

## **ПРЕДИСЛОВИЕ**

Экзамен по химии состоит из двух частей: части 1 и части 2. Эта книга посвящена вопросам и заданиям высокого уровня сложности и поможет вам подготовиться к выполнению части 2 любого варианта ЕГЭ. В пособие включены все типы заданий, которые могут встретиться ученику на экзамене.

В начале издания дается пояснительная записка об особенностях ЕГЭ по химии, а затем идет необходимый теоретический материал для всех заданий части 2 (№ 30–35). После изложения теоретического материала в пособии рассматриваются решения наиболее типичных примеров с подробным объяснением к каждому заданию. Затем приводятся задачи для самостоятельного решения (также по заданиям ЕГЭ). Для самостоятельной подготовки далее даются 5 вариантов заданий части 2 в формате ЕГЭ. В конце пособия приводятся ответы для самопроверки.

## ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Единый государственный экзамен (ЕГЭ) – это форма оценки качества подготовки обучающихся, освоивших образовательные программы среднего общего образования, с использованием заданий стандартизированной формы (контрольных измерительных материалов – КИМов).

Содержание КИМов ЕГЭ определяется федеральным компонентом государственного стандарта среднего (полного) общего образования по химии. КИМы ориентированы на проверку усвоения системы знаний, которая рассматривается в качестве инвариантного ядра содержания действующих программ по химии для общеобразовательных учреждений. В стандарте эта система знаний представлена в виде требований к подготовке выпускников. В КИМах с данными требованиями соотносятся проверяемые элементы содержания.

В целях обеспечения дифференцированной оценки учебных достижений выпускников КИМы ориентированы на проверку освоения основных образовательных программ по химии на трех уровнях сложности: базовом, повышенном и высоком. Учебный материал, на основе которого строятся задания, отбирается по признаку его значимости для общеобразовательной подготовки выпускников средней школы.

### Структура КИМов ЕГЭ

Каждый вариант экзаменационной работы построен по единому плану: работа состоит из двух частей, включающих в себя 35 заданий.

Часть 1 содержит 29 заданий *с кратким ответом*, в числе которых 21 задание *базового уровня сложности* (в варианте они присутствуют под номерами: 1–7, 10–15, 18–21, 26–29) и 8 заданий *повышенного уровня сложности* (их порядковые номера: 8, 9, 16, 17, 22–25).

Часть 2 содержит 6 заданий *высокого уровня сложности с развернутым ответом* (порядковые номера этих заданий: 30, 31, 32, 33, 34, 35).

Каждая группа заданий, включенных в варианты КИМов, имеет свое функциональное предназначение. Тип и сложность каждого задания экзаменационной работы определяются в соответствии с глубиной изучения проверяемого элемента содержания и необходимым уровнем его усвоения, а также в соответствии с видом учебной деятельности, которую следует осуществить при выполнении задания. Это позволило более точно определить функциональное предназначение каждой группы заданий в структуре КИМов.

Задания *базового уровня сложности с кратким ответом* проверяют усвоение элементов содержания из всех важнейших разделов школьного курса химии: «Теоретические основы химии», «Неорганическая химия»,

«Органическая химия», «Методы познания в химии. Химия и жизнь». Согласно требованиям стандарта к уровню подготовки выпускников эти знания являются обязательными для освоения каждым обучающимся.

Задания данной группы имеют сходство по формальному признаку – по форме краткого ответа, который записывается в виде двух либо трех цифр, или в виде числа с заданной степенью точности. Между тем по формулировкам условия они имеют значительные различия, чем, в свою очередь, определяются различия в поиске верного ответа. Это могут быть задания с единым контекстом (как, например, задания 1–3), с выбором двух верных ответов из пяти, а также задания на «установление соответствия между позициями двух множеств». При этом важно заметить, что каждое отдельное задание базового уровня сложности, независимо от формата, в котором оно представлено, ориентировано на проверку усвоения только одного определенного элемента содержания. Однако это не является основанием для того, чтобы отнести данные задания к категории легких, не требующих особых усилий для поиска верного ответа. Напротив, выполнение любого из этих заданий предполагает обязательный и тщательный анализ условия и применение имеющихся у обучающихся системных знаний.

Задания *повышенного уровня сложности с кратким ответом*, который устанавливается в ходе выполнения задания и записывается согласно указаниям в виде определенной последовательности цифр (трех или четырех), ориентированы на проверку усвоения обязательных элементов содержания основных образовательных программ по химии не только базового, но и углубленного уровня. В сравнении с заданиями предыдущей группы они предусматривают выполнение большего количества разнообразных действий по применению знаний в измененной, нестандартной ситуации, а также сформированность умений *систематизировать* и *обобщать* полученные знания.

В экзаменационной работе предложена только одна разновидность этих заданий: на установление соответствия позиций, представленных в двух множествах. Это может быть соответствие между названием органического соединения и классом (группой), к которому оно принадлежит; названием или формулой соли и отношением этой соли к гидролизу; исходными веществами и продуктами реакции между этими веществами; названием или формулой соли и продуктами, которые образуются на инертных электродах при электролизе ее водного раствора, и т. д.

Для оценки сформированности интеллектуальных умений более высокого уровня, таких как умение *устанавливать* причинно-следственные связи между отдельными элементами знаний (например, между составом, строением и свойствами веществ), умение *формулировать* ответ в определенной логике с аргументацией сделанных выводов и заключений, используются задания высокого уровня сложности с развернутым ответом.

Задания *с развернутым ответом*, в отличие от заданий двух предыдущих типов, предусматривают комплексную проверку усвоения на профильном уровне нескольких (двух и более) элементов содержания из различных содержательных блоков. Они подразделяются на следующие разновидности:

- задания, проверяющие усвоение важнейших элементов содержания, таких как, например, «Окислительно-восстановительные реакции», «Реакции ионного обмена»;
- задания, проверяющие усвоение знаний о взаимосвязи веществ различных классов (на примерах превращений неорганических и органических веществ);
- расчетные задачи.

Задания с развернутым ответом ориентированы на проверку умений:

- *объяснять* обусловленность свойств и применения веществ их составом и строением, характер взаимного влияния атомов в молекулах органических соединений, взаимосвязь неорганических и органических веществ, сущность и закономерность протекания изученных типов реакций;
- *проводить* комбинированные расчеты по химическим уравнениям.

## **Система оценивания заданий части 2**

Задания этой части предусматривают проверку от двух до пяти элементов ответа. Наличие каждого элемента ответа оценивается 1 баллом, поэтому максимальная оценка верно выполненного задания составляет от 2 до 5 баллов в зависимости от степени сложности задания: за задания с порядковыми номерами 30 и 31 – по 2 балла; задание 32 – 4 балла; задание 33 – 5 баллов; задание 34 – 4 балла; задание 35 – 3 балла. Проверка заданий части 2 осуществляется на основе сравнения ответа выпускника с поэлементным анализом приведенного образца ответа.

Задания с развернутым ответом могут быть выполнены выпускниками различными способами, поэтому приведенные в инструкции для экспертов указания по оцениванию ответов следует использовать применительно к варианту ответа экзаменуемого. Это относится прежде всего к способам решения расчетных задач.

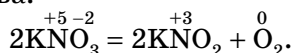
# ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ МАТЕРИАЛ

## ЗАДАНИЕ 30. Окислительно-восстановительные реакции\*

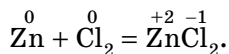
Окислительно-восстановительными реакциями (ОВР) называют такие химические реакции, в которых происходит изменение степени окисления одного или нескольких элементов. ОВР сопровождаются переходом электронов от одних частиц к другим, в результате чего изменяются степени окисления элементов.

Выделяют три вида ОВР.

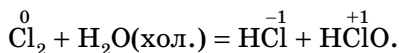
1. Внутримолекулярные ОВР, когда и окислитель, и восстановитель входят в состав одного вещества:



2. Межмолекулярные ОВР, когда окислитель и восстановитель находятся в разных веществах:



3. Реакции диспропорционирования, когда один элемент является и окислителем, и восстановителем:



Окислитель – частица, принимающая электроны.

Процесс присоединения электронов называется восстановлением, поэтому окислитель восстанавливается.

Типичными окислителями являются активные неметаллы ( $\text{F}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_3$ ), а также кислоты  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , соли  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и другие вещества, в составе которых есть элемент с высшей положительной степенью окисления.

Восстановитель – частица, отдающая электроны.

Процесс отдачи электронов называется окислением, поэтому восстановитель окисляется.

К восстановителям относятся простые вещества-металлы, а также  $\text{HI}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{K}_2\text{S}$  и другие соединения с элементом в отрицательной степени окисления.

Многие вещества, содержащие атомы в промежуточной степени окисления, могут быть как окислителями, так и восстановителями (например, пероксид водорода, соли – нитриты и сульфиты), в зависимости от условий реакции.

---

\* Максимальная оценка – 2 балла.

Примеры окислительно-восстановительных переходов:

**1. Перманганат калия  $\text{KMnO}_4$ :**

- а) в кислой среде образуются ионы  $\text{Mn}^{2+}$ , раствор обесцвечивается;
- б) в нейтральной среде выпадает осадок бурого цвета  $\text{MnO}_2$ , раствор обесцвечивается;
- в) в щелочной среде раствор приобретает зеленую окраску (образуется манганат калия  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ).

**2. Дихромат калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ :**

- а) в кислой среде образуются ионы  $\text{Cr}^{3+}$ , оранжевая окраска исчезает, раствор приобретает зеленую окраску;
- б) в нейтральной среде выпадает осадок серо-зеленого цвета  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ , происходит обесцвечивание раствора;
- в) в щелочной среде раствор приобретает зеленую окраску (образуется комплексная соль  $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ ).

**3. Серная кислота (концентрированная):**

- а) пассивирует алюминий, хром и железо, при н. у. реакция с этими металлами не идет (она возможна при сильном нагревании);
- б) с металлами, стоящими в ряду напряжений после водорода, образует сульфат металла, оксид серы(IV) и воду;
- в) с большинством других металлов образует сульфат металла, серу или оксид серы(IV) и воду;
- г) со щелочными и щелочноземельными металлами образует сульфат металла, сероводород и воду;
- д) при окислении неметаллов образует их высший оксид или гидроксид, оксид серы(IV) и воду.

**4. Азотная кислота (концентрированная):**

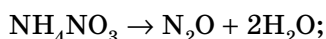
- а) пассивирует алюминий, хром и железо, при н. у. реакция не идет (она возможна при сильном нагревании);
- б) с большинством металлов образует нитрат металла, оксид азота(IV) и воду;
- в) со щелочными и щелочноземельными металлами образует нитрат металла, оксид азота(I) и воду;
- г) при окислении неметаллов дает их высший оксид или гидроксид, оксид азота(IV) и воду.

**5. Азотная кислота (разбавленная):**

- а) с металлами, стоящими в ряду напряжений после водорода, образует нитрат металла, оксид азота(II) и воду;
- б) с другими металлами образует нитрат металла, азот или нитрат аммония (зависит от степени разбавления кислоты) и воду;
- в) при окислении неметаллов образует их высший оксид или гидроксид, оксид азота(II) и воду.

**6. Разложение нитратов при нагревании:**

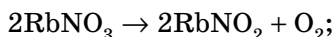
- а) нитрат аммония:



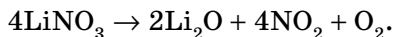
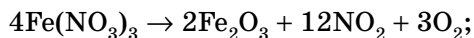
- б) нитраты металлов, стоящих в ряду напряжений правее меди, разлагаются на металл, оксид азота(IV) и кислород:



в) нитраты металлов, стоящих в ряду напряжений левее магния (кроме лития), разлагаются на нитрит металла и кислород:

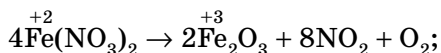


г) нитраты металлов, стоящих в ряду напряжений от Mg до Cu, а также нитрат лития разлагаются с образованием оксида металла, оксида азота(IV) и кислорода:

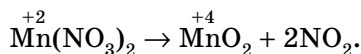


Разложение нитрата железа(II) и нитрата марганца(II) имеет особенности:

а) нитрат железа(II) разлагается на оксид железа(III), оксид азота(IV) и кислород:



б) нитрат марганца(II) разлагается на оксид марганца(IV) и оксид азота(IV):



### **ЗАДАНИЕ 31. Электролитическая диссоциация электролитов в водных растворах. Сильные и слабые электролиты. Реакции ионного обмена\***

Электролитической диссоциацией называется распад электролитов на ионы в процессе растворения или расплавления.

Электролиты – это вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток.

К электролитам относятся соли, основания, кислоты.

Неэлектролиты – вещества, растворы и расплавы которых не проводят электрический ток (оксиды, углеводороды, спирты, альдегиды и т. д.).

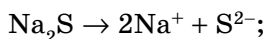
Отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул растворенного электролита называется степенью диссоциации ( $\alpha$ ):

$$\alpha = \frac{N(\text{дисс.})}{N(\text{общ.})},$$

где  $N(\text{дисс.})$  – число молекул, распавшихся на ионы;  $N(\text{общ.})$  – общее число молекул электролита в растворе.

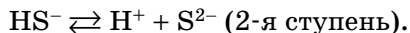
По степени диссоциации выделяют сильные ( $\alpha \approx 1$ ) и слабые ( $\alpha \ll 1$ ) электролиты. К сильным электролитам относятся соли, сильные кислоты и щелочи; к слабым – слабые кислоты, нерастворимые основания, водный раствор аммиака (гидроксид аммония) и растворы аминов.

Растворимые соли (сильные электролиты) диссоциируют полностью и в одну ступень, многоосновные кислоты – по ступеням, слабые электролиты – по ступеням и не полностью (процесс обратимый):



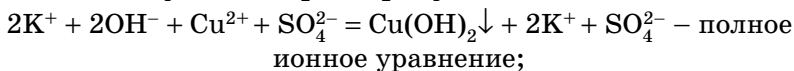
---

\* Максимальная оценка – 2 балла.



Реакции ионного обмена – это реакции между ионами в растворах. Реакции в растворах электролитов происходят в тех случаях, если в результате реакции образуется осадок, газ, комплексное соединение или слабый электролит (например, слабая кислота или  $\text{H}_2\text{O}$ ).

Для реакций ионного обмена составляются уравнения:



При этом необходимо помнить, что в виде ионов не записываются: оксиды, простые вещества, осадки, газы, вода и слабые электролиты.

## **ЗАДАНИЕ 32. Реакции, подтверждающие взаимосвязь различных классов неорганических веществ\***

Это задание включает в себя часть раздела «Общая химия» и практически весь раздел под названием «Химия элементов».

### **I. Свойства основных классов неорганических веществ**

К основным классам неорганических веществ относятся оксиды (основные, кислотные, амфотерные), соли (средние, кислые, комплексные), основания (щелочи, нерастворимые и амфотерные гидроксиды) и кислоты.

#### **Оксиды**

**Оксиды** – это бинарные соединения, в которых одним из двух элементов является кислород со степенью окисления –2. Выделяют солеобразующие оксиды (им соответствуют гидроксиды) и несолеобразующие оксиды ( $\text{CO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ).

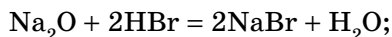
Солеобразующие оксиды разделяются на три типа:

1. **Основные оксиды** – это оксиды металлов со степенью окисления +1 и +2, реже +3, способные реагировать с кислотами, но не с основаниями.

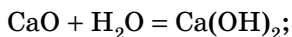
Все основные оксиды – это твердые вещества с ионной связью.

**Химические свойства основных оксидов:**

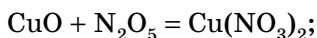
1) взаимодействуют с кислотами:



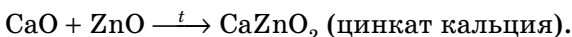
2) взаимодействуют с водой (реакция происходит, если образуется растворимое основание):



3) взаимодействуют с кислотными оксидами:



4) взаимодействуют с амфотерными оксидами:



\* Максимальная оценка – 4 балла, за каждое правильно составленное уравнение – 1 балл.

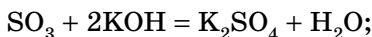


2. *Кислотные оксиды* – это оксиды металлов в степени окисления от +5 и выше и оксиды неметаллов, которые реагируют со щелочами и не реагируют с кислотами.

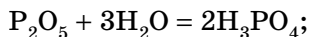
Среди кислотных оксидов есть газы ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ), жидкости ( $\text{SO}_3$ ) и твердые вещества ( $\text{SiO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CrO}_3$  и т. д.).

Х и м и ч е с к и е с в о й с т в а кислотных оксидов:

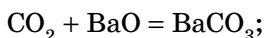
1) взаимодействуют с основаниями:



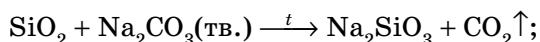
2) взаимодействуют с водой (кроме  $\text{SiO}_2$ ):



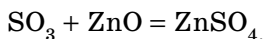
3) взаимодействуют с основными оксидами:



4) взаимодействуют с солями более слабых или летучих кислот:



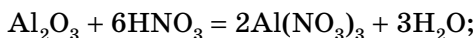
5) кислотные оксиды, образующие сильные кислоты, взаимодействуют с амфотерными оксидами:



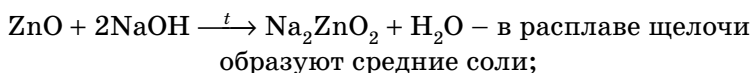
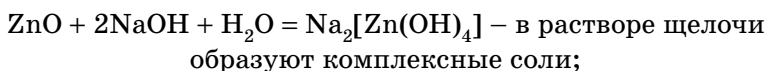
3. *Амфотерные оксиды* – это оксиды некоторых металлов, чаще всего в степени окисления +2 и +3 ( $\text{ZnO}$ ,  $\text{BeO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ), реагирующие с кислотами и щелочами. Это твердые вещества, нерастворимые в воде.

Х и м и ч е с к и е с в о й с т в а амфотерных оксидов:

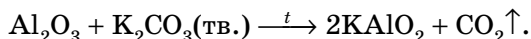
1) взаимодействуют с сильными кислотами:



2) взаимодействуют со щелочами:



3) взаимодействуют с солями угольной кислоты (карбонатами) при сплавлении:



## Г и д р о к с и д ы

*Гидроксиды* – соединения, в состав которых входит гидроксильная группа, или гидроксогруппа ( $-\text{OH}$ ).

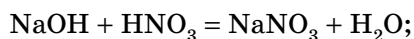
К гидроксидам относятся основания, амфотерные гидроксиды и кислотсодержащие кислоты.

*Основания* – сложные вещества, содержащие в своем составе катион металла (или аммония) и анион  $\text{OH}^-$ . Все основания, кроме гидроксида аммония, – твердые вещества.

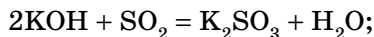
Выделяют следующие группы оснований: растворимые (щелочи) и нерастворимые.

Химические свойства щелочей:

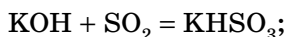
1) взаимодействуют с кислотами (реакция нейтрализации):



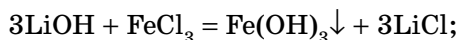
2) взаимодействуют с кислотными оксидами:



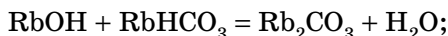
если кислотный оксид в избытке, образуется кислая соль:



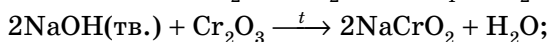
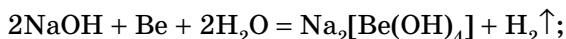
3) взаимодействуют со средними солями (реакция возможна, если оба реагента растворимы, а среди продуктов есть газ или осадок):



4) взаимодействуют с кислыми солями:

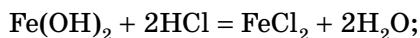


5) взаимодействуют с некоторыми металлами, амфотерными оксидами и гидроксидами (в растворе образуются комплексные соли, при сплавлении – средние соли):

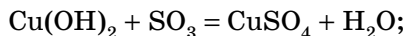


Химические свойства нерастворимых оснований:

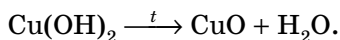
1) взаимодействуют с сильными кислотами:



2) взаимодействуют с кислотными оксидами сильных кислот, образуя соли:



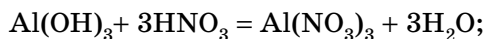
3) при нагревании нерастворимые основания разлагаются:



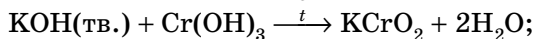
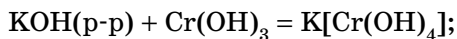
*Амфотерные гидроксиды* – это соединения, в зависимости от условий проявляющие основные или кислотные свойства. Это твердые вещества, нерастворимые в воде.

Химические свойства амфотерных гидроксидов:

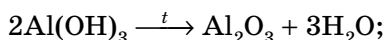
1) взаимодействуют с сильными кислотами:



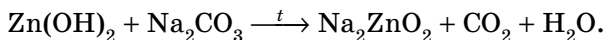
2) взаимодействуют с растворами и расплавами щелочей:



3) при нагревании амфотерные гидроксиды разлагаются:



4) взаимодействуют с карбонатами щелочных и щелочноземельных металлов (при сплавлении):



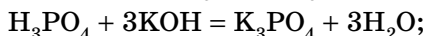
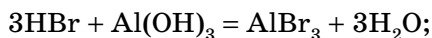
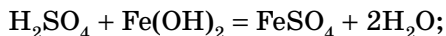
## Кислоты

**Кислоты** – сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотного остатка. При взаимодействии с водой они диссоциируют на катион водорода и анион кислотного остатка.

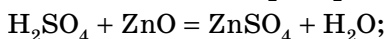
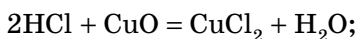
По составу кислоты делятся на кислородсодержащие и бескислородные; по силе – на сильные и слабые кислоты.

**Химические свойства кислот:**

1) взаимодействуют с основаниями и амфотерными гидроксидами (сильные кислоты – со всеми основаниями, слабые кислоты – в основном со щелочами):

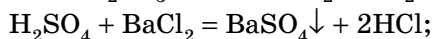


2) взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами:

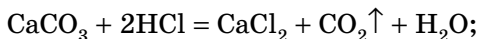


3) взаимодействуют со средними солями:

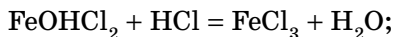
а) если соль и кислота растворимы, то реакция идет в том случае, когда образуется осадок или газ:



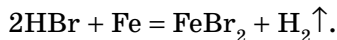
б) если соль нерастворима, то реакция идет в том случае, когда соль образована более слабой и/или летучей кислотой:



4) взаимодействуют с основными солями – образуются средняя соль и вода:



5) взаимодействуют с металлами (с концентрированной серной кислотой и азотной кислотой любой концентрации в реакциях с металлами водород не образуется), стоящими в ряду напряжений до водорода:



## Соли

**Соли** – это сложные вещества, состоящие из катионов (металла, аммония и т. д.) и анионов кислотных остатков (одного или нескольких).

Выделяют следующие типы солей:

1) *средние соли* – продукт полного замещения атомов водорода на металл или ион аммония в кислоте и замещения гидроксильных OH-групп на кислотные остатки в основании (например,  $\text{AlCl}_3$ );

2) *кислые соли* – продукт неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл (например, гидросульфат калия  $\text{KHSO}_4$ );

3) *основные соли* – продукт неполного замещения OH-групп основания на кислотные остатки (например, гидроксохлорид железа(II)  $\text{FeOHCl}$ );

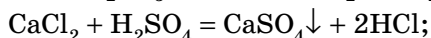
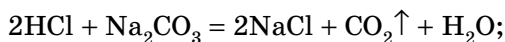
4) *двойные соли* – включают в состав два катиона и один анион (например, сульфат калия-алюминия  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ );

5) *смешанные соли* – содержат один катион и несколько кислотных остатков (например, хлорид-гипохлорит кальция  $\text{Ca}(\text{Cl})\text{OCl}$ );

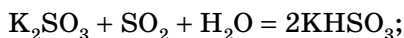
6) *комплексные соли* (например, тетрагидроксоцинкат натрия  $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ ).

Химические свойства солей:

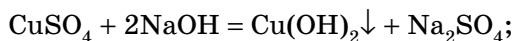
1) взаимодействуют с кислотами:



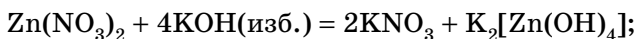
2) взаимодействуют с кислотными оксидами:



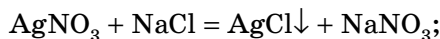
3) взаимодействует со щелочами, если исходная соль растворима и образуется осадок или газ:



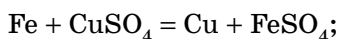
соль амфотерного металла в избытке щелочи образует две соли:



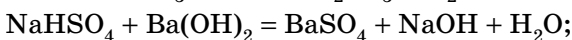
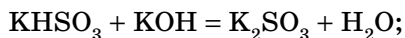
4) взаимодействуют с солями, если обе соли растворимы и образуется осадок:



5) взаимодействуют с металлом, если вытесняющий металл не реагирует с водой и находится левее (до) вытесняемого металла в ряду напряжений:

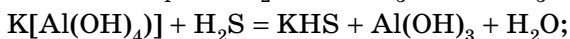
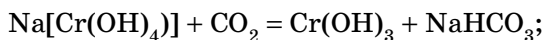


6) кислые соли взаимодействуют со щелочами, образуя средние соли и воду:

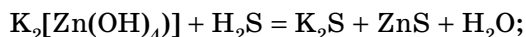


7) комплексные соли взаимодействуют с кислотами и кислотными оксидами:

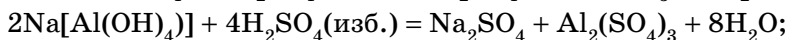
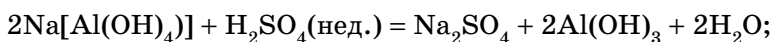
а) со слабыми кислотами и кислотными оксидами слабых кислот образуют амфотерный гидроксид и кислую (или среднюю) соль:



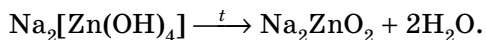
тетрагидроксоцинкаты взаимодействуют с сероводородом с образованием средних солей и воды:



б) с сильными кислотами и кислотными оксидами сильных кислот – продукты зависят от количества кислоты или кислотного оксида: если кислота в недостатке, то образуются амфотерный гидроксид и соль, если в избытке – две соли:



8) комплексные соли при нагревании разрушаются:



В кратком виде свойства основных классов неорганических веществ перечислены в табл. 1.

Таблица 1

### Химические свойства основных классов неорганических соединений

Класс	Химические свойства
Основные оксиды	1) Основной оксид + кислота = соль + вода; 2) основной оксид + вода = щелочь (если основание нерастворимое, реакция не происходит); 3) основной оксид + кислотный оксид = соль; 4) основной оксид + амфотерный оксид = соль
Кислотные оксиды	1) Кислотный оксид (кроме оксида кремния $\text{SiO}_2$ ) + вода = кислота; 2) кислотный оксид + щелочь = соль + вода; 3) кислотный оксид сильной кислоты + нерастворимое основание = соль + вода; 4) кислотный оксид + основной оксид = соль; 5) кислотный оксид сильной кислоты + амфотерный оксид = соль
Амфотерные оксиды	1) Амфотерный оксид + основной оксид = соль; 2) амфотерный оксид + кислотный оксид = соль; 3) амфотерный оксид + щелочь (тв.) = соль + вода; 4) амфотерный оксид + щелочь (р-р) + вода = комплексная соль; 5) амфотерный оксид + сильная кислота = соль + вода; 6) амфотерный оксид + соль слабой кислоты (карбонат щелочного металла) = соль + газ ( $\text{CO}_2$ )
Щелочи	1) Щелочь + кислота = соль + вода; 2) щелочь + кислотный оксид (нед.) = средняя соль + вода; 3) щелочь + кислотный оксид (изб.) = кислая соль; 4) щелочь + средняя соль (р-р) = новое основание + новая соль (образуется осадок или газ); 5) щелочь + кислая соль = средняя соль + вода; 6) щелочь (тв.) + амфотерный оксид = соль + вода; 7) щелочь (р-р) + амфотерный оксид + вода = комплексная соль; 8) щелочь (р-р) + амфотерный гидроксид = комплексная соль; 9) щелочь (тв.) + амфотерное основание = соль + вода; 10) щелочь + амфотерный металл + вода = комплексная соль + водород
Нерастворимые основания	1) Нерастворимое основание + сильная кислота = соль + вода; 2) нерастворимое основание + кислотный оксид сильной кислоты = соль + вода; 3) нерастворимое основание $\xrightarrow{t}$ основной оксид + вода
Амфотерные гидроксиды	1) Амфотерный гидроксид $\xrightarrow{t}$ амфотерный оксид + вода; 2) амфотерный гидроксид + сильная кислота = соль + вода; 3) амфотерный гидроксид + щелочь (р-р) = комплексная соль; 4) амфотерный гидроксид + щелочь (тв.) = соль + вода; 5) амфотерный гидроксид + карбонат щелочного металла (тв.) = соль + $\text{CO}_2$ + $\text{H}_2\text{O}$

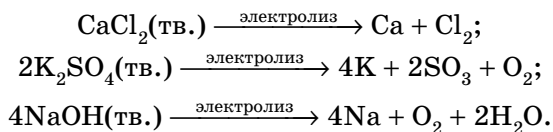
Класс	Химические свойства
Кислоты	1) Кислота + щелочь = соль + вода; 2) сильная кислота + нерастворимое основание/амфотерный гидроксид = соль + вода; 3) кислота + основной оксид/амфотерный оксид = соль + вода; 4) кислота + металл (до водорода в ряду напряжений) = соль + водород; кроме $\text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) и $\text{HNO}_3$ ; 5) кислота + средняя соль = новая соль + новая кислота (если образуется осадок или газ); 6) кислота + средняя соль (этой же кислоты) = кислая соль; 7) кислота + основная соль = средняя соль + вода
Соли	1) Средняя соль + кислотный оксид + вода = кислая соль; 2) средняя соль + кислота = новая соль + новая кислота (если образуется осадок или газ); 3) средняя соль (этой же кислоты) + кислота = кислая соль; 4) основная соль + кислота = средняя соль + вода; 5) средняя соль (р-р) + щелочь = новая соль + новое основание (если образуется осадок или газ); 6) кислая соль + щелочь = средняя соль + вода; 7) соль (р-р) + соль (р-р) = новая соль + новая соль (если выпадает осадок); 8) соль (р-р) + металл 1 = новая соль (р-р) + металл 2 (металл 1 находится левее металла 2 в ряду напряжений и не реагирует с водой)

## II. Окислительно-восстановительные свойства различных веществ\*

### III. Электролиз растворов и расплавов

**Электролиз** – это окислительно-восстановительный процесс, протекающий в расплавах и растворах электролитов под действием электрического тока. В раствор или расплав какого-либо электролита опускают электроды: катод (–) и анод (+). При этом ионы, образовавшиеся при диссоциации электролита, движутся к электродам и разряжаются на них, принимая или отдавая электроны. Катод – восстановитель, анод – окислитель.

**Электролиз расплавов.** На катоде все металлы разряжаются до  $\text{Met}^0$ ; на аноде анионы бескислородных кислот разряжаются до простых веществ, анионы кислородсодержащих кислот – до соответствующего кислотного оксида и кислорода, гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$  – до кислорода и воды.

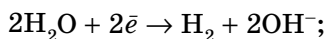


**Электролиз растворов.** На катоде происходят следующие процессы:

1) металлы, стоящие в ряду напряжений после (справа от) водорода, разряжаются до  $\text{Met}^0$ ;

\* См. теоретический материал к заданию 30 (с. 7–9).

2) металлы, стоящие в ряду напряжений до Al включительно, остаются в растворе, при этом на катоде происходит разложение воды по схеме:

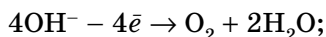


3) для металлов, стоящих между Al и H<sub>2</sub>, протекают два процесса одновременно: разрядка металла и разложение воды, при этом образуются Met<sup>0</sup> и H<sub>2</sub>.

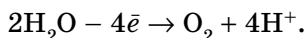
На аноде протекает один из трех процессов:

1) анионы бескислородных кислот (кроме аниона F<sup>-</sup>) разряжаются до простых веществ;

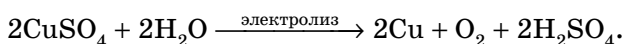
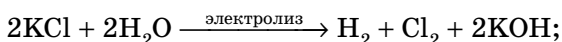
2) если в растворе есть гидроксид-ионы OH<sup>-</sup>, то они разряжаются по схеме:



3) анионы кислородсодержащих неорганических кислот и F<sup>-</sup> не разряжаются, на аноде происходит разложение воды:



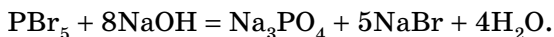
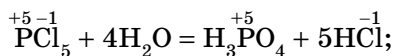
Рассмотрим два примера электролиза водных растворов:



#### IV. Гидролиз бинарных соединений металлов и неметаллов.

##### Взаимный гидролиз двух солей

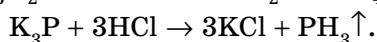
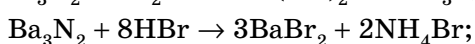
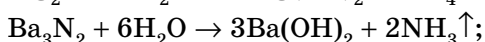
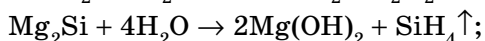
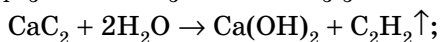
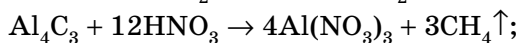
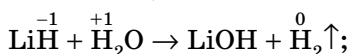
*Гидролиз бинарных соединений неметаллов.* При помещении соединений неметаллов в воду образуются две кислоты, а в раствор щелочи – две соли. Степени окисления элементов при этом не изменяются:



*Гидролиз бинарных соединений металлов.* Гидролиз галогенидов и большинства сульфидов металлов протекает обратимо. (В этом задании он не встречается.)

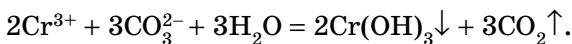
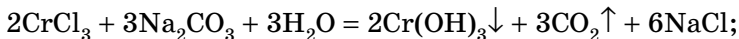
Гидриды, нитриды, фосфиды, карбиды, силициды металлов в водной среде гидролизуются до щелочи, а в кислой – до соли. Вторые продукты в этих реакциях: при гидролизе гидридов – водород, карбидов – метан или ацетилен, нитридов – аммиак (в кислой среде – соли аммония), фосфидов – фосфин PH<sub>3</sub>, силицидов – силан SiH<sub>4</sub>.

Гидролиз бинарных соединений металлов, как и неметаллов, происходит без изменения степеней окисления (исключение – гидролиз гидридов):

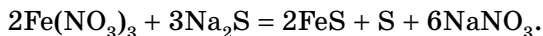


Гидролиз соли – это взаимодействие ее ионов с водой.

*Взаимный гидролиз двух солей.* Он происходит при сливании растворов, содержащих, например, один из трех катионов ( $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ) и один из трех анионов ( $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ). При этом образуется осадок гидроксида металла и выделяется газ:



Исключением является гидролиз двух солей, если в составе одной из них есть катион  $\text{Fe}^{3+}$ , а в составе другой – анион  $\text{S}^{2-}$ . В результате реакции образуется сульфид железа(II) и сера:



## V. Окраска индикаторов в разных средах

Таблица 2

Окраска индикаторов в разных средах

Индикатор	Среда		
	кислая, pH < 7	нейтральная, pH = 7	щелочная, pH > 7
Лакмус	Красный	Фиолетовый	Синий
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый
Метиловый оранжевый	Красный	Оранжевый	Желтый

## VI. Окраска и признаки (физические и химические свойства) некоторых соединений

Для выполнения задания 32 необходимо знать окраску и признаки (физические и химические свойства) некоторых соединений. Наиболее часто встречающиеся вещества представлены в табл. 3 (см. с. 19).

## VII. Химия элементов

### Металлы

В Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева металлы встречаются во всех группах и во всех периодах, кроме первого. В главных подгруппах металлы есть везде, кроме VIIA и VIIIA групп; все элементы побочных подгрупп – металлы.

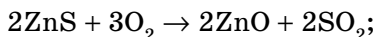
**Физические свойства металлов:** пластичность, блеск, хорошая тепло- и электропроводность; большинство из них – твердые вещества при н. у. (кроме ртути).

Основные способы получения металлов – пирометаллургия и электрометаллургия.

Пирометаллургия заключается в том, что сначала проводят обжиг руды, потом плавку, в результате которой получают металл в чистом виде.

Пример получения цинка пирометаллургическим способом:

1-я стадия. Обжиг:





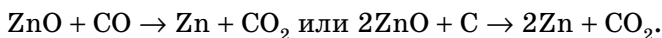
**Окраска и признаки некоторых химических соединений\***

Окраска и признаки	Формула
<b>Простое вещество</b>	
Желтое	S
Красное	P
Желто-зеленый газ	Cl <sub>2</sub>
Коричнево-бурая жидкость	Br <sub>2</sub>
Серо-фиолетовое	I <sub>2</sub>
Черное	C
<b>Газ</b>	
Бурый	NO <sub>2</sub>
С запахом тухлых яиц	H <sub>2</sub> S
С резким запахом, растворимый в воде	SO <sub>2</sub> , NH <sub>3</sub>
Не поддерживает горение, неядовит	N <sub>2</sub>
Не поддерживает горение, тяжелее воздуха	CO <sub>2</sub>
Поддерживает горение	O <sub>2</sub> , O <sub>3</sub> , N <sub>2</sub> O, NO, NO <sub>2</sub>
<b>Осадок</b>	
Белый, растворимый в сильных кислотах и щелочах	Zn(OH) <sub>2</sub> , Al(OH) <sub>3</sub>

Окраска и признаки	Формула
Серо-зеленый, растворимый в сильных кислотах и щелочах	Cr(OH) <sub>3</sub>
Белый, растворимый в кислотах; реакция идет с выделением газа	Карбонаты и сульфиты
Белый, иногда светло-зеленый. На воздухе буреет	Fe(OH) <sub>2</sub>
Бурый	Fe(OH) <sub>3</sub> или MnO <sub>2</sub>
Голубой (синий)	Cu(OH) <sub>2</sub>
Белый творожистый, нерастворимый в кислотах	AgCl
Кремевый (желтоватый), нерастворимый в кислотах	AgBr
Желтый, нерастворимый в кислотах	AgI
Желтый, растворимый в кислотах	Ag <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>
Черный	CuS, PbS, Ag <sub>2</sub> S и т. д.
Белый, нерастворимый в кислотах	BaSO <sub>4</sub>

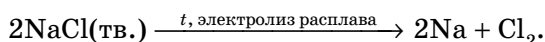
\* Следует отметить, что не всегда признаки или свойства однозначно указывают на то или иное соединение. Необходимо очень внимательно анализировать текст задания.

2-я стадия. Плавка:



Электрометаллургия – электролиз расплавов и растворов соединений металлов.

Пример получения натрия электрометаллургическим способом:



Некоторые металлы встречаются в природе в самородном виде (например, медь, серебро, золото, платина).

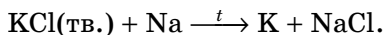
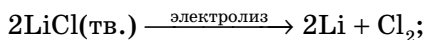
**Элементы IА группы** – щелочные металлы Li, Na, K, Rb, Cs.

Внешний электронный уровень (основное состояние) щелочных металлов:  $ns^1$ .

Степень окисления в соединениях: +1.

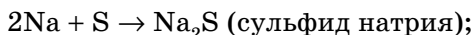
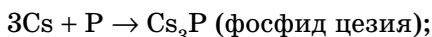
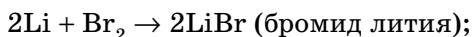
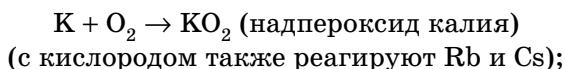
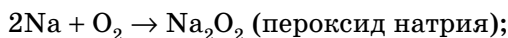
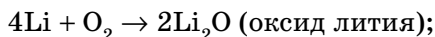
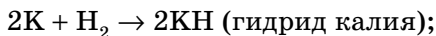
Нахождение в природе: только в виде соединений. В основном это соли (галит NaCl, сильвин KCl, сильвинит NaCl · KCl и др.).

Получение: электролиз расплавов или восстановление другим металлом из солей в расплавах:



Химические свойства простых веществ – металлов:

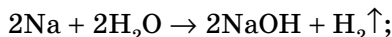
1) взаимодействуют с неметаллами – водородом, кислородом, галогенами, фосфором, серой:



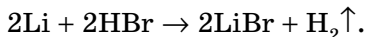
2) взаимодействуют с азотом без нагревания (только литий):



3) взаимодействуют с водой, образуя щелочи (реакция протекает при н. у.):



4) взаимодействуют с кислотами, образуя соль и водород (кроме концентрированной серной кислоты и азотной кислоты любой концентрации):

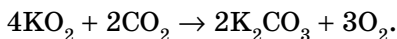
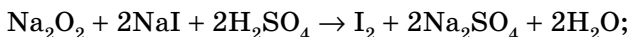


Соединения щелочных металлов:

1. Оксиды металлов проявляют свойства основных оксидов.

2. Основания обладают всеми свойствам щелочей.

3. Пероксиды и надпероксиды имеют сильные окислительные свойства:

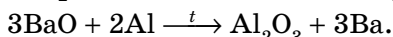
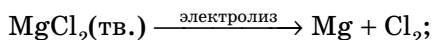


**Элементы IIА группы** – щелочноземельные металлы Be, Mg, Ca, Sr, Ba. Внешний электронный уровень (основное состояние):  $ns^2$ .

Степень окисления в соединениях: +2.

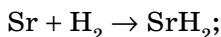
Нахождение в природе: только в виде соединений. В основном это соли (известняк  $\text{CaCO}_3$ , гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , доломит  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ ).

Получение: электролиз расплавов или алюмотермия:



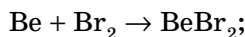
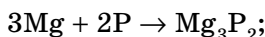
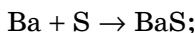
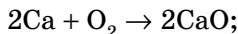
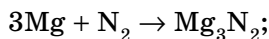
Химические свойства простых веществ:

1) взаимодействуют с неметаллами: водородом (все, кроме бериллия), углеродом, азотом, кислородом, серой, фосфором, галогенами:

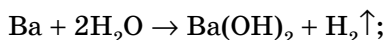


$2\text{Be} + \text{C} \rightarrow \text{Be}_2\text{C}$  – карбид бериллия  
(относится к группе метанидов);

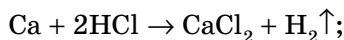
$\text{Ca} + 2\text{C} \rightarrow \text{CaC}_2$  – карбид кальция  
(относится к группе ацетиленидов);



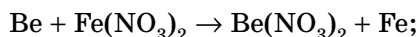
2) взаимодействуют с водой: бериллий не реагирует, магний – при нагревании, остальные – при н. у.:



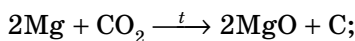
3) взаимодействуют с кислотами с образованием соли и водорода (кроме серной концентрированной и азотной кислот любой концентрации):



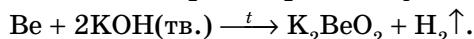
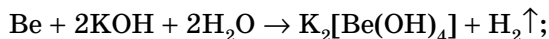
4) взаимодействуют с солями менее активных металлов:



5) взаимодействие магния с углекислым газом (горение в углекислом газе) – особое свойство магния:



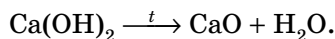
6) взаимодействие бериллия со щелочами (проявляет амфотерные свойства):



Соединения металлов IIА группы:

1. Оксиды: оксид бериллия – амфотерный, остальные обладают всеми свойствами основных оксидов.

2. Гидроксиды:  $\text{Be}(\text{OH})_2$  – амфотерный гидроксид,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  – нерастворимое основание,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  – щелочи. При сильном нагревании гидроксиды всех металлов IIА группы разлагаются на оксид и воду:



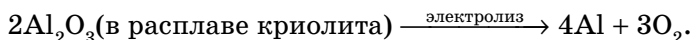
**Алюминий** – элемент IIIА группы.

Внешний электронный уровень (основное состояние):  $3s^23p^1$ .

Степень окисления в соединениях: +3.

Нахождение в природе: только в виде соединений. В основном в природе встречаются бокситы ( $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ) и соли (например, алюмокалиевые квасцы  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ).

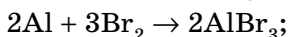
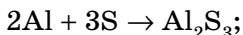
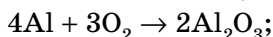
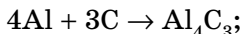
Получение: электролиз расплава оксида в криолите  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$  (его добавляют для понижения температуры плавления):



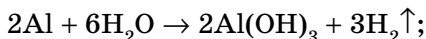
Химические свойства простого вещества:

1) поверхность алюминия на воздухе покрыта прочной пленкой из оксида, защищающей металл от окисления;

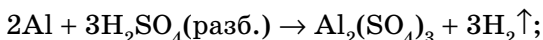
2) взаимодействует при нагревании с неметаллами: углеродом, кислородом, серой, галогенами (с водородом не реагирует):



3) при обычных условиях (н. у.) с водой не реагирует; реакция с водой происходит, если алюминий очистить от оксидной пленки (например, получить амальгаму – сплав со ртутью):

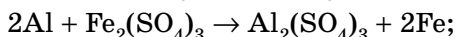
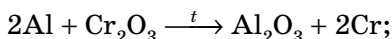


4) взаимодействует с кислотами с образованием соли и водорода:

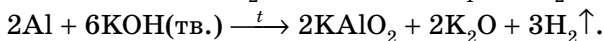
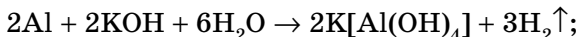


концентрированная серная и азотная кислоты пассивируют алюминий: при обычных условиях (н. у.) реакция при не идет, она возможна только при сильном нагревании;

5) взаимодействует с солями и оксидами менее активных металлов:



6) взаимодействует со щелочами (в растворе и расплаве):



Соединения алюминия:

1. Оксид алюминия проявляет все свойства амфотерного оксида.

2. Гидроксид алюминия – проявляет все свойства амфотерного гидроксида.

### **Металлы побочных подгрупп**

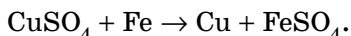
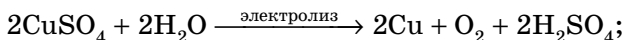
*Медь* – элемент IB группы (побочной подгруппы).

Внешний электронный уровень (основное состояние):  $3d^{10}4s^1$ .

Степень окисления в соединениях: +1, +2.

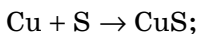
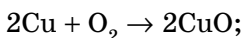
Нахождение в природе: в самородном виде и в виде соединений (халькопирит  $\text{CuFeS}_2$ , малахит  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  и др.).

Получение: электролиз растворов или вытеснение из раствора более активным металлом:



Химические свойства простого вещества:

1) взаимодействует с неметаллами – кислородом, серой, галогенами:



Конец ознакомительного фрагмента.

Приобрести книгу можно

в интернет-магазине

«Электронный универс»

[e-Univers.ru](http://e-Univers.ru)