веществ, с которыми оно желает взаимодействовать. Прежде всего это смесь концентрированных азотной HNO_3 и хлороводородной HCl кислот, водный раствор цианида калия KCN , раствор хлора Cl_2 в хлороводородной кислоте, расплав селеновой кислоты H_2SeO_4 и водный раствор смеси иодида калия KI и диiodoiodата калия $\text{K}[\text{I}(\text{I})_2]$. Последние две реакции протекают так: $2\text{Au} + 6\text{H}_2\text{SeO}_4 = \text{Au}_2(\text{SeO}_4)_3 + 3\text{SeO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$, $2\text{Au} + \text{K}[\text{I}(\text{I})_2] + \text{KI} = 2\text{K}[\text{AuI}_2]$. В первой реакции золото превращается в селенат золота $\text{Au}_2(\text{SeO}_4)_3$, а часть селеновой кислоты восстанавливается до диоксида селена SeO_2 . Во второй реакции обра-

зуется диодоаурат калия. Эту реакцию используют для извлечения золота из бедных по его содержанию руд.

- Золото, содержащее всего 1% примеси свинца, при ударе разлетится на куски. Даже при содержании свинца 0,01% золото уже теряет свою замечательную ковкость.

- При добавлении к капле ртути, находящейся под водой, водного раствора нитрата серебра поверхность ртути словно оживает. На ней появляются сверкающие ростки, которые начинают ветвиться и постепенно превращаться в сверкающие деревца. В сосуде протекает реакция вытеснения серебра из его нитрата AgNO_3 ртутью Hg: $2\text{AgNO}_3 + \text{Hg} = 2\text{Ag} + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2$. Выделяющееся серебро образует на капле ртути нитевидные кристаллы. Причина протекающей реакции заключается в том, что серебро – менее активный металл, чем ртуть, поэтому ртуть восстанавливает серебро из растворов его солей в виде металла.

Тривиальные названия соединений:

- Бронза на основе Cu и Sn, содержит: Al, Be, Pb, Cr, Si.
- Латунь – на основе Cu и Zn, содержит Al, Pb, Mn, Ni, Pb.
- Мельхиор – на основе Cu и Ni, содержит Fe, Mn.
- Малахит – $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$.
- Халькопирит – $(\text{FeCu})\text{S}_2$.

10. Цинк, кадмий, ртуть

Вопросы для самостоятельной работы и обсуждения на занятиях

1. Какими физическими и химическими свойствами элементы подгруппы цинка больше похожи на непереходные элементы, чем на *d*-элементы предшествующих групп? Объясните, почему.

2. Какие степени окисления проявляют в своих соединениях элементы 12 (II-B) группы?

3. В виде каких соединений металлы 12 (II-B) группы содержатся в земной коре? Как из этих соединений получают чистые металлы?

4. Как изменяется химическая активность металлов в ряду Zn – Cd – Hg? Охарактеризуйте отношение металлов 12 (II-B) группы к разбавленным и концентрированным кислотам.

5. Ртуть имеет положительный стандартный электродный потенциал и поэтому не растворяется в соляной и разбавленной серной кислоте. Однако с иодоводородной кислотой ртуть взаимодействует с выделением водорода. Объясните, почему.

6. Цинк – довольно сильный восстановитель. В какой среде его восстановительные свойства сильнее – в кислой или в щелочной?

7. Какие оксиды и гидроксиды образуют элементы 12 (II-B) группы? Охарактеризуйте их кислотно-основные свойства.

8. Почему состав хлорида и нитрата ртути(I) описывают формулами Hg_2Cl_2 и $Hg_2(NO_3)_2$, а не $HgCl$ и $HgNO_3$? Какие катионы и анионы входят в состав этих солей?

9. Какую реакцию среды имеют водные растворы солей цинка, кадмия и ртути?

10. Объясните, почему водные растворы одной и той же концентрации $ZnCl_2$ и $Zn(NO_3)_2$ имеют очень близкие значения pH, а растворы одной и той же концентрации $CdCl_2$ и $Cd(NO_3)_2$, а также $HgCl_2$ и $Hg(NO_3)_2$ – разные.

11. Назовите лиганды, с которыми металлы 12 (II-B) группы образуют устойчивые комплексные соединения. Какие координационные числа в комплексах чаще всего проявляет каждый из этих металлов?

12. Что такое амальгамирование и для чего его используют?

13. Почему амальгаму натрия, в отличие от металлического натрия, можно использовать как восстановитель в водной среде?

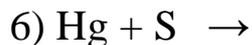
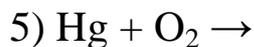
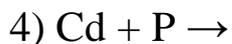
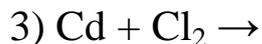
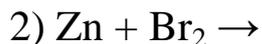
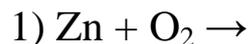
14. Охарактеризуйте биологическую роль металлов 12 (II-B) группы.

Задачи для самостоятельной работы

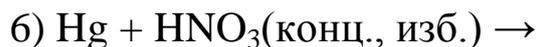
1. Постройте энергетические диаграммы ионов Zn^{2+} , Cd^{2+} и Hg^{2+} .

2. Напишите схему получения ртути из киновари HgS . Какой газ при этом образуется?

3. Составьте уравнение реакции и укажите условия ее протекания:



4. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение реакции металла 12 (II-B) группы с кислотами:



5. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнения реакций цинка с разбавленной серной кислотой и с избытком гидроксида натрия. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций.

6. Напишите уравнение реакции металлической ртути с концентрированной иодоводородной кислотой, в результате которой образуются комплексные ионы $[\text{HgI}_4]^{2-}$ и выделяется водород.

7. Минерал сфалерит (ZnS) растворили в концентрированной азотной кислоте. В полученном растворе обнаружили ионы Zn^{2+} , NO_3^- и SO_4^{2-} . Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение соответствующей реакции.

8. Минерал гринокит (CdS) растворили в концентрированной азотной кислоте. В полученном растворе обнаружили ионы Cd^{2+} , NO_3^- и SO_4^{2-} . Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение соответствующей реакции.

9. Минерал киноварь (HgS) растворили в концентрированной азотной кислоте. В полученном растворе обнаружили ионы Hg^{2+} ,

NO_3^- и SO_4^{2-} . Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение соответствующей реакции.

10. Напишите протолитические реакции, определяющие среду водных растворов ZnSO_4 , CdSO_4 и $\text{Hg}(\text{ClO}_4)_2$. Какие соединения образуются при гидролизе данных солей.

11. Расположите следующие соли в порядке уменьшения pH их водных растворов одной и той же концентрации:



12. Напишите уравнения реакций растворения в соляной кислоте данных солей при 25 °С:

- 1) сульфида цинка.
- 2) сульфида кадмия.
- 3) сульфида ртути(II).

Сделайте вывод о направлении смещения равновесия процесса.

13. Составьте схему получения бромида ртути(II) HgBr_2 .

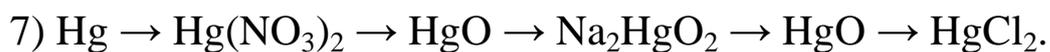
14. Напишите уравнения возможных реакций, укажите направление смещения равновесия:

- 1) $\text{Zn}(\text{OH})_2(\text{к.}) + \text{NaOH}(\text{р.}) \rightarrow$
- 2) $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4](\text{р.}) + \text{Na}_2\text{S}(\text{р.}) \rightarrow$
- 3) $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2(\text{р.}) + \text{NaOH}(\text{р.}) \rightarrow$
- 4) $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{SCN})_4](\text{р.}) + \text{HCl}(\text{р.}) \rightarrow$
- 5) $[\text{Hg}(\text{NH}_3)_4](\text{ClO}_4)_2(\text{р.}) + \text{NaCN}(\text{р.}) \rightarrow$

Запишите выражения для константы равновесия каждой реакции.

15. Напишите уравнения реакций, образующих цепочку превращений, и укажите условия их протекания:

- 1) $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{ZnS}.$
- 2) $\text{Zn} \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}.$
- 3) $\text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{ZnS} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnBr}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2.$
- 4) $\text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{ZnI}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnS}.$
- 5) $\text{CdS} \rightarrow \text{CdSO}_4 \rightarrow \text{Cd} \rightarrow \text{CdCl}_2 \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2[\text{Cd}(\text{OH})_4].$
- 6) $\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CdO} \rightarrow \text{CdBr}_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Cd}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2.$



16. Цинк растворили при нагревании в растворе гидроксида натрия. Через полученный раствор пропустили углекислый газ, в результате чего выпал осадок. Осадок отделили, а затем растворили в азотной кислоте. Полученный раствор выпарили, а затем кристаллы, образовавшиеся после выпаривания, прокалили. Одну часть полученного твердого остатка растворили в соляной кислоте, другую – в растворе гидроксида калия. Напишите уравнения данных реакций.

17. Оксид цинка растворили в серной кислоте. К полученному раствору добавили немного гидроксида натрия. Выпавший осадок белого цвета отделили и обработали избытком щелочи, при этом он полностью растворился с образованием бесцветного раствора. При постепенном добавлении к этому раствору азотной кислоты вновь образовался белый осадок того же состава. Напишите уравнений данных реакций.

18. Продукты взаимодействия кадмия и серы подвергли обжигу на открытом воздухе. Твердый остаток растворили в соляной кислоте. При добавлении к полученному раствору разбавленной щелочи выпал белый осадок, а при добавлении избытка концентрированной щелочи осадок не образовался. Напишите уравнения данных реакций.

19. Ртуть растворили в концентрированной азотной кислоте. К полученному раствору добавили гидроксид натрия. Образовавшийся осадок отфильтровали и прокалили. При охлаждении газообразных продуктов реакции образовались серебристые подвижные капли. Напишите уравнения данных реакций.

Знаете ли вы, что...

• Цинковые руды и ртуть известны людям с глубокой древности. Название цинка происходит от нем. *цинк* – белый металл. Кадмий получил своё название от греч. *cadmea* – цинковая руда. Ртуть получила название в честь планеты Меркурий (от лат. *hydrargyrum* – жидкое серебро).

- Число атомов цинка в теле человека составляет $2,2 \cdot 10^{22}$ (в одной человеческой клетке $2,2 \cdot 10^4$), кадмия – $1,6 \cdot 10^{20}$ (в одной человеческой клетке $1,6 \cdot 10^6$).

- При весе человека 70 кг в организме содержится от 0,0001 до 0,045 мг/кг ртути, до 3 г. цинка, который входит в состав более 200 ферментов: карбоангидраз, дегидрогеназ, фосфатаз, протеаз, пептиаз, инсулина и др. Физиология кадмия недостаточно изучена.

- Цинк – обязательная часть фермента крови, необходим для поддержания кожи в нормальном состоянии, роста волос и ногтей, а также при заживлении ран, поскольку играет важную роль в синтезе белков.

- Суточное поступление цинка в организм с продуктами питания составляет 13 мг, кадмия 0,15 мг, ртути 0,015 мг.

- Цинк – важный микроэлемент, его содержание в растениях составляет в среднем 0,003% (по массе). Он активизирует 30 ферментных систем в клетке.

- Основные источники поступления соединений кадмия в организм: овощи и печень; ртути – рис, капуста, мясо, морская рыба и морепродукты, а цинка – продукты растительного происхождения: овощи, орехи, хлебопродукты, кукуруза. Грибы. Продукты животного происхождения: говядина, печень, мясо, молоко, морские продукты (устрицы, моллюски, сельдь).

- Богаты цинком грибы (особенно ядовитые: панэолус, поплавок серый, говорушка светящаяся, весёлка обыкновенная, бледная поганка, мухомор белый, мухомор красный, шампиньон пёстрый, сыроежка рвотная, валуй, энтолома), лишайники, хвойные растения.

- Довольно много цинка содержится в яде змей (для защиты от собственного яда).

- Кадмий входит в состав особого белка, который связывает, транспортирует тяжёлые металлы в организме человека и участвует в их детоксикации.

- Кадмием богаты злаки, зерновые и листовые овощи, зверобой продырявленный, ландыш майский, наперстянка пурпурная, сушеница болотная, якорцы стелющиеся.

- Все растворимые в воде и разбавленных кислотах соединения кадмия токсичны. Порог токсичности для человека составляет 30 мкг в сутки. Накапливается кадмий в основном в печени, почках. Опасно вдыхание воздуха, содержащего «дым» оксида кадмия.

- Соединения ртути, как и сама ртуть высоко токсичны и ядовиты. Особенно опасна сулема HgCl_2 .

- Ртуть гремучая – $\text{Hg}(\text{CNO})_2 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$.

- Обманка цинковая – ZnS .

- Каломель – хлористая ртуть Hg_2Cl_2 применяется для изготовления гальванических электродов. Известно её противомикробное действие.

- Применение ртутных соединений в качестве лечебных средств началось в глубокой древности при лечении кожных заболеваний.

- Киноварь (киноверь, кеноварь, киноварец) как хорошая краска красного цвета была известна в России давно. О ней еще в начале XII в. писали: «Свет же святой несть яко огонь земной... яко киноварь». Киноварь – сульфид ртути HgS , кристаллы красного цвета, практически нерастворимые в воде. Она встречается в природе и получается искусственно добавлением ртути в расплавленную серу. На воздухе и под воздействием солнечного освещения красный сульфид ртути постепенно превращается в черный из-за выделения мельчайших капелек ртути. Поэтому киноварь применяли для стенной росписи только внутри зданий: «... а киноварем извне не писать, потому что почернеет» (XVII в.). Киноварь HgS главный минерал ртути, была одной из первых минеральных красок используемых человеком. Греческое слово «*кинна-барис*» переводится как «**кровь дракона**», название минерала связано с древней легендой о погибшем в горах драконе и пролитой им крови, превратившейся в опасный минерал красного цвета. Глыбы киновари из богатых месторождений действительно похожи на куски кровавого мяса.

- При разливе ртути, повреждении ртутного термометра необходимо собрать ртуть (скребком, щёткой или спринцовкой) в герметически закрывающуюся банку, контейнер; обработать место разлива раствором хлорного железа или засыпать порошком серы для образо-

вания сульфида, хорошо пол промести щёткой и затем промыть горячей мыльной жидкостью или раствором марганцовки. Сообщить в организацию по демеркуризации помещений и территорий.

- При обнаружении признаков отравления ртутью необходимо: промыть желудок водой с активированным углем, выпить стакан молока или взбитые сырые яйца с водой и обратиться к врачу.

- «Плавкий белый преципитат» и «неплавкий белый преципитат». Названия этих веществ произошли от латинского слова «преципитатум» – осадок. При пропускании аммиака NH_3 через водный раствор, содержащий хлорид ртути HgCl_2 и хлорид аммония NH_4Cl , выпадает белый кристаллический осадок, плавящийся при нагревании без разложения. Этому осадку алхимики дали название «плавкий белый преципитат»: $\text{HgCl}_2 + 2\text{NH}_3 = [\text{Hg}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2$. Современное название этого вещества – хлорид диамминртути(II). Если же аммиак вводить в водный раствор хлорида ртути при отсутствии хлорида аммония, то выпадает белый кристаллический осадок, темнеющий на воздухе, который алхимики называли «неплавкий белый преципитат»:

$\text{HgCl}_2 + 2\text{NH}_3 = \text{Hg}(\text{NH}_2)\text{Cl} + \text{NH}_4\text{Cl}$. Это вещество разлагается при нагревании, не плавясь, причем получают при разложении хлорид ртути(I), аммиак и азот: $6\text{Hg}(\text{NH}_2)\text{Cl} = 3\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 4\text{NH}_3 + \text{N}_2$.

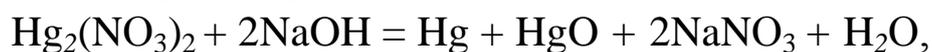
Современное название вещества с составом $\text{Hg}(\text{NH}_2)\text{Cl}$ – хлорид-амид ртути(II). Считают, что $\text{Hg}(\text{NH}_2)\text{Cl}$ ввел в медицину Парацельс. Хлорид-амид ртути применяют и до сих пор как антисептическое и противовоспалительное средство при заболеваниях кожи – в виде мазей и присыпок. Преципитатом еще называют фосфорное удобрение состава $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – дигидрат гидроортофосфата кальция.

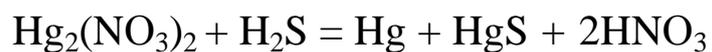
- Как бьется «ртутное сердце»! Если каплю ртути поместить на часовое стекло в водный раствор серной кислоты H_2SO_4 , содержащий небольшое количество дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, а потом прикоснуться к поверхности ртутной капли иглой, то капля ртути начнет пульсировать, попеременно прикасаясь к иголке и отходя от нее, принимая то сферическую, то плоскую форму. Такая пульсация может длиться долго; при этом кажется, что капля ртути напоминает живое сердце. На границе ртуть – раствор серной кислоты образуется

своеобразный микроконденсатор – двойной электрический слой, состоящий из ионов. Поверхность ртути получает электрический заряд, который придает капле более плоскую форму из-за взаимного отталкивания одноименно заряженных частиц. Прикосновение острия иглы снимает этот заряд, и капля становится сферической, отдаляясь при этом от острия иглы. Затем капля ртути снова приобретает заряд и, растекаясь, прикасается к игле. Заряд «стекает», капля принимает сферическую форму, и процесс снова повторяется.

- Способность жидкой ртути растворять другие металлы и образовывать сплавы – амальгамы – поражала воображение алхимиков и заставляла их делать фантастические выводы о свойствах этого вещества. Особенно этому способствовало то, что при образовании амальгамы даже желтые и красные металлы (например, медь Cu) приобретают серебристо-белый блеск. Как правило, амальгамы – это просто растворы других металлов в ртути, жидкие или твердые, но они иногда содержат и соединения металлов с ртутью строго определенного состава и с определенными свойствами. Не образуют амальгам только металлы, которые не смачиваются ртутью, – кобальт Co, марганец Mn, никель Ni, молибден Mo, рений Re и некоторые другие. Не существует и амальгамы железа Fe – поэтому ртуть можно перевозить в железных цистернах. Амальгамы были известны давно: так, зеркала в старину делали, покрывая стекло амальгамой олова Sn; золото издавна извлекали из бедных руд, обрабатывая их жидкой ртутью. Полученную амальгаму золота разлагали, испаряя ртуть, причем все растворенное золото оставалось в виде мельчайших кристалликов. Из амальгам серебра и меди делали зубные пломбы: амальгама серебра химически инертна и в обычных условиях является твердым веществом, но легко размягчается при нагревании.

- Бывает ли ртуть порошком? Ртуть может быть порошкообразной в том случае, если она состоит из мельчайших капелек, поверхность которых покрыта веществом, препятствующим слипанию. Так, при взаимодействии нитрата диртути $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ с гидроксидом натрия NaOH или сероводородом H_2S :





выделяющаяся ртуть образует черный порошок из-за присутствия в реакционной смеси оксида ртути HgO или сульфида ртути HgS.

• Можно ли из ртути получить золото? Считают, что золото и железо были первыми металлами, знакомыми человеку еще в каменном веке. Золото встречается в природе в самородном состоянии, а железо было металлом, «упавшим с неба», метеоритным железом. В Древнем Египте железо называли «бе-нипет», что означало в буквальном переводе «небесный металл». За три тысячелетия до нашей эры человечеству уже были известны семь металлов, получивших название «семь металлов древности»: золото Au, железо Fe, серебро Ag, медь Cu, свинец Pb, олово Sn и ртуть Hg. В IV в. до н. э. в Индии и Египте ртуть Hg и сера S были, по древним представлениям, как бы «родительской парой», порождавшей все металлы и минералы. Ртуть рассматривалась как символ металличности, как «душа металла» и «корень всех веществ». Поэтому ртуть называли в то время Меркурием по имени ближайшей к Солнцу – золоту – планеты Меркурий. Отсюда и произошло название сложных соединений ртути – меркураты (например, тетраиодомеркурат калия $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$). Уже в нашем столетии выяснилось, что природная ртуть и ртуть, получаемая из минерала киновари, сульфида ртути HgS, всегда содержит примесь золота в большем или меньшем количестве. Ртуть образует с золотом ряд соединений: Au_3Hg , Au_2Hg , AuHg_2 и др. Некоторые из этих соединений способны переходить вместе с ртутью в пар и затем в ее конденсат. Поэтому от примеси золота ртуть не освобождается даже после многократной повторной перегонки. Только при длительном электрическом разряде в парах ртути можно выделить на стенках реакционной трубки черный налет мелкодробленого золота. Это явление послужило причиной возрождения старой алхимической версии о возможности превращения ртути в золото. Увы, золото было только примесью в ртути. Золото Au в исчезающе малых количествах можно получить из ртути Hg только в ядерных реакциях, например, из радиоактивного изотопа ртути-197.

III. Общие свойства металлов и их получение

Вопросы для самостоятельной работы и обсуждения на занятиях

1. В каких группах и периодах периодической системы Д. И. Менделеева расположены металлы.
2. К каким электронным семействам относятся металлы. Сколько электронов находится на внешнем уровне у металлов.
3. Какой металл самый тугоплавкий и в связи с этим используется в светотехнике; где он применяется в быту?
4. Какой металл самый легкоплавкий и в связи с этим используется в физических приборах; какой из этих приборов можно встретить в быту?
5. Какой металл самый легкий из числа металлов, используемых в качестве конструкционных материалов?
6. В каком отношении сходны пары металлов и инертные газы? Ответ поясните, приведя примеры.
7. Можно ли нити накала электрических лампочек изготавливать из меди, а электрические провода, подводящие к ним ток, из вольфрама?
8. Какие металлы можно расплавить при температуре: а) кипящей воды, б) пламени свечи (около 800 °С), в) спиртовой лампы (около 1100 °С), г) примуса (около 1650 °С)? Материал для решения задачи найдите в периодической системе и справочнике.
9. Все металлы имеют цвет от белого до серого, за исключением нескольких общеизвестных металлов, одни из которых имеют красную, а другие желтую окраску. Назовите эти металлы.
10. Назовите три металла, не окисляющиеся на воздухе даже при прокаливании.
11. Масса платинового и серебряного тиглей при прокаливании на воздухе не изменяется, а железного и медного увеличивается. Чем объясняется разница?
12. Назовите те из известных вам металлов, которые: а) вытесняют водород из воды, б) не вытесняют водород из воды.

13. Один из видов латуни содержит 60% меди и 40% цинка и представляет собой в основном соединение меди с цинком. Напишите формулу этого соединения.

14. Сплав меди с алюминием представляет собой химическое соединение, содержащее 12,3% алюминия. Найдите формулу этого соединения.

15. Каково должно быть процентное содержание олова в его сплаве с медью, чтобы на каждый атом олова приходилось 5 атомов меди?

16. Так называемая философская шерсть алхимиков получается сжиганием металлического цинка. Что представляет собой эта «шерсть» с точки зрения химической?

17. Какие физические свойства представляются особенно ценными: а) у алюминия для электротехники, б) у титана для современной авиационной техники?

18. В соответствии с расположением меди в электрохимическом ряду напряжений, придумайте 3–4 способа получения сульфата меди. Напишите уравнения реакций.

19. Хлорную медь можно получить растворением предварительно обожженного на воздухе металла в соляной кислоте. Напишите уравнения реакций получения хлорной меди таким способом. Почему необходим предварительный обжиг металла?

20. При нагревании раствора хлорной меди с металлической медью получается хлорид меди, в котором медь одновалентна. Кто в этой реакции окисляется и кто восстанавливается?

21. Оксид меди(II) при прокаливании переходит в закись меди. Напишите уравнение реакции с обозначением электровалентности меди до и после прокалывания и укажите, кто при этом превращении отдает электроны и кто их присоединяет.

22. При 300 °С оксид серебра разлагается. Укажите, какой реагент при этом окисляется и какой восстанавливается.

23. При взаимодействии сульфата железа(III) с медью образуется сульфат железа(II) и сульфат меди. Составьте полное и сокращенное ионное уравнение этой реакции и укажите элемент отдающий и элемент присоединяющий электроны.

24. Какую кислоту – соляную или азотную – следует взять для растворения медносеребряного сплава?

25. Назовите те из известных вам металлов, которые получают в промышленности путем: а) восстановления оксидов, б) электролиза.

26. Назовите восстановители, применяемые при получении металлов.

27. Составьте уравнения реакций восстановления высшего оксида олова: а) углеродом, б) оксидом углерода.

28. Напишите уравнения реакций восстановления меди из оксида меди(I) и из оксида меди(II): а) углеродом, б) оксидом углерода(II).

29. Приведите уравнения реакций восстановления оксидом углерода(II): а) цинка из его оксида, б) галлия из его оксида.

30. Напишите уравнения реакций восстановления оксидом углерода: а) кадмия из его оксида, б) марганца из диоксида марганца.

31. Составьте уравнение реакции получения титана из его высшего оксида алюминотермическим путем.

32. Составьте уравнения реакций получения марганца алюминотермическим путем: а) из диоксида марганца, б) из оксида состава Mn_3O_4 .

33. Составьте уравнения реакций получения ванадия из его высшего оксида: а) алюминотермическим путем, б) силикотермическим путем (восстановитель – кремний).

34. Составьте уравнение реакции получения молибдена из его высшего оксида алюминотермическим путем.

35. При восстановлении хрома из оксида хрома Cr_2O_3 алюминотермическим путем к оксиду хрома для более энергичного протекания реакции добавляется некоторое количество более богатого кислородом соединения хрома – хромата калия K_2CrO_4 . Напишите уравнение реакции восстановления алюминием этого соединения, укажите, что получится при этой реакции в качестве шлака (вместо оксида алюминия). Составьте суммарное уравнение реакции.

36. Каким способом получают хром в промышленности. Составьте схемы реакций получения хрома различными методами.

37. Какие изменения происходят в структуре ионов металлов при их восстановлении из соединений?

38. Медный купорос обработали раствором соды. Осадок прокалили. Полученный после этого черный порошок нагрели с углем. Напишите уравнения реакций, которые при этом происходили.

39. Покажите при помощи уравнений реакций, как, имея в своем распоряжении медный купорос и другие необходимые реактивы, получить: а) голубой осадок, б) превратить голубой осадок в черный и из последнего получить синий раствор, в) из черного осадка получить красную медь, г) из синего раствора выделить красную медь.

40. Имеется кусочек медной проволоки. Как с помощью химических реакций превратить ее в тонкий медный порошок? Напишите уравнения реакций.

41. Будут ли изменяться на воздухе при прокаливании: а) оксид ртути, б) закись железа, в) платина, г) медь, д) оксид алюминия? Дайте обоснованный ответ и приведите в необходимых случаях уравнение реакции.

42. Можно ли растворить без остатка чугун в соляной кислоте? Ответ поясните.

43. В состав шихты доменной печи, кроме оксидов железа, входят обычно следующие оксиды: CaO , SiO_2 , MgO , Al_2O_3 . Какие из этих оксидов при сплавлении попарно могут дать соли? Приведите уравнения реакций.

44. Перечислите газообразные и твердые вещества, являющиеся в процессе выплавки чугуна из железной руды: а) восстановителями, б) окислителями.

45. В основе процесса удаления серы из чугуна лежит реакция между сульфидом железа и оксидом кальция. При этом получается соединение кальция, обладающее способностью при действии кислоты давать сероводород. Составьте уравнение реакции данного процесса.

46. Перечислите газообразные и твердые вещества, являющиеся в бессемеровском процессе получения стали; а) окислителями, б) восстановителями.

47. В мартеновском производстве «выжигание» примесей из чугуна идет в значительной степени при помощи закиси железа. Напишите уравнение реакции окисления кремния закисью железа.

48. Из руд, содержащих медь в виде сульфида меди Cu_2S , английским способом медь выплавлялась так: а) руда обжигалась при доступе воздуха до окисления сульфида меди в закись меди, б) обожженная руда смешивалась с вдвое меньшим количеством необожженной и смесь прокаливалась без доступа воздуха. Напишите уравнение реакций, в результате которых получилась медь, учтя, что сера переходит в SO_2 .

49. Как из металлического серебра получить: а) светло-желтый осадок, б) черный осадок, в) белые кристаллы, хорошо растворимые в воде, г) белые кристаллы, малорастворимые в воде? Ответ иллюстрируйте уравнениями реакции.

Электрохимический ряд напряжений

1. Руководствуясь следующими данными, расположите медь, ртуть, железо, цинк, серебро, водород в электрохимический ряд напряжений: а) медь вытесняет ртуть из растворов солей ртути, б) железо не вытесняет цинка, в) железо растворяется в кислотах с выделением водорода, г) медь не вытесняет водорода из кислот, д) серебро не вступает в химическую реакцию с растворами солей ртути.

2. Алхимики считали одним из доказательств возможности превращения одного металла в другой следующее наблюдение рудокопов, добывающих медные руды: их железные кирки при соприкосновении с рудничными водами с поверхности обмеднялись. Каково правильное объяснение этого явления? Напишите уравнения реакций в сокращенном и ионном виде.

3. Если в раствор нитрата серебра ввести каплю ртути, из нее вырастают блестящие металлические кристаллы. Объясните это явление и запишите химическую реакцию полным и сокращенным ионным уравнением.

4. Медные предметы после погружения в раствор соли ртути становятся «серебряными». Объясните это явление, запишите полное и сокращенное ионное уравнение. Ртуть здесь двухвалентна.

5. Между какими из попарно взятых веществ, формулы которых даны (электролит берется в виде водного раствора), произойдет хи-

мическая реакция: а) Cu и HCl, б) Cu и Hg(NO₃)₂, в) Zn и Pb(NO₃)₂?
Напишите уравнения реакций в ионной форме.

6. Между какими из попарно взятых веществ, формулы которых даны (электролит берется в виде водного раствора), произойдет химическая реакция: а) Cu и Ag₂SO₄, б) Fe и ZnCl₂, в) Ag и AuCl₃?

7. Между какими из попарно взятых веществ произойдет химическая реакция: а) Cd и H₂SO₄, б) Mg и HNO₃, в) Cu и FeSO₄? Напишите уравнения реакций в электронно-ионной форме.

8. Между какими из следующих попарно взятых веществ произойдет химическая реакция: а) Al и CuSO₄, б) Zn и MgCl₂, в) Fe и CuCl₂? Напишите уравнения реакций в ионной форме.

9. Между какими из следующих попарно взятых веществ произойдет химическая реакция: а) Ag и HF, б) Mg и Pb(NO₃)₂, в) Zn и HF? Напишите уравнения реакций в ионной форме.

10. Между какими из следующих попарно взятых веществ (электролит берется в виде водного раствора) произойдет химическая реакция: а) серебро и сульфат меди, б) цинк и нитрат серебра, в) магний и соляная кислота? Напишите уравнения реакций в ионной форме.

11. При пропускании водорода через раствор медной соли ничего не наблюдается, но если в раствор бросить пластинку платины, она покрывается красным налетом, а раствор обесцвечивается. Объясните это явление с учётом расположения металлов в электрохимическом ряду напряжений, и напишите уравнения реакций. Платина при этом не изменяется. Какую же она играет роль?

12. Назовите металлы, не вытесняющие из кислот водорода.

13. При погружении в раствор нитрата серебра одного металла, относящегося к I группе периодической системы элементов, раствор окрашивается в голубой цвет. О каком металле идет речь? Напишите уравнение реакции в ионной форме.

14. Один металл аналитически можно открыть следующим образом: каплю раствора его соли помещают на чистую медную пластинку. На пластинке появляется при этом серебристо-белое пятно, бесследно исчезающее при нагревании. Металл относится ко II группе

периодической системы элементов. О каком металле идет речь? Напишите уравнение реакции в ионной форме.

15. В средние века для получения хлорида цинка, хлорида серебра, хлорида золота соответствующий металл «растворяли» либо в соляной кислоте, либо в царской водке (смеси соляной и азотной кислот). Для получения каких из перечисленных солей применялась соляная кислота, а для каких – царская водка?

16. В соответствии с положением металлов в электрохимическом ряду напряжений, укажите, что будет наблюдаться при добавлении цинка к раствору, содержащему сульфат алюминия и сульфат меди. Приведите уравнение реакции в ионной форме.

17. Можно ли сохранять раствор медного купороса:

а) в оцинкованных,

б) в луженых (покрытых слоем олова) ведрах?

18. Бордосская жидкость (средство борьбы с возбудителями болезней сельскохозяйственных культур), получаемая добавлением раствора медного купороса к известковому молоку, не должна содержать непрореагировавшего медного купороса. Как проще всего это проверить?

19. Почему при приготовлении бордосской жидкости не следует пользоваться железной мешалкой?

20. Из медно-серебряного сплава нужно получить чистое серебро и чистую медь. Для этого сплав растворяют в азотной кислоте и избыток азотной кислоты нейтрализуют едким натром. Как поступать дальше, чтобы выделить сначала чистое серебро, а затем из оставшегося раствора получить чистую медь? Напишите соответствующие уравнения реакций в ионной форме.

21. Один из способов очистки ртути от примеси металлов (например, цинка и олова) заключается в том, что ее взбалтывают с раствором сульфата ртути HgSO_4 . На чем основан этот способ очистки?

22. Цинк, поступающий в продажу, содержит (наряду с другими примесями) медь и свинец. Чтобы получить из него чистый сульфат цинка, не содержащий примеси солей этих металлов, его обрабатывают недостаточным количеством кислоты, чтобы не весь цинк пе-

решел в раствор. Объясните, почему приходится прибегать к такому способу.

23. Имеется раствор железного купороса с примесью медного купороса. Каким простым способом можно получить из него раствор железного купороса без примеси медного купороса из раствора после первой добавки железа, после второй и т.д.? Напишите уравнения происходящих реакций в ионной форме.

24. Найдите в электрохимическом ряду напряжений металл по следующим признакам: а) он не вытесняет водород из растворов кислот, б) он вытесняет ртуть из растворов ее солей.

25. На рисунке 6 изображена схема гальванического элемента. В нем ничего не происходит, пока проволочки *A* и *B* разъединены. Но если концы проволочек соединить, наблюдаются следующие явления: а) на поверхности серебряной пластинки выделяется металлическая медь (хотя серебряная пластинка не изменяется), б) цинковая пластинка «растворяется», т.е. атомы цинка превращаются в ионы, в) в проволочке появляется электрический ток, т.е. движение электронов (в каком направлении?), г) в трубочке с раствором хлорида натрия ионы хлора начинают перемещаться (в каком направлении?). Изобразите электронно-ионными уравнениями происходящие химические реакции. Что изменится, если в левом сосуде серебряную пластинку заменить золотой? медной? угольной?

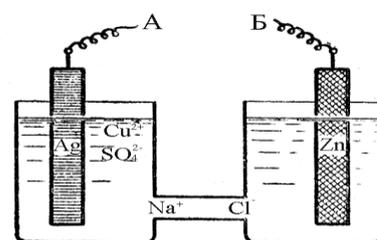


Рис. 6

Что изменится, если в правом сосуде цинковую пластинку заменить железной? алюминиевой? золотой?

26. На рисунке 7 изображена схема гальванического элемента. В нем ничего не происходит, пока проволочки *A* и *B* разъединены. Но если концы проволочек соединить, наблюдаются следующие явления: а) на поверхности золотой пластинки выделяется металлическое серебро, б) раствор в левом сосуде начинает окрашиваться в голубой цвет, в) по проволочкам перемещаются электроны (в каком направлении?). Изобразите происходящие реакции электронно-ионными уравнениями.

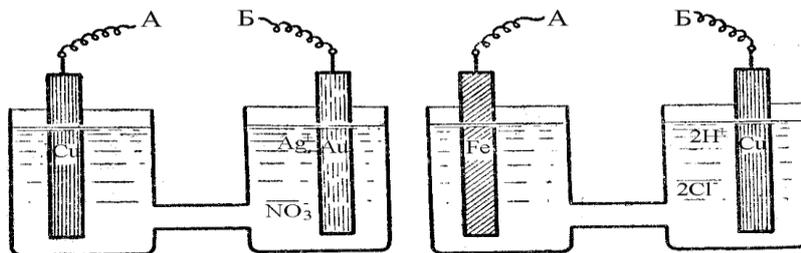


Рис. 7

Рис. 8

27. На рисунке 8 изображена схема гальванического элемента. В нем ничего не происходит, пока проволочки *A* и *B* разъединены. Но если концы проволочек соединить, наблюдаются следующие явления: а) на поверхности медной пластинки пузырьками выделяется свободный водород, б) по проволочкам перемещаются электроны (в каком направлении?), в) железо в левом сосуде растворяется – его атомы превращаются в ионы. Изобразите происходящие реакции электронно-ионными уравнениями.

Задания для самостоятельной работы

1. Наиболее распространенной рудой, из которой получается хром, является хромистый железняк FeCr_2O_4 . Составьте уравнения реакций получения хрома.

2. Сплав меди с алюминием обработали избытком раствора щелочи, остаток промыли, растворили в азотной кислоте, раствор выпарили, остаток прокалили. Составьте схему уравнений реакций данных превращений.

3. Руды алюминия, являющиеся его водными оксидами, имеют следующий состав: а) гидраргиллит – 65,3% оксида алюминия, 34,7% воды, б) диаспор – 85% оксида алюминия и 15% воды. Напишите химические формулы этих составов.

4. Составьте схему получения криолита из плавиковой кислоты гидроксида алюминия и едкого натра.

5. Одна из полиметаллических руд имеет следующий состав: цинка – 30%, свинца – 18%, серебра – 0,003%, меди – 1,5%. Эти металлы в руде находятся в виде соединений с серой, в которых цинк и свинец двухвалентны, а медь и серебро одновалентны. Напишите формулу полиметаллической руды данного состава.

6. В раствор, содержащий следующие соли: сульфат серебра, сульфат цинка, сульфат ртути HgSO_4 , сульфат алюминия, сульфат меди и сульфат железа, – вводится одинаковыми порциями металлическое железо. После каждой добавки железа раствор тщательно встряхивается. Какой металл выделится из раствора после первой добавки железа, после второй добавки и т.д.? Напишите уравнения происходящих реакций в ионной форме.

7. В раствор, содержащий соли нитрата серебра, нитрата цинка, нитрата ртути $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, нитрата алюминия, нитрата меди и нитрата железа, вводится одинаковыми порциями металлическое железо. После каждой добавки железа раствор тщательно встряхивают. Какой металл выделится из раствора после добавки железа? Напишите уравнения происходящих реакций в ионной форме.

Знаете ли вы, что...

- В электротехнике для производства ламп накаливания используют металлическую нить из вольфрама, поскольку этот металл обладает наибольшей температурой плавления $3380\text{ }^\circ\text{C}$.

- Самым распространённым металлом в земной коре является алюминий, содержание его составляет 8,8% по массе.

- Самый тяжёлый элемент является осмий (плотность $22,5\text{ г/см}^3$), самый лёгкий элемент литий (плотность $0,53\text{ г/см}^3$ – почти вдвое легче воды), самый тугоплавкий вольфрам ($T_{\text{пл}} = 3380\text{ }^\circ\text{C}$), самый легкоплавкий металл ртуть ($T_{\text{пл}} = -38,9\text{ }^\circ\text{C}$),

- Наибольшей температурой плавления из хлоридов щелочных металлов обладает хлорид натрия ($T_{\text{пл}} = 801\text{ }^\circ\text{C}$), а наименьшей хлорид лития ($T_{\text{пл}} = 614\text{ }^\circ\text{C}$). По мере перехода от фторидов к иодидам наблюдается общая тенденция к уменьшению температур плавления галогенидов щелочных металлов. Уменьшение температур плавления галогенидов щелочных металлов от фторидов к иодидам связано с уменьшением прочности этих соединений, которая зависит в частности, от расстояния между ионами в кристаллической решётке: чем оно больше, тем прочность меньше.

- Из щелочных металлов непосредственно взаимодействует с азотом и наибольшую тенденцию к образованию ковалентных связей проявляет литий.

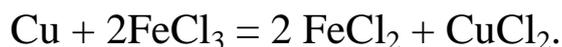
- Из числа металлов: медь, марганец, никель, цинк самым сильно-магнитным веществом является никель, немагнитным является медь.

- Наиболее термически устойчивой модификацией железа является пиррофорное железо, каким методом можно получить пиррофорное железо.

- Из металлов Fe, Ni, Ag, Pt в порошкообразном состоянии не поглощает водород только серебро

- При горении железа в кислороде образуется железная окалина:
 $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4$.

- При взаимодействии меди с раствором хлорида железа(III) выделения свободного металла не будет, так как образуются соли данных металлов:



- Широко известное железоорганическое соединение ферроцен, имеющее формулу $\text{Fe}(\text{C}_5\text{H}_5)_2$ при сгорании в кислороде образует: H_2O , CO , Fe_3O_4 .

- В Ферганской долине была найдена руда, из которой получили сурьму, ранее ввозимую в нашу страну из-за рубежа. Учёные Киргизии получили сурьму такой чистоты, что на Всемирной выставке в Брюсселе она была признана лучшим металлом в мире и утверждена международным эталоном.

- В электротехнике из физико-химических свойств меди и алюминия (теплопроводность, ковкость, пластичность, электрическая проводимость) наиболее значимой является электрическая проводимость.

- В современном авиастроении наиболее значимым свойством в применении титана является коррозионная стойкость и прочность из таких свойств, как: теплопроводность, электрическая проводимость, прочность, коррозионная стойкость, немагнитность, высокое сродство к кислороду.

- Для получения металлов из их оксидов в промышленности в качестве восстановителей используют Al, C, CO, H_2 .

- Магний высокой степени чистоты в промышленности получают электролитическим разложением расплава $MgCl_2$.

- В порошковой металлургии порошок железа получают разложением пентакарбонила железа.

- Бекетов Николай Николаевич, академик Петербургской Академии наук открыл способность алюминия восстанавливать металлы из их оксидов, тем самым положил начало алюмотермии (1865 г.).

- На нефтеперерабатывающих заводах давно замечали образование красного кристаллического налета в железных трубопроводах, когда по ним при высокой температуре пропускали продукты перегонки нефти, содержащие циклопентадиен C_5H_6 . Инженеры лишь досадовали на необходимость дополнительной очистки трубопроводов. Один из наиболее любознательных инженеров проанализировал красные кристаллы и установил, что они представляют собой новое химическое соединение $[Fe(C_5H_5)_2]$, которому дали тривиальное название ферроцен, химическое же название этого вещества – бисциклопентадиенил железо(II). Стала понятной и причина коррозии железных труб на заводе. Ее вызывала реакция $2C_5H_6 + Fe = [Fe(C_5H_5)_2] + H_2$.

- Одним из металлургов уже в нашем столетии был получен сплав алюминия с 22% цинка, названный им цинкалем. Для изучения механических свойств цинкаля металлург изготовил из него пластинку и вскоре забыл о ней, занимаясь получением других сплавов. Во время одного из опытов, чтобы защитить лицо от теплового излучения горелки, он отгородил ее оказавшейся под рукой пластинкой цинкаля. По окончании работы металлург с удивлением обнаружил, что пластинка удлинилась более чем в 20 раз без каких-либо признаков разрушения. Так была открыта группа сверхпластичных сплавов. Температура сверхпластичной деформации цинкаля оказалась равной $250\text{ }^\circ\text{C}$, много меньше температуры плавления. При $250\text{ }^\circ\text{C}$ пластинка цинкаля под действием силы тяжести начинает буквально течь, не переходя в жидкое состояние. Исследования показали, что сверхпластичные сплавы образованы очень мелкими зернами. При нагревании под очень небольшой нагрузкой пластинка удлиняется из-за увеличе-

ния числа зерен вдоль направления растяжения при одновременном уменьшении числа зерен в поперечном направлении.

- Французский физик Беккерель занимался изучением свечения некоторых кристаллов, называемых фосфорами, в темноте после их предварительного облучения солнечным светом. У Беккереля была большая коллекция фосфоров, и среди них – сульфат уранила-калия $K_2(UO_2)(SO_4)_2$. После открытия рентгеновских лучей Беккерель решил выяснить, не испускают ли его фосфоры эти лучи вызывающие почернение фотопластинки, закрытой черной светонепроницаемой бумагой. Он заворачивал фотопластинку в такую бумагу, а сверху клал тот или иной фосфор, предварительно выдержанный на солнце. Однажды в 1896 г. в пасмурные дни Беккерель, не выдержав на солнце сульфат уранила-калия, положил его на завернутую пластинку в ожидании солнечной погоды. Почему-то он решил проявить эту фотопластинку и обнаружил на ней очертания лежавшего кристалла. Стало ясно, что проникающее излучение соли урана U никак не связано со свечением фосфоров, что оно существует независимо ни от чего. Так была обнаружена естественная радиоактивность соединений урана, а затем и тория. Наблюдения Беккереля послужили для Пьера Кюри и Марии Складовской – Кюри основанием для поиска в минералах урана новых, более радиоактивных химических элементов. Найденные ими полоний и радий оказались продуктами радиоактивного распада атомов урана.

- Это событие произошло более 3000 лет тому назад. Прославленный греческий художник Никий ожидал прибытия заказанных им белил с острова Родос в Средиземном море. Корабль с красками прибыл в афинский порт Пирей, но там неожиданно вспыхнул пожар. Пламя охватило и корабль Никия. Когда пожар погасили, расстроенный Никий подошел к останкам корабля, среди которых увидел обгоревшие бочки. Вместо белил он обнаружил под слоем угля и золы какое-то ярко-красное вещество. Пробы Никия показали, что это вещество – превосходная красная краска. Так пожар в порту Пирей подсказал путь изготовления новой краски, названной впоследствии сури-

ком. Для ее получения стали прокаливать белила или основной карбонат свинца на воздухе:



Сурик – это тетраоксид свинца(IV)-дисвинца(II).

- Первым золотодобывающим государством в мире за 4000 лет до н. э. стал Египет. Золотые рудники Египта находились в гористой местности между Красным морем и Нилом – в Нубии. Многие считают, что само название «Нубия» происходит от древнеегипетского слова «нуб» – золото. Фараоны Египта действительно владели большими запасами золота. Количество золота, добытого в самом Египте и в Нубии с 4200 г. до н. э. до 50 г. до н. э., составило около 3200 т. В частности, при фараоне Тутмосе III (1501–1447 гг. до н. э.) ежегодная добыча золота доходила до 50 т.

- Русская золотодобывающая промышленность берет свое начало с 1745 г., когда крестьянин Ерофей Марков нашел рудное золото на Урале. В 1747 г. около места находки начал работать первый золотой рудник России. Вначале его называли Пышминским, или Первоначальным, а с 1752 г. – Березовским. В 1800 г. на Березовском руднике добыто около 256 кг золота. Основная часть золота России добывается не из золотых руд, а из россыпных месторождений. Россыпное золото образовалось в результате выветривания золотоносных горных пород и вынесения продуктов выветривания в русла рек. Россыпные месторождения сначала нашли на Урале, а затем в 1827–1830 гг. купец Андрей Попов обнаружил золотые россыпи в Томской губернии, в Красноярском и Минусинском округах. Позднее россыпное золото было найдено в районах рек Верхней Тунгуски, Енисея, Лены и в Забайкалье. В 1869 г. в этих местах уже действовало 529 частных приисков со средней добычей золота на каждом из них около трех пудов в год. В целом же по России в 1869 г. было добыто 23,3 т золота. С 1752 по 1917 гг. золотые прииски России выдали свыше 2800 т золота, или более 12% всей мировой добычи за этот период.

Но кроме них в земной коре, гидросфере и атмосфере присутствуют исчезающе малые количества радиоактивных элементов,

- Некоторые исследователи считают, что уран способствует усвоению живым организмом калия, фосфора и азота – важнейших жизненных элементов. Был проведен такой опыт. Крыс в течение года подкармливали очень небольшими дозами урановых солей. Содержание урана в организме крыс оставалось практически неизменным. Никаких вредных последствий не наблюдалось, между тем масса животных увеличилась почти в два раза по сравнению с массой контрольных крыс, не получавших соли урана.

IV. Комплексные соединения

Вопросы для самостоятельной работы и обсуждения на занятиях

1. По каким признакам из всех химических веществ выделяют комплексные (координационные) соединения?
2. Чем двойные соли отличаются от комплексных соединений?
3. Определите степень окисления иона-комплексобразователя и его координационное число в соединениях $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Br}_2]\text{Cl}_2$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$, $[\text{Cr}(\text{CO})_6]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Какой заряд имеют комплексные частицы в этих соединениях?
4. Какие из перечисленных молекул и ионов могут быть лигандами, а какие – нет: NH_3 , CO , CH_4 , H_2O , SF_6 , Cl^- , SiF_6^{2-} , SCN^- , OH^- , F_2 ? Почему?
5. Какой атом (или атомы) в составе лигандов NH_3 , OH^- , NCS^- , NO_2^- , $\text{H}_2\text{NCH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$, $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, H_2O может быть донором?
6. Что такое дентантность лиганда? Какие из перечисленных лигандов могут быть бидентантными: $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, NCS^- , NO_2^- , $\text{H}_2\text{NH}_2\text{C}-\text{CH}_2\text{NH}_2$?
7. Чему равно координационное число в комплексе $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$?
8. Какие комплексные частицы называют хелатными? Полиядерными?
9. Какие типы изомерии характерны для комплексных соединений?
10. Какие варианты геометрического строения комплексных частиц с координационным числом 2, 4 и 6 встречаются чаще всего?
11. Комплексная частица **октаэдрического строения** имеет состав $[\text{MA}_4\text{B}_2]$, где М – комплексобразователь, А и В – лиганды. Сколько геометрических изомеров может быть у этой частицы?
12. Комплексная частица **тетраэдрического строения** имеет состав $[\text{MA}_2\text{B}_2]$, где М – комплексобразователь, А и В – лиганды. Сколько геометрических изомеров может быть у этой частицы?
13. Процесс образования комплекса характеризуют константами двух типов – ступенчатые константы и константы устойчивости. Как

эти константы связаны друг с другом (например, как связаны константа устойчивости (комплекса $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ и ступенчатые константы K_1 и K_2 его образования)?

14. Имеются 0,1 М растворы $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ и $\text{K}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$. В каком из растворов меньше концентрация ионов комплексообразователя?

15. Как можно объяснить более высокую устойчивость комплекса меди(II) с этилендиамином $[\text{Cu}(\text{en})_2]^{2+}$ по сравнению с ее аммиачным комплексом $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$? Почему замена аммиака на этилендиамин в комплексах серебра (1) не приводит к такому эффекту?

16. Какие орбитали ионов переходных металлов (комплексообразователей) участвуют в образовании химической связи в комплексных соединениях?

17. Как с помощью метода электронных пар можно объяснить, почему одни комплексные частицы с координационным числом 4 имеют тетраэдрическое строение, а другие – квадратное? В каких частицах – тетраэдрических или квадратных – у комплексообразователя может быть больше неспаренных электронов?

18. Какие d-орбитали ионов переходных металлов, согласно методу ЛКАО – МО, могут участвовать в образовании координационных σ -связей в октаэдрических комплексах?

19. Что такое энергия расщепления Δ ? Как называют ряд, в котором лиганды перечислены в порядке уменьшения вызываемой ими энергии расщепления?

20. Какие лиганды называют лигандами слабого поля при описании химической связи в комплексах методом молекулярных орбиталей? Лигандами сильного поля?

21. Какой комплекс кобальта(III) – $[\text{CoF}_6]^{3-}$ или $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{2-}$ – будет высокоспиновым, а какой низкоспиновым? Какой диамагнитным, а какой – парамагнитным? Как эти свойства можно объяснить методом электронных пар? Методом ЛКАО–МО?

22. Безводный хлорид кобальта(II) синий, а кристаллогидрат $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – розовый; безводный хлорид никеля(II) желтый, а кри-

сталлогидрат $\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – зеленый. Объясните, почему цвет безводных солей отличается от цвета их кристаллогидратов.

23. Хлорид хрома(III) образует два кристаллогидрата, имеющих одинаковый состав. – $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, – но разный цвет (фиолетовый и зеленый). Чем можно объяснить различие цвета кристаллогидратов?

24. Можно ли утверждать, что лиганды сильного поля образуют более устойчивые комплексы, чем лиганды слабого поля?

25. Применимы ли понятия «высокоспиновый комплекс» и «низкоспиновый комплекс» к координационным частицам, в которых комплексообразователь имеет электронную конфигурацию: а) d^2 ; б) d^4 ; в) d^6 ; г) d^8 ?

26. Объясните, почему октаэдрические комплексы ванадия(III) с различными лигандами имеют одинаковое число неспаренных электронов и один и тот же магнитный момент, а октаэдрические комплексы кобальта(III) – нет.

27. Большинство комплексов, образованных ионами Cr^{3+} , Co^{3+} и Ni^{2+} , окрашены, а большинство комплексов, образованных ионами Ag^+ , Zn^{2+} и Sc^{3+} , бесцветны. Объясните, почему.

28. Какие комплексы называют лабильными, а какие инертными?

29. Объясните, почему ион Co^{3+} неустойчив в водной среде, а ион $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ устойчив.

30. Можно ли по значениям электродных потенциалов следующих процессов:



определить, какой из комплексных ионов – $[\text{AgBr}_2]^-$ или $[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$ – более устойчив (т.е. имеет большую константу устойчивости)?

31. Почему вода в составе аквакомплексов проявляет более сильные кислотные свойства, чем вода-растворитель?

32. Какой аквакомплекс – $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ или $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ является более сильной кислотой Бренстеда? Почему?

33. Почему осадок $\text{Zn}(\text{OH})_2$ растворяется в концентрированном растворе аммиака, а осадок ZnS – нет?

34. Объясните, почему растворимость AgCl при добавлении к его насыщенному раствору хлорида натрия сначала уменьшается, а затем возрастает и в 1 М растворе NaCl оказывается больше, чем в чистой воде.

35. Многие ферменты являются координационными соединениями, образованными ионами переходных металлов с молекулами белков. Какие атомы и группы атомов в составе белковых молекул могут образовывать связи с этими ионами?

Задачи для самостоятельной работы

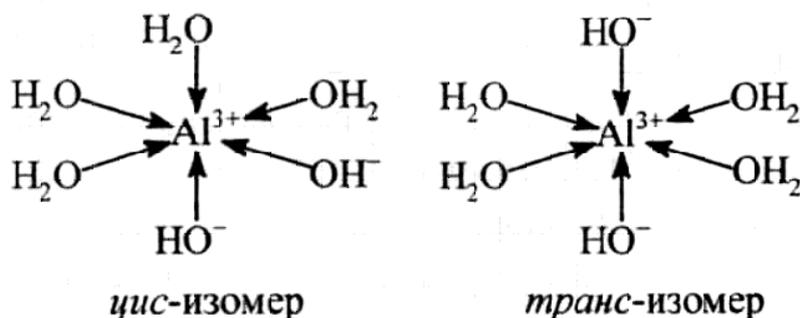
1. Напишите химические формулы:

- 1) тетрацианокупрата(II) калия,
- 2) хлорида дихлоротетраамминплатины(IV) .

Укажите комплексообразователь, его заряд, координационное число, лиганды и заряд комплексной частицы.

2. Определите заряд комплексной частицы и степень окисления атома кобальта в составе комплексной соли $\text{K}[\text{Co}(\text{CN})_4(\text{NH}_3)_2]$.

3. Какое отличие имеет цис-изомер от транс-изомера у комплексного иона $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]^-$?



4. Напишите формулы всех ионизационных изомеров комплексной соли, общий состав которой отвечает формуле $\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2(\text{NO}_2)$, если координационное число кобальта равно шести.

5. Какие изомеры могут быть у комплексной частицы, образованной из иона Co^{3+} , пяти молекул NH_3 и нитрит-иона?

6. Назовите соединения, укажите комплексную частицу, ее заряд, комплексообразователь, его степень окисления, координационное число в следующих комплексных соединениях:

- 1) $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4$
- 2) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$
- 3) $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$
- 4) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$
- 5) $\text{K}_2[\text{Co}(\text{NO}_3)_4]$
- 6) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$
- 7) $\text{K}[\text{Ag}(\text{SCN})_2]$
- 8) $[\text{Pt}(\text{CO})_2\text{Cl}_2]$
- 9) $[\text{W}(\text{CO})_6]$
- 10) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_3$

7. Напишите формулу комплексного соединения:

- 1) дицианоаурат(1) калия.
- 2) хлорид дихлоротетраамминхрома(III).
- 3) гексанитрокобальтат(II) калия.
- 4) тетракарбонилникель.
- 5) сульфат тетраамминмеди(II).
- 6) нитрат хлоронитротетраамминкобальта(III).
- 7) трихлороамминоплатинат(II) калия.
- 8) дицианоаргентат(1) динитротетраамминиридия(III).
- 9) тетрахлороаурат(III) натрия.
- 10) хлорид гексаамминкобальта(III).

8. Изобразите геометрические изомеры комплексной молекулы $[\text{Pt}(\text{CO})_2\text{Cl}_2]$, имеющей плоско-квадратное строение.

9. Какие из перечисленных октаэдрических комплексов могут иметь геометрические изомеры: пентааммингидроксохром(III), тетрааквадихлорохром(III), триамминтриаквахром(III);

10. Изобразите структурные формулы изомеров: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^+$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{NO}_2)_3]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{2+}$?

11. Сколько ионизационных изомеров может быть у комплексной соли, общий состав которой описывается формулой $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$, если координационное число кобальта равно шести? Напишите формулы комплексных частиц.

12. Напишите формулы координационных изомеров комплексной соли, имеющей общий состав $\text{AgCu}(\text{NH}_3)_2(\text{CN})_2$.

13. Какие типы изомерии возможны для иона $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{NO}_2)_2]^+$? Изобразите структурные формулы изомеров.

14. Напишите уравнения процессов, происходящих при растворении комплексной соли $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$ в воде.

15. Напишите уравнения реакций, последовательно протекающих:

1) при добавлении к раствору FeSO_4 избытка раствора KCN .

2) при добавлении к раствору FeCl_3 избытка раствора NaF .

3) при добавлении к раствору FeCl_3 избытка раствора NH_4SCN .

Запишите константы равновесия для каждой из этих реакций.

16. Напишите уравнения процессов, протекающих при растворении в воде следующих комплексных соединений:

1) $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$.

2) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

3) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$.

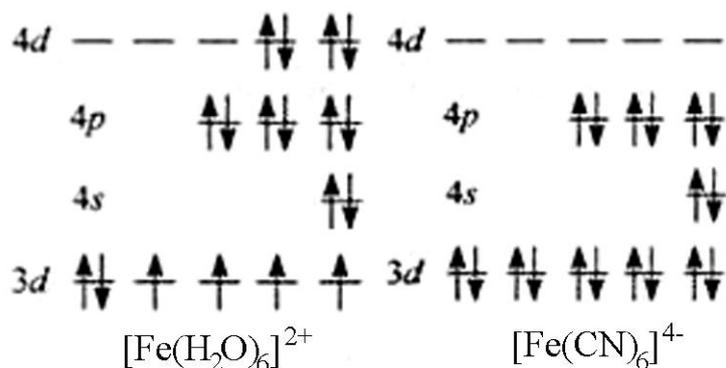
17. Сделайте характеристику спектрохимического ряда лигандов, на примерах комплексных соединений:



лиганды сильного поля

лиганды слабого поля

18. Используя метод электронных пар, объясните, почему комплекс $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ является парамагнитным, а комплекс $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ – диамагнитным:



Свободный ион Fe^{2+} имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$, при этом четыре $3d$ -электрона у него остаются неспаренными. Молекулы воды слабо взаимодействуют с орбиталями комплексообразователя и не оказывают влияния на распределение

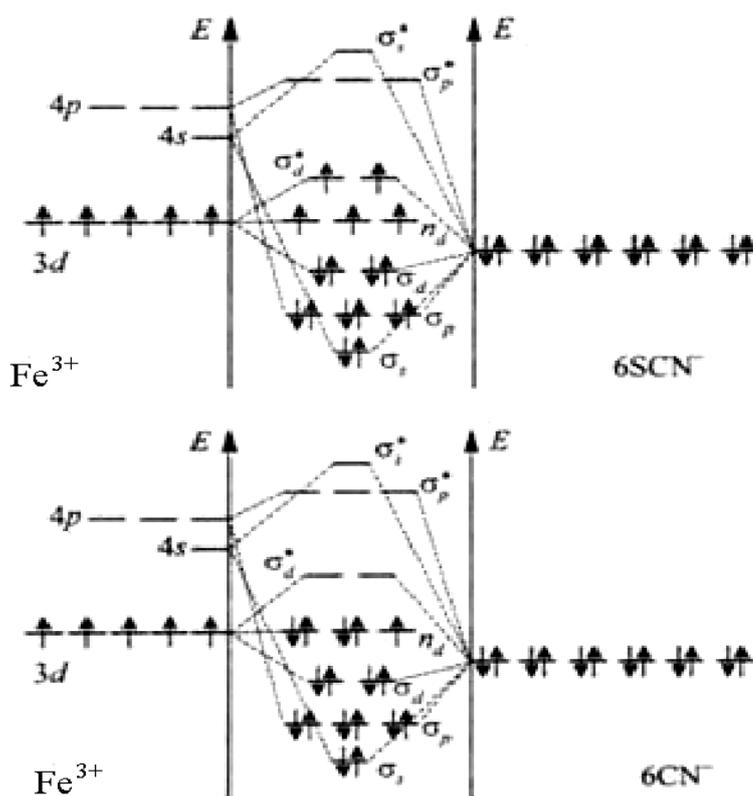
электронов по этим орбиталям. Поэтому в аквакомплексе $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ сохраняются неспаренные электроны, а соли, содержащие этот ион, являются парамагнитными. Цианид-ионы – лиганды сильного поля, под их влиянием все 3d-электроны иона Fe^{2+} располагаются на орбиталях попарно. Неспаренных электронов в частице $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ не остается, а соли, содержащие такой ион, диамагнитны.

19. Изобразите энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей ионов $[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$ и $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$. Какие это комплексы: высокоспиновые или низкоспиновые?

Тиоцианат-ион SCN^- является лигандом слабого поля, поэтому энергия расщепления Δ невелика, и оставшиеся 5 электронов в соответствии с правилом Хунда располагаются по одному на пяти n_d - и σ_d^* -орбиталях, как изображено на рисунке сверху.

Цианид-ион CN^- лиганд сильного поля. Энергия расщепления Δ в цианид-ном комплексе больше, чем в тиоцианатном, поэтому оставшиеся 5 электронов располагаются только на n_d -орбиталях, как изображено на рисунке внизу.

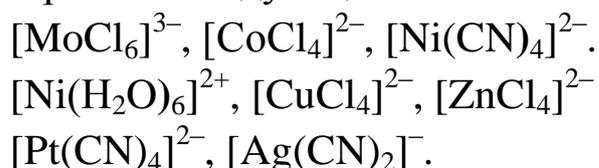
Комплекс $[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$ с пятью неспаренными электронами является высокоспиновым, а комплекс $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ с одним неспаренным электроном – низкоспиновым.



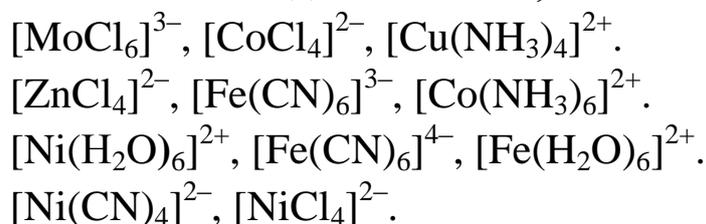
20. Запишите электронную конфигурацию комплексообразователя в комплексных соединениях:

- | | |
|--------------------------------|-------------------------------|
| 1) $K_3[Fe(CN)_6]$ | 4) $[Ag(NH_3)_2]Cl$. |
| 2) $Ni(H_2O)_6]Br_2$ | 5) $[Cr(H_2O)_4(NO_2)_2]Cl$. |
| 3) $[(NH_4)_2[Fe(H_2O)_2Cl_4]$ | 6) $H_3[TaF_8]$. |

21. Используя метод электронных пар, предскажите геометрическое строение следующих комплексных ионов:



22. Используя метод электронных пар, определите, какие из комплексных ионов диамагнитны, а какие парамагнитны:

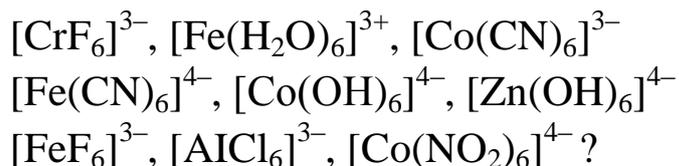


23. Постройте энергетические диаграммы МО комплексных ионов:

- | | |
|------------------------|--------------------------|
| 1) $[Fe(CN)_6]^{3-}$ | 6) $[FeF_6]^{3-}$. |
| 2) $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ | 7) $[Co(NO_2)_6]^{4-}$. |
| 3) $[MnF_6]^{3-}$ | 8) $[Mn(CN)_6]^{3-}$. |
| 4) $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$ | 9) $[Mn(CN)_6]^{4-}$. |
| 5) $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$ | [10] $Co(CN)_6]^{3-}$. |

Какие из них диамагнитны, а какие – парамагнитны?

24. Какие из перечисленных комплексных частиц высокоспиновые, какие – низкоспиновые, а к каким эти понятия неприменимы:

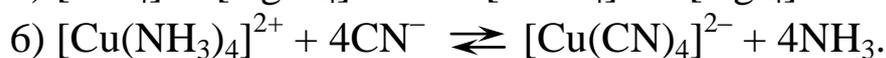
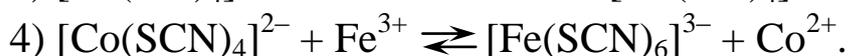
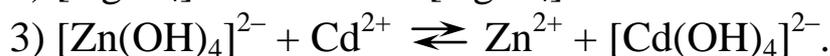
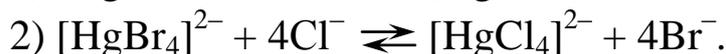
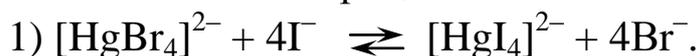


25. Постройте энергетические диаграммы МО комплексов $[Pt(NH_3)_6]^{4+}$ и $[Fe(NH_3)_6]^{2+}$, учитывая, что первый является диамагнит-

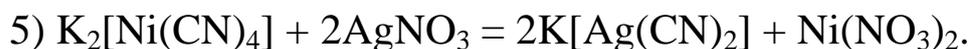
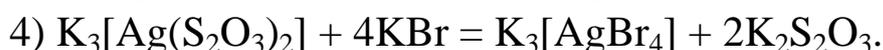
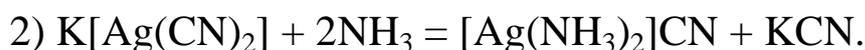
ным, а второй – парамагнитным. Лигандами какого поля – сильного или слабого – являются молекулы аммиака в этих комплексах?

26. Растворы, содержащие аквакомплексы $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, имеют сине-зеленый цвет, а растворы, содержащие ионы $[\text{Rh}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ – желтый цвет. В каком из этих комплексов больше энергия расщепления Δ ?

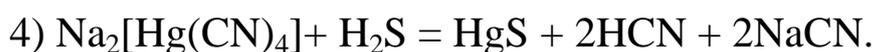
27. Запишите выражение для константы равновесия нижеприведенного химического процесса:



28. Определите, возможно ли при стандартных состояниях реагентов и продуктов реакции протекание в растворе данных процессов:



29. Определите, в каком направлении смещено равновесие протекающей в растворе реакции при стандартных состояниях реагентов и продуктов реакции:



ЛИТЕРАТУРА

1. Зайцев, О. С. Задачи, упражнения и вопросы по химии / О. С. Зайцев. – М., 1996. – 431 с.
2. Неорганическая химия. Химия элементов: Учебник для вузов: в 2-х книгах / Ю. Д. Третьяков, Л. И. Мартыненко, А. Н. Григорьев, А. Ю. Цивадзе. – М., 2001. – 472 с.
3. Тамм, М. Е. Неорганическая химия. В 3-х томах Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для вузов. Кн. 1. / М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков. – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 240 с.
4. Неорганическая химия. в 3-х томах / Под ред. Ю. Д. Третьякова. Т. 2: Химия непереходных элементов: Учебник для вузов / А. А. Дроздов, В. П. Зломанов, Г. Н. Мазо, Ф. М. Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 368 с.
5. Неорганическая химия. в 3-х томах / Под ред. Ю. Д. Третьякова. Кн. 3–1: Химия переходных элементов: Учебник для вузов / А. А. Дроздов, В. П. Зломанов, Г. Н. Мазо, Ф. М. Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007. – 352 с.
6. Неорганическая химия. В 3-х томах / Под ред. Ю. Д. Третьякова. Кн. 3–2: Химия переходных элементов: Учебник для вузов / А. А. Дроздов, В. П. Зломанов, Г. Н. Мазо, Ф. М. Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007. – 400 с.
7. Коттон, Ф. Современная неорганическая химия в 3 т. / Ф. Коттон, Дж. Уилкинсон. – М.: Мир, 1969. – Ч. 1. 224 с.; Ч. 2. 496 с.; Ч. 3. 596 с.
8. Химия: Справочные материалы / Под ред. Ю. Д. Третьякова. – М.: Просвещение, 1989. – 224 с.
9. Штраусс, С. Решебник к учебнику «Неорганическая химия» / С. Штраусс, Д. Шрайвера, П. Эткинса. / Пер. с англ. А. И. Жирова. – М.: Мир, 2004. – 271 с.
10. Эмсли, Дж. Элементы: Пер. с англ. / Дж. Эмсли. – М.: Мир, 1993. – 256 с.

11. Стёпин, Б. Д. Книга по химии для домашнего чтения / Б. Д. Стёпин, Л. Ю. Аликберова. – М.: Химия, 1994. – 400 с.
12. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия. 4-е изд. / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., Изд. центр «Академия», 2001. – 743 с.
13. Химическая энциклопедия: В 5 т. / Гл. ред. И. Л. Кнунянц [до 1992 г.], Н. С. Зефирова [с 1995 г.]. – М.: Сов. энцикл.; Большая Рос. энцикл., 1988–1998.

Приложения

Приложение 1

РЕАКЦИИ ПРИ СПЛАВЛЕНИИ

Окислители Cl_2 , F_2 , KClO_3 , K_2FeO_4 , KMnO_4 , KNO_3 , $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)$,
 MnO_2 , NaBiO_3 , Na_2O_2 , O_2 , PbO_2 , $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4$
Восстановители Al , C (кокс), CO , Ca , H_2 , K , Mg , Na

Приложение 2

РЕАКЦИИ В ВОДНОМ РАСТВОРЕ

Вещества расположены по уменьшению окислительной (восстановительной) способности.

Окислители в кислотной среде

- | | | | |
|---|-----------------------------|---------------------------------------|---|
| 1. F_2 | 7. K_2FeO_4 | 13. PbO_2 | 19. KIO_3 |
| 2. Na_2O_2 | 8. NaBiO_3 | 14. Cl_2 | 20. Br_2 |
| 3. $\text{NiO}(\text{OH})$ | 9. $\text{CoO}(\text{OH})$ | 15. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ | 21. $\text{HNO}_3(\text{конц.})$ |
| 4. $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4$ | 10. H_2O_2 | 16. MnO_2 | 22. I_2 |
| 5. O_3 | 11. KMnO_4 | 17. O_2 | 23. $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.})$ |
| 6. $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)$ | 12. KBrO_3 | 18. KNO_2 | 24. H^+ (разб.) |

Окислители в щелочной среде

- | | | | |
|---|----------------------------|---------------------|--|
| 1. F_2 | 5. Na_2O_2 | 9. NaBrO | 13. PbO_2 |
| 2. $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)$ | 6. Br_2 | 10. KMnO_4 | 14. $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4$ |
| 3. Cl_2 | 7. H_2O_2 | 11. I_2 | 15. K_2CrO_4 |
| 4. O_3 | 8. NaClO | 12. O_2 | 16. H_2O |

Восстановители в кислотной среде

- | | | | |
|-------------------|--------------------------------------|-------------------------------|-------------------------------------|
| 1. Ca | 7. Al | 13. Na_2SO_3 | 19. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ |
| 2. Na | 8. Zn | 14. H_2 | 20. H_2O_2 |
| 3. Mg | 9. $\text{H}(\text{PH}_2\text{O}_2)$ | 15. TiCl_3 | 21. KI |
| 4. CaH_2 | 10. $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ | 16. $\text{H}[\text{SnCl}_3]$ | 22. FeSO_4 |

- | | | | |
|--------------------------------------|---------------------------------------|--------------------------|--------------------------|
| 5. H (атомарн.) | 11. $\text{H}_2(\text{PHO}_3)$ | 17. H_2S | 23. KNO_2 |
| 6. $(\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl}$ | 12. $(\text{N}_2\text{H}_5)\text{Cl}$ | 18. SO_2 | 24. HCl (конц.) |

Восстановители в щелочной среде

- | | | | |
|-----------------------------------|---------------------------------------|------------------------------------|---|
| 1. NH_2OH (конц.) | 5. $\text{Li}[\text{AlH}_4]$ | 9. SO_2 | 13. $\text{Na}[\text{Sn}(\text{OH})_3]$ |
| 2. Ca | 6. Al | 10. $\text{Na}_2(\text{HPO}_3)$ | 14. Na_2SO_3 |
| 3. H (атомарн.) | 7. CaH_2 | 11. Zn | 15. H_2 |
| 4. Mg | 8. $\text{Na}(\text{H}_2\text{PO}_2)$ | 12. N_2H_4 (конц.) | 16. Na_2S |

КИСЛОТНО-ОСНОВНЫЕ ИНДИКАТОРЫ

<i>Индикатор</i>	<i>Интервал pH</i>	<i>Изменение окраски</i>
Метиловый фиолетовый	(I) 0,13–0,5	Желтая – зеленая
Крезоловый красный	(I) 0,2–1,8	Красная – желтая
Метиловый фиолетовый	(II) 1,0–1,5	Зеленая – синяя
Тимоловый синий	(I) 1,2–2,8	Красная – желтая
Тропеолин 00	1,3–3,2	Красная – желтая
Метиловый фиолетовый	(III) 2,0–3,0	Синяя – фиолетовая
Бромфеноловый синий	3,0–4,6	Желтая – синяя
Метиловый оранжевый	3,1–4,0	Красная – оранжево-желтая
Бромкрезоловый синий	3,8–5,4	Желтая – синяя
Метиловый красный	4,2–6,2	Красная – желтая
Лакмус (азолитмин)	5,0–8,0	Красная – синяя
Бромкрезоловый пурпурный	5,2–6,8	Желтая – ярко-красная
Бромтимоловый синий	6,0–7,6	Желтая – синяя
Феноловый красный	6,8–8,4	Желтая – красная
Крезоловый красный	(II) 7,0–8,8	Желтая – темно-красная
Тимоловый синий	(II) 8,0–9,6	Желтая – синяя
Фенолфталеин	8,2–10,0	Бесцветная – красная
Тимолфталеин	9,3–10,5	Бесцветная – синяя
Нильский голубой	10,1–11,1	Синяя – красная
Диазофиолетовый	10,1–12,0	Желтая – фиолетовая
Индигокармин	11,6–14,0	Синяя – желтая

**ПЛОТНОСТЬ И КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ КИСЛОТ
И ЩЕЛОЧЕЙ**

ρ , г/л	w, %	c, моль/л	ρ , г/л	w, %	c, моль/л
1	2	3	4	5	6
HCl			HNO₃		
1000	0,36	0,10	1000	0,33	0,05
1005	1,36	0,38	1005	1,26	0,20
1010	2,36	0,66	1010	2,16	0,35
1015	3,37	0,94	1015	3,07	0,50
1020	4,39	1,23	1020	3,98	0,65
1025	5,41	1,52	1025	4,88	0,80
1030	6,43	1,82	1030	5,78	0,95
1035	7,46	2,12	1035	6,66	1,09
1040	8,49	2,42	1040	7,53	1,24
1045	9,51	2,73	1045	8,40	1,39
1050	10,52	3,03	1050	9,26	1,54
1075	15,49	4,57	1055	10,12	1,69
1100	20,39	6,15	1085	15,13	2,61
1125	25,22	7,78	1115	20,00	3,54
1150	30,14	9,51	1150	25,48	4,65
1160	32,14	10,23	1180	30,00	5,62
1170	34,18	10,97	1280	45,27	9,20
1180	36,23	11,73	1365	59,69	12,93
1190	38,32	12,50	1380	62,70	13,73
			1385	63,72	14,01
			1390	64,74	14,29
			1395	65,84	14,57
H₂SO₄			KOH		
1000	0,26	0,03	1000	0,20	0,04
1005	0,99	0,10	1005	0,74	0,13
1010	1,73	0,18	1010	1,30	0,23
1015	2,49	0,26	1015	1,84	0,33
1020	3,24	0,34	1020	2,38	0,43
1025	4,00	0,42	1025	2,93	0,54
1030	4,75	0,50	1030	3,48	0,64

H ₂ SO ₄			KOH		
1035	5,49	0,58	1035	4,03	0,75
1040	6,24	0,66	1040	4,58	0,85
1045	7,00	0,74	1045	5,12	0,95
1050	7,70	0,83	1050	5,66	1,06
1055	8,42	0,91	1055	6,20	1,17
1060	9,13	0,99	1060	6,74	1,27
1065	9,84	1,07	1065	7,28	1,38
1070	10,56	1,15	1070	7,82	1,49
1180	25,21	3,03	1075	8,36	1,60
1305	40,25	5,36	1080	8,89	1,71
1500	60,17	9,20	1085	9,43	1,82
1730	80,25	14,16	1090	9,96	1,94
1815	90,12	16,68	1095	10,49	2,05
1824	92,00	17,11	1190	20,37	4,32
1831	93,94	17,54	1290	30,21	6,95
1834	95,12	17,79	1395	39,92	9,93
1835	95,72	17,91	1510	49,95	13,45
			1535	52,05	14,24
NH ₃			NaOH		
998	0,05	0,03	1000	0,16	0,04
996	0,51	0,30	1005	0,60	0,15
994	0,98	0,57	1010	1,04	0,26
992	1,43	0,83	1015	1,49	0,38
990	1,89	1,10	1020	1,94	0,49
988	2,35	1,36	1025	2,39	0,61
986	2,82	1,63	1030	2,84	0,73
984	3,30	1,91	1035	3,29	0,85
982	3,78	2,18	1040	3,74	0,97
980	4,27	2,46	1045	4,20	1,10
978	4,76	2,73	1050	4,65	1,22
976	5,25	3,01	1055	5,11	1,35
974	5,75	3,29	1060	5,56	1,47
972	6,25	3,57	1065	6,02	1,60
970	6,75	3,84	1070	6,47	1,73
968	7,26	4,12	1075	6,93	1,86
966	7,77	4,41	1080	7,38	1,99

NH ₃			NaOH		
964	8,29	4,69	1085	7,83	2,12
962	8,82	4,48	1090	8,28	2,26
960	9,34	5,27	1095	8,74	2,39
958	9,87	5,55	1100	9,19	2,33
956	10,40	5,84	1105	9,64	2,66
922	20,27	10,97	1110	10,10	2,80
914	22,75	12,21	1165	15,09	4,40
908	24,68	13,16	1220	20,07	6,12
904	26,00	13,80	1330	30,20	10,04
902	26,67	14,12	1430	40,00	14,30
900	27,33	14,44	1500	47,33	17,75
898	28,00	14,76	1510	48,38	18,26
			1520	49,44	18,78
			1530	50,50	19,31

КОНЦЕНТРАЦИЯ И ПЛОТНОСТЬ ЛАБОРАТОРНЫХ РЕАКТИВОВ

Вещество	Плотность раствора (г/л) при массовой доле							
	1%	2%	4%	6%	8%	10%	12%	15%
AgNO ₃	1007	1015	1033	1051	1069	1088	1108	1139
AlCl ₃	1008	1016	1034	1053	1071	1090	1109	1139
Al ₂ (SO ₄) ₃	1009	1019	1040	1061	1083	1105	1129	1164
BaCl ₂	1006	1015	1033	1051	1071	1091	1111	1144
BeCl ₂	1005	1012	1025	1039	1052	1066	1081	
CH ₃ COOH	1000	1001	1004	1007	1010	1013	1015	1020
CaCl ₂	1007	1015	1032	1049	1066	1084	1102	1129
CdSO ₄	1008	1018	1038	1059	1080	1102	1125	1161
CoCl ₂	1008	1017	1036	1055	1075	1095	1116	1148
CrCl ₃	1008	1016	1035	1054	1072	1092	1111	
Cr ₂ (SO ₄) ₃	1009	1019	1040	1061	1082	1103	1126	1161
CuCl ₂	1007	1017	1036	1056	1076	1096	1116	1149
CuSO ₄	1009	1019	1040	1062	1084	1107	1131	1168
FeCl ₃	1007	1015	1032	1049	1067	1085	1104	1133
FeSO ₄	1009	1018	1038	1058	1079	1100	1122	1156
H ₂ C ₂ O ₄	1004	1008	1018	1028	1038	–	–	–
HF	1002	1005	1012	1021	1028	1036	1043	1054
H ₂ O ₂	1002	1006	1013	1021	1028	1035	1043	1054
H ₃ PO ₄	1004	1009	1020	1031	1042	1053	1065	1083
KAl(SO ₄) ₂	1008	1017	1037	1057	–	–	–	–
KBr	1005	1013	1028	1043	1058	1074	1090	1116
KBrO ₃	1006	1013	1028		–	–	–	–
K ₂ CO ₃	1007	1016	1035	1053	1072	1090	11.10	1139
KCl	1005	1011	1024	1037	1050	1063	1077	1098
K ₂ CrO ₄	1007	1015	1031	1048	1065	1082	1100	1127
K ₂ Cr ₂ O ₇	1005	1012	1026	1041	1055	1070	–	–
KCr(SO ₄) ₂	1009	1018	1038	1057	1077		–	–
K ₃ [Fe(CN) ₆]	1003	1009	1020	1031	1043	1054	1066	1084
K ₄ [Fe(CN) ₆]	1005	1012	1026	1040	1054	1068	1082	1105
KHCO ₃	1006	1013	1026	1040	1053	1067		
KI	1006	1013	1028	1044	1060	1076	1093	1120
KIO ₃	1008	1015	1034	1052	–	–	–	–
KMnO ₄	1006	1013	1027	1042	–	–	–	–

Вещество	Плотность раствора (г/л) при массовой доле							
	1%	2%	4%	6%	8%	10%	12%	15%
KNCS	1004	1009	1019	1029	1039	1050	1060	1076
KNO ₂	1005	1011	1024	1037	1049	1062	1075	1095
KNO ₃	1005	1011	1024	1036	1049	1063	1076	1097
K ₂ SO ₃	1007	1016	1032	1049	1067	1085	1103	1131
K ₂ SO ₄	1006	1014	1031	1047	1064	1081	–	–
LiCl	1004	1010	1022	1033	1044	1056	1068	1085
MgCl ₂	1007	1015	1032	1049	1065	1084	1102	1129
MgSO ₄	1008	1019	1039	1060	1082	1103	1126	1160
MnSO ₄	1009	1019	1039	1060	1081	1103	1125	1160
(NH ₄) ₂ CO ₃	1003	1006	1013	1019	1027	1034	1040	1051
NH ₄ Cl	1001	1005	1011	1017	1023	1029	1034	1043
NH ₄ F	1003	1009	1017	1027	1034	1042	1049	
NH ₄ NCS	1001	1003	1008	1012	1017	1022	1026	1033
Na ₂ B ₄ O ₇	1008	1018	–	–	–	–	–	–
Na ₂ CO ₃	1008	1019	1039	1060	1081	1108	1125	1158
NaCl	1005	1013	1027	1041	1056	1071	1086	1109
NaHCO ₃	1006	1013	1028	1043	1058	–		–
NaH ₂ PO ₄	1005	1012	1027	1042	1058	1073		...
Na ₂ HPO ₄	1009	1020	1043	1067	–	–	–	–
Na ₃ PO ₄	1009	1019	1041	1062	1065	1108	–	–
Na ₂ S	1010	1021	1044	1067	1091	1115	1139	1176
Na ₂ SO ₃	1009	1018	1036	1056	1075	1095	1115	1145
Na ₂ SO ₄	1008	1016	1035	1054	1072	1092	1111	1141
Na ₂ (SO ₃ S)	1007	1015	1032	1048	1065	1083	1100	1127
NiSO ₄	1009	1020	1042	1063	1085	1109	1133	1171
Pb(NO ₃) ₂	1008	1017	1036	1055	1074	1094	1115	1147
SrCl ₂	1007	1016	1034	1053	1073	1093	1113	1145
ZnSO ₄	1009	1019	1040	1062	1084	1107	1131	1168

РАСТВОРИМОСТЬ ТВЁРДЫХ ВЕЩЕСТВ

<i>Вещество</i>	<i>k, 20 °C</i>	<i>k, 80°C</i>	<i>Вещество</i>	<i>k, 20 °C</i>	<i>k, 80°C</i>
AgF	172	216 ⁵⁰	KF	94,93	150,1
AgNO ₃	227,9	635,3	K ₃ [Fe(CN) ₆]	46,0	81,8
AlCl ₃	45,9	48,6	K ₄ [Fe(CN) ₆]	28,0	67,0
Al ₂ (SO ₄) ₃	36,4	73,1	KHCO ₃	33,3	68,3 ⁷⁰
B(OH) ₃	4,87	23,54	K(HF ₂)	39,2	114
BaCl ₂	36,2	52,2	KH ₂ PO ₄	22,6	70,4
Ba(OH) ₂	3,89	101,4	K ₂ HPO ₄	159,8	267,5 ⁶³
BaS	7,86	49,91	KI	144,5	190,7
BeCl ₂	72,8	77,0 ³⁰	KIO ₃	8,1	24,8
BeSO ₄	39,1	67,2	KMnO ₄	6,36	25 ⁵⁵
CaCN ₂	2,50 ²⁵	–	KNCS	217	408 ⁶⁷
CaCl ₂	74,5	147,0	KNO ₂	306,7	376
Ca(ClO) ₂	33,3 ²⁵	–	KNO ₃	31,6	168,8
Ca(NO ₃) ₂	129,3	358,7	KOH	112,4	162,5
CdCl ₂	113,4	140,4	K ₃ PO ₄	98,5	178,5 ⁶⁰
CdSO ₄	76,4	67,2	K ₂ SO ₃	107,0	111,5
CoCl ₂	52,9	97,6	K ₂ SO ₄	11,1	21,4
CoSO ₄	36,3	49,3	K ₂ S ₂ O ₆ (O ₂)	4,7	11,0 ⁴⁰
CrCl ₃	34,9 ²⁵	–	LiCl	84,5 ²⁵	112,3
Cr ₂ (SO ₄) ₃	64 ²⁵	...	LiOH	12,8	15,3
CsCl	186,5	250	Li ₂ SO ₄	34,7	31,9 ⁷⁵
CsOH	385,6 ¹⁵	303 ³⁰	MgCl ₂	54,8	65,8
CuCl ₂	72,7	96,1	MgSO ₄	35,1	54,8
CuSO ₄	20,5	55,5	MnCl ₂	73,9	112,7
FeCl ₂	68,5	90,7	MnSO ₄	62,9	45,6
FeCl ₃	91,9	–	(NH ₄) ₂ CO ₃	100 ¹⁵	–
Fe(NH ₄) ₂ (SO ₄) ₂	26,4	52 ⁷⁰	NH ₄ Cl	37,2	65,6
FeSO ₄	26,6	43,7	N ₂ H ₅ Cl	179 ²⁵	...
Fe ₂ (SO ₄) ₃	440*	–	NH ₄ F	82,6	117,6

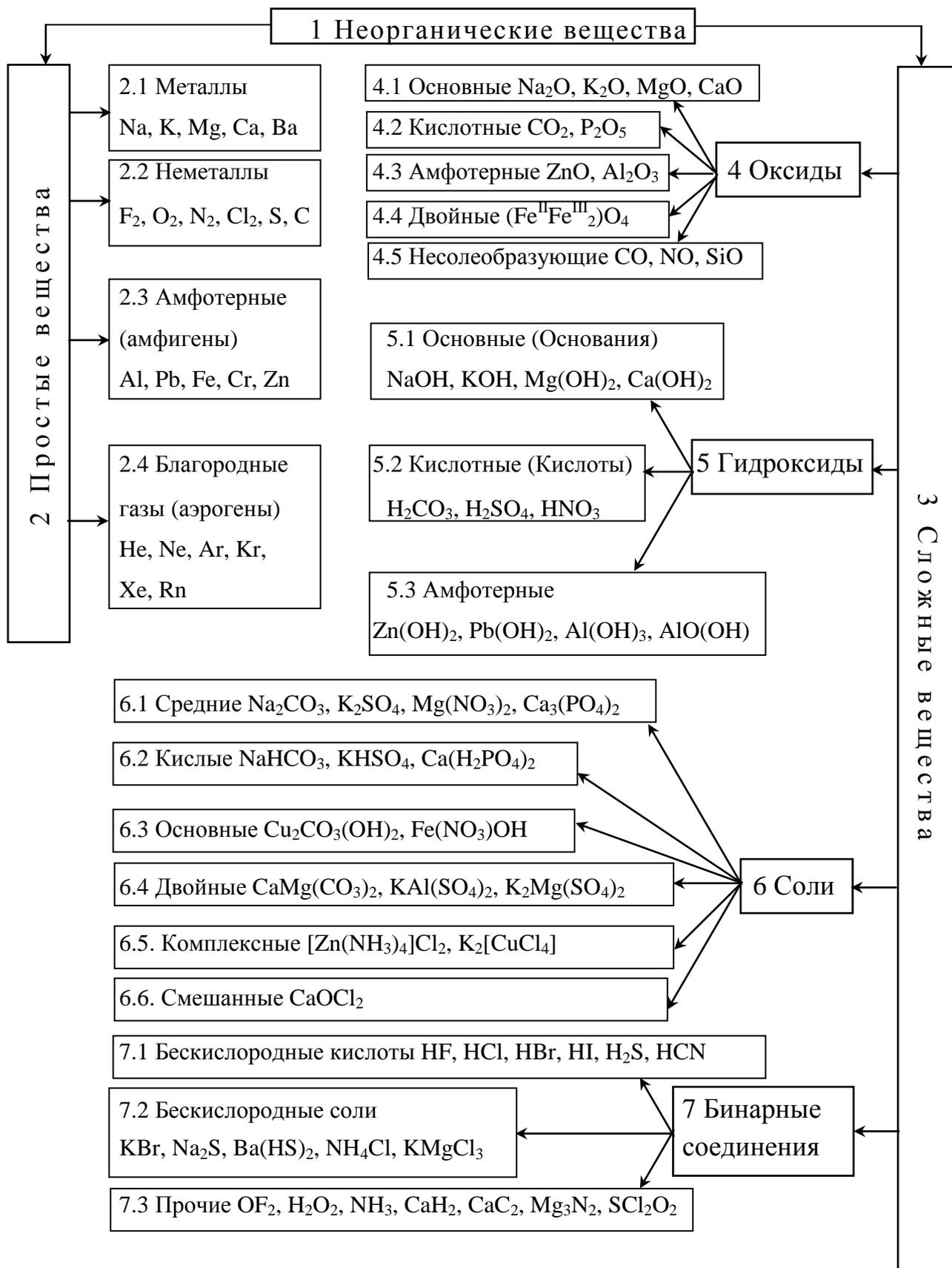
<i>Вещество</i>	<i>k, 20 °C</i>	<i>k, 80 °C</i>	<i>Вещество</i>	<i>k, 20 °C</i>	<i>k, 80 °C</i>
H ₂ C ₂ O ₄	9,52	84,5	NH ₄ HCO ₃	21,7	–
H ₂ (PHO ₃)	694 ³⁰	...	NH ₄ HS	128,1 ⁰	–
H ₃ PO ₄	548	...	NH ₄ NCS	170	431 ⁷⁰
H ₂ SeO ₄	566,6	2753 ⁵⁰	NH ₄ NO ₃	192,0	580,0
H ₆ TeO ₆	50,05 ³⁰	106,4	(NH ₃ OH)Cl	83 ¹⁷	194 ¹⁰⁰
HgCl ₂	6,59	24,2	(NH ₄) ₂ SO ₄	75,4	94,1
K[Ag(CN) ₂]	25	100	Na ₂ B ₄ O ₇	2,5	24,3
KAl(SO ₄) ₂	5,9	71,0	Na ₂ CO ₃	21,8	45,1
K[Au(CN) ₂]	14*	200	NaCl	35,9	38,1
KBr	65,2	94,6	NaClO	53,4	129,9 ⁵⁰
KBrO ₃	6,87	34,28	NaClO ₂	64 ¹⁷	122 ⁶⁰
KCN	69,9	99,8	NaClO ₃	95,9	203,9 ¹⁰⁰
K ₂ CO ₃	111,0	139,2	NaClO ₄	211 ²⁵	300 ⁷⁵
KCl	34,4	51,1	NaHCO ₃	9,59	20,2
KClO ₃	7,3	37,6	NaH ₂ PO ₄	85,2	207,3
K ₂ CrO ₄	63,0	75,1	Na ₂ HPO ₄	7,66	92,4
K ₂ Cr ₂ O ₇	12,48	73,01	NaHSO ₄	28,6 ⁰	50 ¹⁰⁰
KCr(SO ₄) ₂	12,51 ²⁵	...	NiSO ₄	38,4	66,7
NaNO ₂	82,9	135,5	Pb(NO ₃) ₂	52,2	107,4
NaNO ₃	87,6	149	RbCl	91,1	127,2
NaOH	1087	314	RbOH	179 ¹⁵	282 ⁴⁷
Na(PH ₂ O ₂)	83 ²⁵	554 ¹⁰⁰	SnCl ₂	269,8 ¹⁵	–
Na ₂ (PHO ₃)	419 ⁰	...	SnSO ₄	18,8 ¹⁹	–
Na ₃ PO ₄	14,5 ²⁵	68,0	SrCl ₂	53,1	93,1
Na ₂ S	18,6	49,2	TiNO ₃	9,55	111
Na ₂ SO ₃	26,1	29,0	TiOH	34,3 ¹⁸	126,1 ⁹⁰
Na ₂ SO ₄	19,2	43,3	ZnCl ₂	367	549
Na ₂ (SO ₃ S)	70,1	229	ZnSO ₄	54,1	67,2
NiCl ₂	64,0	86,2 ⁷⁵			

МАЛОРАСТВОРИМЫЕ И ПРАКТИЧЕСКИ НЕРАСТВОРИМЫЕ
ВЕЩЕСТВА

Вещество	ПР, 25 °С	k, 25 °С	Вещество	ПР, 25 °С	k, 25 °С
AgBr	$5,0 \cdot 10^{-13}$	$1,3 \cdot 10^{-5}$	Ga(OH) ₃	$2,9 \cdot 10^{-11}$	$6,4 \cdot 10^{-5}$
Ag ₂ CO ₃	$8,7 \cdot 10^{-12}$	$3,6 \cdot 10^{-3}$	Ga(OH) ₃	$4,1 \cdot 10^{-36}$	$7,5 \cdot 10^{-9}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	$1,9 \cdot 10^{-4}$	Hg ₂ Cl ₂	$1,5 \cdot 10^{-18}$	$3,4 \cdot 10^{-5}$
AgI	$2,3 \cdot 10^{-16}$	$3,6 \cdot 10^{-7}$	HgI ₂	$2,8 \cdot 10^{-29}$	$8,7 \cdot 10^{-9}$
Ag ₃ PO ₄	$1,8 \cdot 10^{-18}$	$6,7 \cdot 10^{-4}$	Hg ₂ I ₂	$5,4 \cdot 10^{-29}$	$1,6 \cdot 10^{-8}$
Ag ₂ S	$7,2 \cdot 10^{-50}$	$6,5 \cdot 10^{-15}$	HgS (черн.)	$1,4 \cdot 10^{-45}$	$8,7 \cdot 10^{-22}$
Ag ₂ SO ₄	$1,2 \cdot 10^{-5}$	0,79 ²⁰ ; 1,30 ⁸⁰	K ₃ [Co(NO ₂) ₆]	$*4,3 \cdot 10^{-10}$	0,9 ¹⁷ ; 1,5 ⁸⁰
Al(OH) ₃	$3,7 \cdot 10^{-15}$	$4,7 \cdot 10^{-7}$	KClO ₄	$*1,1 \cdot 10^{-2}$	1,68 ²⁰ ; 13,4 ⁸⁰
Al(OH) ₃ ш.	$5,7 \cdot 10^{-32}$	$5,3 \cdot 10^{-8}$	Li ₂ CO ₃	$1,9 \cdot 10^{-3}$	1,27; 0,85 ⁷⁵
BaCO ₃	$4,9 \cdot 10^{-9}$	$1,4 \cdot 10^{-3}$	LiF	$1,5 \cdot 10^{-3}$	0,27 ¹⁸ ; 0,135 ³⁵
BaSO ₃	$*8,0 \cdot 10^{-7}$	0,019; 0,002 ⁸⁰	Li ₃ PO ₄	$3,2 \cdot 10^{-9}$	0,038
BaSO ₄	$1,8 \cdot 10^{-10}$	$3,1 \cdot 10^{-4}$	MgCO ₃	$7,9 \cdot 10^{-6}$	0,18 ²⁰
Be(OH) ₂	$6,6 \cdot 10^{-21}$	$3,5 \cdot 10^{-10}$	Mg(OH) ₂	$*6,0 \cdot 10^{-10}$	$*3,1 \cdot 10^{-3}$
Be(OH) ₂ ш.	$8,0 \cdot 10^{-22}$	$2,5 \cdot 10^{-7}$	Mn(OH) ₂	$2,3 \cdot 10^{-13}$	$3,4 \cdot 10^{-4}$
BiI ₃	$*8,1 \cdot 10^{-19}$	$*7,8 \cdot 10^{-4}$	MnS(·nH ₂ O)	$*2,5 \cdot 10^{-10}$	$*1,4 \cdot 10^{-4}$
Bi(OH) ₃	$3,0 \cdot 10^{-36}$	$1,5 \cdot 10^{-8}$	Na ₃ [AlF ₆]	$7,8 \cdot 10^{-14}$	$4,9 \cdot 10^{-3}$
Bi ₂ S ₃	$8,9 \cdot 10^{-105}$	$3,1 \cdot 10^{-20}$	Ni(OH) ₂	$1,6 \cdot 10^{-14}$	$1,5 \cdot 10^{-4}$
CaCO ₃	$4,4 \cdot 10^{-9}$	$6,6 \cdot 10^{-4}$	NiS	$9,3 \cdot 10^{-22}$	$2,8 \cdot 10^{-10}$
CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$	$1,7 \cdot 10^{-3}$	PbCl ₂	$1,7 \cdot 10^{-5}$	0,978 ²⁰ ; 2,62 ⁸⁰
CaHPO ₄	$2,2 \cdot 10^{-7}$	0,02; 0,11 ⁶⁰	PbI ₂	$8,7 \cdot 10^{-9}$	0,076; 0,3 ⁸⁰
Ca(H ₂ PO ₄) ₂	$*1,0 \cdot 10^{-3}$	$*1,17; 1,730$	Pb(OH) ₂	$2,1 \cdot 10^{-14}$	$3,5 \cdot 10^{-6}$
Ca(OH) ₂	$6,3 \cdot 10^{-6}$	0,160 ²⁰ ; 0,092 ⁸⁰	Pb(OH) ₂	$5,5 \cdot 10^{-16}$	$1,2 \cdot 10^{-4}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-25}$	$1,2 \cdot 10^{-4}$	PbS	$8,7 \cdot 10^{-29}$	$2,2 \cdot 10^{-13}$
CaSO ₃	$*3,2 \cdot 10^{-7}$	$*6,8 \cdot 10^{-3}$	PbSO ₄	$1,7 \cdot 10^{-8}$	$4,0 \cdot 10^{-3}$
CaSO ₄	$3,7 \cdot 10^{-5}$	0,206 ²⁰ ; 0,102 ⁸⁰	Sb ₂ S ₃	$2,2 \cdot 10^{-90}$	$1,6 \cdot 10^{-17}$
Cd(OH) ₂	$*2,2 \cdot 10^{-14}$	$*2,6 \cdot 10^{-4}$	Sc(OH) ₃	$8,7 \cdot 10^{-28}$	$7,2 \cdot 10^{-7}$
CdS	$6,5 \cdot 10^{-28}$	$3,7 \cdot 10^{-13}$	Sn(OH) ₂	$3,7 \cdot 10^{-15}$	$9,3 \cdot 10^{-10}$
Co(OH) ₂	$1,6 \cdot 10^{-15}$	$6,8 \cdot 10^{-4}$	Sn(OH) ₂	$5,5 \cdot 10^{-27}$	$1,7 \cdot 10^{-8}$
CoS	$1,8 \cdot 10^{-20}$	$1,2 \cdot 10^{-9}$	SnS	$3,0 \cdot 10^{-28}$	$2,6 \cdot 10^{-13}$

<i>Вещество</i>	<i>ПП, 25 °C</i>	<i>k, 25 °C</i>	<i>Вещество</i>	<i>ПП, 25 °C</i>	<i>k, 25 °C</i>
Cr(OH) ₃	1,0·10 ⁻¹⁶	1,0·10 ⁻⁷	SrCO ₃	5,3·10 ⁻¹⁰	3,4·10 ⁻⁴
Cr(OH) ₃ III	1,1·10 ⁻³⁰	1,5·10 ⁻⁷	Sr(OH) ₂	*3,2·10 ⁻⁴	0,81 ²⁰ ; 8,3 ⁸⁰
CuCl	2,2·10 ⁻⁷	4,7·10 ⁻³	SrSO ₄	2,1·10 ⁻⁷	0,013 ²⁰ ; 0,011 ⁹⁵
CuI	1,1·10 ⁻¹²	2,0·10 ⁻⁵	Tl ₂ CO ₃	4,0·10 ⁻³	5,23 ¹⁸ ; 27 2 ¹⁰⁰
Cu(OH) ₂	5,6·10 ⁻²⁰	2,4·10 ⁻⁶	TlCl	1,9·10 ⁻⁴	0,331; 1,60 ⁸⁰
CuS	1,4·10 ⁻³⁶	1,1·10 ⁻¹⁷	Tl ₂ S	*3,0·10 ⁻⁹	0,02 ²⁰
Cu ₂ S	2,3·10 ⁻⁴⁸	1,3·10 ⁻¹⁵	VO(OH)	7,1·10 ⁻²³	2,6·10 ⁻⁷
Fe(OH) ₂	7,9·10 ⁻¹⁶	5,2·10 ⁻⁵	Zn(OH) ₂	8,4·10 ⁻¹¹	9,1·10 ⁻⁵
FeS	3,4·10 ⁻¹⁷	5,1·10 ⁻⁸	Zn(OH) ₂	3,0·10 ⁻¹⁶	4,2·10 ⁻⁵
Fe(S ₂)	5,4·10 ⁻²⁷	8,8·10 ⁻¹³	ZnS	7,9·10 ⁻²⁴	2,7·10 ⁻¹¹

КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ



Учебное издание

Ашихмина Тамара Яковлевна

**ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ
ПО ХИМИИ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ**

Учебно-методическое пособие

Авторская редакция

Технический редактор А. Е. Свирина

Подписано в печать 16.04.2019. Печать цифровая. Бумага для офисной техники.
Усл. печ. л. 14,95. Тираж 23 экз. Заказ № 5602.

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования «Вятский государственный университет».

610000, г. Киров, ул. Московская, 36, тел.: (8332) 74-25-63, <http://vyatsu.ru>