

УДК 546:001(091)

DOI: 10.17072/2223-1838-2017-4-395-405

**Н.К. Мочалова, М.Г. Котомцева**

Пермский государственный национальный исследовательский университет, Пермь, Россия

**О ПРЕПОДАВАНИИ ДИСЦИПЛИНЫ «ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ» СТУДЕНТАМ  
ХИМИЧЕСКОГО ФАКУЛЬТЕТА**

*Статья посвящена вопросам преподавания дисциплины «Химия элементов» студентам первого курса, обучающимся по направлению «Химия», предложены примеры заданий для лабораторных занятий, самостоятельных работ и контрольных мероприятий.*

**Ключевые слова:** преподавание химии; химия элементов; лабораторный практикум; самостоятельная работа; текущий контроль

**N.K. Mochalova, M.G. Kotomtseva**  
Perm State University, Perm, Russia

**ON TEACHING THE SUBJECT «INORGANIC CHEMISTRY»  
FOR STUDENTS OF CHEMICAL SPECIALTIES**

*The article is devoted to teaching the subject «Inorganic Chemistry» for students of chemical specialties, offered examples of tasks for the laboratory and independent verification of work, given some tasks for current control.*

**Keywords:** teaching chemistry; inorganic chemistry; laboratory practice; independent work; the current control

Дисциплина «Химия элементов» – это базовая дисциплина, которую изучают студенты химического факультета, обучающиеся по направлению «Химия» и специальности «Фундаментальная и прикладная химия». Во втором триместре учебного года рассматриваются вопросы химии главных элементов-неметаллов – галогенов, серы, азота, фосфора и т.д. Это очень большой материал по объему и разнообразным свойствам простых веществ этих элементов, их водородных и кислородсодержащих соединений и их производных. Время, которое отводится на аудиторные занятия по этим темам, очень небольшое – 14 учебных недель. Поэтому необходимо большую часть материала включить в самостоятельную работу. В течение триместра студенты выполняют 6 самостоятельных работ.

В данной статье предложены методические материалы для изучения химии элементов главных подгрупп на примере пятой группы главной подгруппы – азот, фосфор, мышьяк, сурьма и висмут.

Студенты выполняют лабораторный практикум по химии соединений этих элементов (доступные по реактивам и технике выполнения опыты). Им предлагается выполнить 3 самостоятельные работы, в которые включены теоретические вопросы, качественные и расчетные задачи. Также в течение триместра проводятся семинары по темам «Кислородсодержащие соединения азота» и «Водородные соединения азота» с рассмотрением строения и свойств аммиака, гидразина, гидроксилamina, азидоводородной кислоты и их производных. Следующий

семинар посвящен многочисленным кислородным соединениям азота – оксидам, кислотам азота, строению их молекул, устойчивости, свойствам. На семинаре по фосфору большое внимание уделяется оксидам и кислородным кислотам фосфора, ионным равновесиям в водных растворах фосфат- и полифосфат-ионов.

По предложенной теме приводятся задания для лабораторного практикума, задания для самостоятельной работы студентов и контрольные мероприятия (КМ) в виде письменных контрольных работ. Рассмотрим их.

## **АЗОТ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ**

### **Опыт 1. Равновесие в водном растворе аммиака**

Водный раствор аммиака разделить на две пробирки. В одну из них добавить одну каплю фенолфталеина. Отметить окраску раствора. Выяснить, на присутствие каких ионов она указывает? Добавить в раствор 3–4 микрошпателя хлорида аммония и размешать раствор. Как изменилась интенсивность окраски? Почему? К раствору аммиака во второй пробирке добавить 5–6 капель раствора сульфата алюминия. Отметить исчезновение запаха аммиака.

Написать: а) схему равновесия в водном растворе аммиака; б) молекулярное и ионное уравнения реакции взаимодействия сульфата алюминия с водным раствором аммиака.

Указать, в каком направлении смещается равновесие в водном растворе аммиака при добавлении к нему хлорида аммония; сульфата алюминия?

Как при этом изменяется концентрация  $\text{OH}^-$ -ионов,  $\text{NH}_4^+$ -ионов,  $\text{NH}_3$  в равновесной системе? В каком направлении сместится равновесие при добавлении соляной кислоты? Почему?

**Примечание.** Ранее водный раствор аммиака обозначали формулой  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Правильнее выражать его формулой  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , так как в растворе возникают водородные связи, а молекул  $\text{NH}_4\text{OH}$  не обнаружено.

#### **Опыт 2. Восстановительные свойства аммиака**

В три пробирки внести отдельно по 3–4 капли растворов: а) бромной воды; б) перманганата калия; в) дихромата калия. В каждую из пробирок добавить по 3–5 капель 25%-ного (концентрированного) раствора аммиака. В каждом случае растворы слегка подогреть до изменения их окраски.

Написать соответствующие уравнения реакций, учитывая, что в каждом случае аммиак в основном окисляется до свободного азота. Во всех ли случаях произошло изменение окраски растворов? При каких условиях возможно протекание окислительно-восстановительной реакции между аммиаком и дихроматом калия? Подкрепите свои доводы расчетами.

#### **Опыт 3. Получение аммиаков**

В трех пробирках получить осадки  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ . Прилить к ним раствор аммиака. Происходит растворение осадков вследствие образования аммиаков. Составить уравнения реакций, отметить цвета осадков и растворов комплексных соединений.

#### **Опыт 4. Восстановительные свойства гидразина**

К 1 мл раствора нитрата серебра прилить 2 мл раствора аммиака и 2 мл раствора сульфата гидразина. При слабом нагревании на внутренней поверхности пробирки выделится серебро в виде зеркала. Составить уравнение реакции.

#### **Опыт 5. Восстановительные свойства гидроксиламина**

К 3 мл жидкости Фелинга прилить 1 мл раствора солянокислого гидроксиламина. Происходит выделение желтого гидроксида меди (I). Составить уравнение реакции.

**Примечание.** Жидкость Фелинга получена путем смешения двух растворов:

- 1) 34,64 г медного купороса в 500 мл воды;
- 2) 52 г гидроксида натрия и 173 г тартрата натрия-калия  $\text{NaKC}_4\text{H}_4\text{O}_6$  в 500 мл воды.

#### **Опыт 6. Оксид азота (III) и соли азотистой кислоты**

*А) Получение оксида азота (III) и его разложение*

Внести в пробирку 3–4 капли насыщенного раствора нитрита калия и добавить одну каплю разбавленного раствора серной кислоты. Отметить появление в растворе голубой окраски оксида азота (III)  $\text{N}_2\text{O}_3$ , который является ангидридом неустойчивой азотистой кислоты. Объяснить образование над раствором бурого газа.

Написать уравнения реакций взаимодействия нитрита калия с серной кислотой, протекающего с образованием  $\text{N}_2\text{O}_3$  и распада образовавшегося оксида  $\text{N}_2\text{O}_3$  на  $\text{NO}$  и  $\text{NO}_2$  (реакция диспропорционирования).

*Б) Восстановительные и окислительные свойства нитритов*

В три пробирки внести по 3–4 капли: в первую – иодида калия, во вторую – перманганата калия; в третью – дихромата калия. Во все пробирки добавить по 2–4 капли разбавленного раствора серной кислоты и 4–5 капель раствора нитрита калия.

Отметить изменение окраски растворов в каждом случае. Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что в первой пробирке нитрит калия восстанавливается до NO, во второй – KMnO<sub>4</sub> переходит в сульфат марганца (II), в третьей K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> – в сульфат хрома (III). В какое соединение переходит при этом нитрит калия? Указать, в каком случае он является окислителем, в каком – восстановителем. Пояснить, почему нитриты могут проявлять те и другие свойства?

Любой из приведенных выше опытов можно использовать в качестве реакции открытия иона NO<sub>2</sub><sup>-</sup> в присутствии иона NO<sub>3</sub><sup>-</sup> (в отсутствие других восстановителей и окислителей).

**Опыт 7. Качественные реакции обнаружения анионов азотной и азотистой кислот**

*А) Обнаружение нитрит-иона NO<sub>2</sub><sup>-</sup>*

Внести в одну пробирку 2–4 капли раствора нитрата, в другую – нитрита калия или натрия и прибавить в каждую по 2–3 капли разбавленного раствора уксусной кислоты. Наблюдать появление бурого газа в пробирке с нитрит-ионом. Написать соответствующее уравнение. Отметить отсутствие признаков реакции в пробирке с нитрат-ионами. Какой анион можно обнаружить этой реакцией?

*Б) Открытие нитрат-иона NO<sub>3</sub><sup>-</sup>*

К 5–6 каплям раствора нитрата калия или натрия добавить 3–4 капли раствора щелочи, 1 микрошпатель цинковой пыли и подогреть. При этом нитратный азот восстанавливается цинком до аммиака, а цинк переходит в раствор в виде комплексного аниона [Zn(OH)<sub>4</sub>]<sup>2-</sup>. Внести в пары нагреваемого раствора влажную красную лакмусовую бумажку и наблюдать ее посинение.

**ФОСФОР И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ**

**Опыт 1. Ортофосфаты некоторых металлов**

*А) Получение гидрофосфата кальция*

Внести в пробирку по 4–5 капель растворов хлорида кальция и гидрофосфата натрия Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub>. Отметить цвет выпавшего осадка.

Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

*Б) Осаждение фосфатов железа (III) и алюминия в присутствии ацетата натрия*

В две пробирки внести по 3–4 капли растворов солей: в первую – хлорида железа (III), во вторую – хлорида или сульфата алюминия. Добавить в каждую из пробирок по 2–3 капли растворов ацетата натрия и гидрофосфата натрия Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub>. Отметить цвета выпавших осадков.

Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Какую роль в реакции играет ацетат натрия?

**Опыт 2. Гидролиз ортофосфатов натрия**

В три пробирки внести по 5–6 капель раствора нейтрального лакмуса. Одну пробирку оставить как контрольную, во вторую добавить 3–4 кристалла фосфата

натрия, в третью – столько же дигидрофосфата натрия. Содержимое второй и третьей пробирок тщательно размешать чистыми стеклянными палочками до полного растворения солей. Отметить изменение окраски лакмуса по сравнению с окраской в контрольной пробирке.

На увеличение концентрации каких ионов указывает изменение окраски лакмуса при растворении фосфата натрия и дигидрофосфата натрия? Написать уравнения реакций гидролиза этих солей в сокращенной ионной и молекулярной форме.

Чем обусловлена кислая среда в растворе  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ? Какие две конкурирующие реакции могут протекать в растворе этой соли? Какая из них протекает более интенсивно? Подтвердить свою гипотезу расчетами, учитывая константы диссоциации ортофосфорной кислоты:  $K_1 = 7,9 \cdot 10^{-3}$ ;  $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ ;  $K_3 = 4,5 \cdot 10^{-12}$ . Написать уравнения всех протекающих реакций в молекулярной и ионной форме.

## СУРЬМА, ВИСМУТ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

### Опыт 1. Взаимодействие сурьмы и висмута с азотной кислотой

В две пробирки отдельно внести небольшое количество металлических сурьмы и висмута. В пробирку с сурьмой добавить 4–5 капель концентрированной азотной кислоты (плотность  $1,4 \text{ г/см}^3$ ), в пробирку с висмутом – столько же разбавленного раствора азотной кислоты. (Концентрированная азотная кислота пассивирует висмут). Пробирки закрепить в штативе и поочередно осторожно нагреть. Наблюдать растворение металлов и выделение газов.

Написать уравнения реакций, учитывая, что образуется соответственно сурьмяная кислота  $\text{H}_3\text{SbO}_4$  (в действительности полученное белое вещество имеет более сложный состав –  $x\text{Sb}_2\text{O}_5 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ ) и нитрат висмута (III). Кроме того, в обоих случаях азотная кислота восстанавливается до  $\text{NO}$ .

### Опыт 2. Гидроксиды сурьмы (III) и висмута (III) и их свойства

В две пробирки внести по 3–4 капли раствора хлорида сурьмы (III), в две другие – столько же раствора нитрата висмута. Во все четыре пробирки прибавить по 3–5 капель разбавленного раствора щелочи до выпадения осадков. В одну из пробирок с осадком гидроксида сурьмы добавить несколько капель разбавленного раствора соляной кислоты, в другую – щелочи. Наблюдать растворение осадков в обоих случаях. Прodelать аналогичные опыты с гидроксидом висмута, заменив соляную кислоту азотной. В обоих ли случаях растворился осадок  $\text{Bi}(\text{OH})_3$ ?

Отметить наблюдаемые явления во всех случаях. Сделать вывод о свойствах гидроксидов сурьмы и висмута. Написать уравнения реакций их получения в молекулярном и ионном виде, уравнения реакций взаимодействия указанных гидроксидов с кислотой и щелочью, учитывая, что при избытке щелочи гидроксид сурьмы образует комплексный анион  $[\text{Sb}(\text{OH})_6]^{3-}$  – гексагидроксиантимонат (III). В какой среде наиболее устойчив этот анион? В какой среде наиболее устойчив катион  $\text{Sb}^{3+}$ ?

### Опыт 3. Сульфиды сурьмы (III) и висмута (III) и их свойства

#### А) Получение сульфида и тиосоли сурьмы

(III)

В пробирку с раствором хлорида сурьмы (1–2 капли) добавить 5–8 капель сероводородной воды. Отметить цвет образовавшегося осадка сульфида сурьмы. (Эта реакция может служить качественной реакцией обнаружения иона  $\text{Sb}^{3+}$  в отсутствие ионов висмута и других металлов, дающих труднорастворимые сульфиды в кислой среде.) Дать осадку отстояться и, удалив пипеткой избыток жидкости, добавить к нему 4–5 капель сульфида аммония или натрия. Перемешать содержимое пробирки стеклянной палочкой и наблюдать растворение осадка, протекающее с образованием соли тиосурьмянистой кислоты – тиоантимонита аммония  $(\text{NH}_4)_3\text{SbS}_3$ . К полученному раствору прибавить 5–6 капель разбавленного раствора соляной кислоты, слегка нагреть смесь и отметить снова выпадение осадка сульфида сурьмы (III). Что происходит с тиосолью в кислой среде?

Написать в молекулярной и ионной форме уравнения реакций получения сульфида сурьмы (III), соли тиосурьмянистой кислоты и ее разрушения в кислой среде.

#### Б) Сульфид висмута и его свойства

В две пробирки внести по 1–2 капли раствора соли висмута и в каждую добавить по 4–5 капель сероводородной воды. Отметить цвет осадка.

В одну из пробирок с полученным сульфидом висмута добавить 3–4 капли сульфида натрия. Результат опыта сравнить с результатом соответствующего опыта с сульфидом сурьмы.

В другую пробирку с сульфидом висмута добавить 2–3 капли концентрированной азотной кислоты. Наблюдать растворение осадка. Если осадок растворяется медленно, пробирку слегка подогреть.

Описать проделанную работу. Написать уравнения реакции получения сульфида висмута. Отметить различие в свойствах сульфида сурьмы и сульфида висмута по отношению к избытку сульфида натрия. Чем объяснить это различие? Написать уравнение реакции растворения сульфида висмута в азотной кислоте, учитывая, что при этом образуется сульфат висмута (III).

### Опыт 4. Восстановление соли висмута (III)

В пробирку внести одну каплю раствора хлорида олова (II) и 5–6 капель разбавленного раствора гидроксида натрия до полного растворения выпавшего вначале осадка гидроксида олова (II). К полученному раствору добавить одну каплю раствора соли висмута (III). Отметить выпадение черного осадка металлического висмута.

Написать уравнение реакции, учитывая, что олово (IV) в щелочной среде образует комплексный анион  $[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$ , дающий соль  $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$  – гексагидроксостаннат (IV) натрия. Указать окислитель и восстановитель.

### Опыт 5. Окислительные свойства соединений висмута (V)

В пробирку внести 1–2 капли раствора сульфата марганца (II), 2–3 капли разбавленного раствора азотной кислоты и один микрошпатель порошка висмутата натрия. Отметить появление фиолетовой окраски, характерной для перманганат-иона.

Написать уравнение реакции, учитывая, что висмутат натрия переходит в нитрат висмута

(III), а сульфат марганца (II) – в марганцовую кислоту.

**Самостоятельная работа по теме  
«АЗОТ, СОЕДИНЕНИЯ АЗОТА»**

Для выполнения заданий необходимо знать:

- валентные возможности и степени окисления азота;
- водородные соединения азота (аммиак, гидразин, гидроксилламин, азидоводородная кислота);
- оксиды азота;
- кислородсодержащие кислоты азота.

1. Какие вещества получаются при пропускании воздуха над раскаленным кальцием? Что произойдет, если к полученным веществам добавить воду? Составьте уравнения соответствующих реакций.

2. Раствор какого из водородных соединений азота – аммиака, гидразина, гидроксилламина – является более сильным основанием? Пользуясь справочными материалами, приведите значения констант диссоциации для каждого соединения. Какие химические свойства характерны для этих соединений? Приведите примеры и составьте уравнения реакций.

3. Какие из оксидов азота являются ангидридами кислот? Напишите уравнения реакций их взаимодействия с водой.

4. Какие способы используют для получения азотной кислоты в промышленности, в лаборатории? Составьте уравнения реакций.

5. Составьте уравнения реакций взаимодействия «царской водки» с золотом и платиной, считая, что координационное число золота равно 4, платины – 6. Расставьте

коэффициенты методом ионно-электронных полуреакций. Назовите полученные соединения.

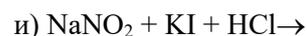
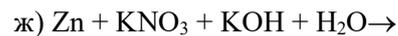
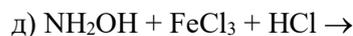
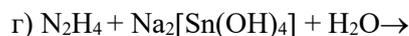
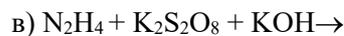
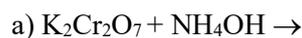
6. В четырех пробирках находятся сухие соли: нитрат калия, нитрит натрия, сульфат аммония и ортофосфат натрия. Предложите способы идентификации этих веществ. Составьте уравнения соответствующих реакций.

7. Вычислите молярную концентрацию и мольную долю  $\text{NH}_4\text{Cl}$  в 27,1%-ном растворе соли, считая плотность раствора равной 1,075 г/мл.

8. К 2 л 0,1 н. раствора азотной кислоты прибавили 0,5 л 0,2 н. раствора гидроксида калия. Чему равна величина pH после реакции нейтрализации?

9. Сколько мл 0,05 М раствора перманганата калия требуется для окисления в сернокислом растворе 25 мл 0,1 М раствора нитрита калия?

10. Расставьте коэффициенты методом ионно-электронных полуреакций, предварительно закончив уравнения:



**Самостоятельная работа по теме**

**«ФОСФОР, СОЕДИНЕНИЯ ФОСФОРА»**

1. Аллотропные модификации фосфора (общая характеристика каждой модификации).

2. Водородные соединения фосфора: фосфин, дифосфин. Получение этих соединений и их свойства (дать полный ответ).

3. Составьте уравнения реакций растворения фосфорного ангидрида в горячей и холодной воде. Приведите структурные формулы и названия образующихся кислородных кислот фосфора (V).

4. Предложите способы получения ортофосфорной кислот: а) из фосфора; б) хлорида фосфора (V); в) ортофосфата кальция.

5. Приведите структурные формулы кислот фосфора (+1) и фосфора (+3). Какими свойствами обладают эти кислоты? Приведите примеры и составьте уравнения соответствующих реакций.

6. Полифосфорные кислоты: структурные формулы, свойства кислот, получение. Какие равновесия устанавливаются в водных растворах, содержащих фосфат- и полифосфат-ионы.

7. Изменится ли цвет лакмуса в растворах ортофосфата калия и дигидрофосфата калия? Дайте пояснения, составьте уравнения соответствующих реакций, приведите необходимые расчеты.

8. Что называют «простым суперфосфатом», «двойным суперфосфатом»? Как получают эти вещества и где используют?

9. Произведение растворимости ортофосфата кальция  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  равно  $1 \cdot 10^{-33}$ . Рассчитайте концентрации ионов кальция и фосфат-ионов в насыщенном растворе этой

соли. В каком количестве воды можно растворить 1 мг ортофосфата кальция?

10. Расставьте коэффициенты методом ионно-электронных полуреакций, предварительно закончив уравнения:



**Самостоятельная работа по теме**

**«ПОДГРУППА МЫШЬЯКА»**

1. Составьте электронные формулы атомов мышьяка, сурьмы и висмута, укажите возможные и устойчивые степени окисления этих элементов.

2. Используя учебную и справочную литературу, сопоставьте в ряду As–Sb–Bi изменения следующих свойств:

а) атомных и условных ионных ( $\text{Э}^{5+}$ ) радиусов;

б) потенциалов ионизации;

в) сродства к электрону;

г) электроотрицательностей.

3. Сопоставьте в ряду гидридов азота – висмута  $\text{ЭH}_3$  изменения следующих свойств:

а) геометрии молекул;

б) термической устойчивости;

в) восстановительных свойств (приведите два примера уравнений реакций);

г) донорной способности

Объясните наблюдаемые закономерности.

4. Используя справочные величины окислительно-восстановительных потенциалов, оцените возможность использования

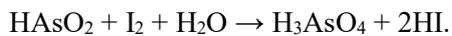
арсина в качестве восстановителя в реакциях:  
а) с иодидом калия; б) со свободным иодом.  
Каковы наиболее вероятные продукты этих реакций?

5. На конкретных примерах покажите, как меняются кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства высших оксидов и соответствующих им гидроксидов мышьяка, сурьмы и висмута. Чем это вызвано?

6. Сопоставьте изменения устойчивости соединений мышьяка, сурьмы и висмута в степени окисления +3. Как меняются состав, восстановительные свойства и кислотно-основной характер кислородных соединений перечисленных элементов? Приведите примеры соответствующих уравнений.

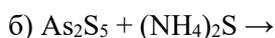
7. Предложите способы получения висмутата натрия, используя в качестве сырья хлорид висмута (III). Приведите пример использования висмутата натрия в качестве окислителя. Какую роль играет среда в этих процессах?

8. Используя значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, определите направление и обратимость процесса:



9. Какие из галогенидов –  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{AsF}_5$ ,  $\text{SbBr}_3$ ,  $\text{BiI}_3$  относятся к галогенангидридам и какие – к солям?

10. Расставьте коэффициенты методом ионно-электронных полуреакций, предварительно закончив уравнения:



## ИТОГОВОЕ КОНТРОЛЬНОЕ

### МЕРОПРИЯТИЕ

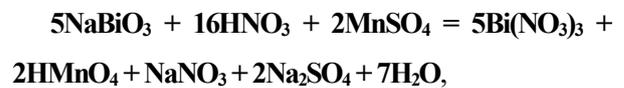
#### Билет №1

1. **Азидоводородная кислота:** графическая формула молекулы, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства кислоты. Приведите по два примера соответствующих реакций.

2. Составьте уравнения реакций, расставьте коэффициенты, назовите продукты реакций:



3. Определите направление возможного протекания реакции



при стандартном давлении и стандартной температуре концентрация ионов  $\text{Mn}^{2+}$  равна  $10^{-3}$  моль/л,  $\text{MnO}_4^-$  равна  $10^{-2}$  моль/л,  $\text{Bi}^{3+}$  равна  $10^{-4}$  моль/л,  $\text{pH} = 1$ .

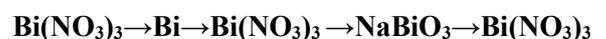
4. Определите окислитель и восстановитель, составьте уравнения реакций, расставьте коэффициенты методом ионно-электронных полуреакций:



#### Билет №2

1. **Фосфористая кислота:** графическая формула молекулы, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства кислоты. Приведите по два примера соответствующих реакций.

2. Составьте уравнения реакций, расставьте коэффициенты, назовите продукты реакций:



3. Определите направление возможного протекания реакции



если при стандартном давлении и стандартной температуре концентрация ионов  $\text{AsO}_2^-$  равна  $10^{-2}$  моль/л,  $\text{AsO}_4^{3-}$  равна  $10^{-3}$  моль/л,  $\Gamma$  равна  $10^{-2}$  моль/л,  $\text{pH} = 12$ .

4. Определите окислитель и восстановитель, составьте уравнения реакций, расставьте коэффициенты методом ионно-электронных полуреакций:



#### Библиографический список

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 1998.
2. Зубарев М.П., Мочалова Н.К., Истомина В.А. Химия элементов: лабораторный практикум: учеб. пособие / Перм. гос. нац. исслед. ун-т. – Пермь, 2015. – 110 с.
3. Корнев Ю.М., Григорьев А.Н., Желиговская Н.Н. Задачи и вопросы по неорганической химии с ответами и решениями / М.: Мир, 2004. – 368 с.
4. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Задачи по неорганической химии. – М.: Высшая школа, 1990.
5. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ: учеб. пособие для вузов. /; под ред. Р.А. Лидина. – М.: Химия, 1997. – 480 с.
6. Неорганическая химия: в 3 т./ под ред. Ю.Д. Третьякова. М.: Академия, 2008.
7. Практикум по неорганической химии: учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений / В.А. Алешин, К.М. Дунаева, А.И. Жиров и др.; под. ред. Ю.Д. Третьякова. М.: Академия, 2004. 384 с.

8. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия: в 2 т. – М.: Изд-во МГУ, 1994-1996.

#### References

1. Akhmetov N.S. Obshchaia i neorganicheskaia khimiia. – M.: Vysshaia shkola, 1998.
2. Zubarev M.P. Khimiia elementov: laboratornyi praktikum: ucheb. posobie / M.P. Zubarev, N.K. Mochalova, V.A. Istomina; Perm. gos. nats. issled. un-t. – Perm, 2015. – 110 s.
3. Korenev Iu.M. Zadachi i voprosy po neorganicheskoi khimii s otvetami i resheniiami / Iu.M. Korenev, A.N. Grigorev, N.N. Zheligovskaia, K.M. Dunaeva - M.: Mir, 2004. – 368 s.
4. Lidin R.A., Molochko V.A., Andreeva L.L. Zadachi po neorganicheskoi khimii. – M.: Vysshaia shkola, 1990.
5. Lidin R.A. Khimicheskie svoistva neorganicheskikh veshchestv: ucheb. posobie dlia vuzov. / R.A. Lidin, V.A. Molochko, L.L. Andreeva; pod red. R.A. Lidina. – M.: Khimiia, 1997. – 480 s.
6. Neorganicheskaia khimiia: v 3 t./ pod red. Iu.D. Tretiakova. – M.: Akademiia, 2008.
7. Praktikum po neorganicheskoi khimii: ucheb. posobie dlia stud. vyssh. ucheb. zavedenii / V.A. Aleshin, K.M. Dunaeva, A.I. Zhiron i dr.; pod. red. Iu.D. Tretiakova. – M.: Akademiia, 2004. – 384 s.
8. Spitsyn V.I., Martynenko L.I. Neorganicheskaia khimiia: v 2 t. – M.: Izd-vo MGU, 1994-1996.

**Об авторах**

Мочалова Нина Кузьминична,  
старший преподаватель  
кафедра неорганической химии, химической  
технологии и техносферной безопасности  
ФГБОУ ВО «Пермский государственный  
национальный исследовательский университет»  
614990, г. Пермь, ул. Букирева, 15

Котомцева Марина Геннадьевна,  
старший преподаватель  
кафедра неорганической химии, химической  
технологии и техносферной безопасности  
ФГБОУ ВО «Пермский государственный  
национальный исследовательский университет»  
614990, г. Пермь, ул. Букирева, 15

**About the authors**

Mochalova Nina Kuzminichna,  
Lecturer of Inorganic Chemistry, Chemical  
Technology and Technosphere Security Dept.  
614990, Perm State University, 15, Bukireva st.,  
Perm, Russia.

Kotomtseva Marina Gennadevna,  
Lecturer of Inorganic Chemistry, Chemical  
Technology and Technosphere Security Dept.  
614990, Perm State University, 15, Bukireva st.,  
Perm, Russia.

**Информация для цитирования**

*Мочалова Н.К., Котомцева М.Г.* О преподавании дисциплины «Химия элементов» студентам химического факультета // Вестник Пермского университета. Серия «Химия». 2017. Т. 7. Вып. 4. С. 395-405. DOI: 10.17072/2223-1838-2017-4-395-405.

Mochalova N.K., Kotomtseva M.G. O prepodavanii distsipliny «Khimiiia elementov» studentam khimicheskogo fakulteta [On teaching the subject «Inorganic Chemistry» for students of chemical specialties] // Vestnik Permskogo universiteta. Seriya «Khimiya» = Bulletin of Perm University. Chemistry. 2017. Vol. 7. Issue 4. P. 395-405 (in Russ.). DOI: 10.17072/2223-1838-2017-4-395-405.