
МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«СЕВЕРО-КАВКАЗСКАЯ ГОСУДАРСТВЕННАЯ АКАДЕМИЯ»

Шаманова О.А.

ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие для выполнения контрольных работ для обучающихся по направлениям подготовки:

15.03.02 «Технологические машины и оборудование»

23.03.03 «Эксплуатация транспортно-технологических машин и комплексов»

ЧЕРКЕССК

УДК
ББК
Ш

Рассмотрено на заседании кафедры «Общеинженерных и естественно-научных дисциплин»

Рекомендовано к изданию редакционно-издательским советом СевКав-ГГТА

Рецензент: доцент, к. х. н. Бостанова Фатима Аминовна

Шаманова О.А. Химия. Учебно-методическое пособие для выполнения контрольных работ для обучающихся по направлениям подготовки 15.03.02 «Технологические машины и оборудование», 23.03.03 «Эксплуатация транспортно-технологических машин и комплексов»

В методическом пособии представлены общий методический подход, теоретическое обоснование и методические рекомендации по решению типовых задач, контрольные задания для обучающихся по направлениям подготовки 15.03.02 «Технологические машины и оборудование», 23.03.03 «Эксплуатация транспортно-технологических машин и комплексов».

УДК
ББК

Содержание

	Стр.
Введение	4
Общие требования к выполнению контрольных работ	5
Основные классы неорганических соединений	8
Скорость химической реакции	15
Катализ	20
Химическое равновесие	24
Реакции в растворах электролитов	31
Гидролиз солей	36
Окислительно-восстановительные реакции	41
Комплексные соединения	49
Качественные реакции на анионы	54
Заключение	57
Библиографический список	58
Приложение	59

ВВЕДЕНИЕ

Дисциплина Химия предназначена для подготовки конкурентоспособного специалиста на рынке труда, обладающего знаниями, позволяющими использовать свойства неорганических веществ для оптимизации технологического процесса, закономерно определять и применять методы химического анализа для осуществления контроля качества сырья. Входные знания, умения и компетенции, необходимые для изучения данного курса, формируются в процессе изучения цикла.

При изучении данной дисциплины, обучающиеся должны овладеть теоретическими знаниями и практическими умениями в соответствии с государственными требованиями к минимуму содержания и уровню подготовки выпускников по направлениям 15.03.02 «Технологические машины и оборудование», 23.03.03 «Эксплуатация транспортно-технологических машин и комплексов».

Для реализации программы применяются наглядные пособия: таблицы, плакаты проводятся лабораторные и практические работы. Содержание программ доводится в виде лекций с проблемным изложением. Контрольная работа выполняется по содержанию всех тем программы. Теоретический материал обучающиеся изучают самостоятельно, а также в период лабораторно-экзаменационной сессии на обзорных и установочных занятиях под руководством преподавателя.

Программа и методические указания для выполнения контрольной работы по учебной дисциплине Химия разработаны в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта по направлениям 15.03.02 «Технологические машины и оборудование», 23.03.03 «Эксплуатация транспортно-технологических машин и комплексов».

Цель и задачи изучения дисциплины

Цель изучения дисциплины – дать обучающимся необходимый минимум знаний неорганической химии, который способствовал бы усвоению профилирующих дисциплин, а в практической работе обеспечивал пониманию химических аспектов мероприятий.

Задачи дисциплины:

В результате изучения дисциплины обучающийся должен:

- **знать** основные законы и концепции химии, современные представления о строении вещества, основные закономерности химических процессов, свойства химических элементов (и их соединений), их биологическую роль;

- **уметь** выполнять подготовительные и основные операции при проведении эксперимента, наблюдать, теоретически обобщать результаты работы, научно обосновывать результаты экспериментов, опираясь на современное представление о веществах и механизме их превращения.

Обучающийся должен **иметь навыки:**

- выполнения лабораторных работ, умения работать с химическими

жидкостями;

- самостоятельной работы с химической литературой: умения вести поиск и превращать прочитанное в средство для решения профессиональных задач.

Общие требования к выполнению контрольных работ

- Каждый обучающийся изучает персональный вариант контрольного задания, которое включает 18 вопросов.

- Работа представляется в печатном виде, листы формата А4 должны быть скреплены и пронумерованы.

- Титульный лист оформляется по форме (см. образец).

- Для печатного варианта необходимо соблюдать следующие требования: шрифт Times New Roman 12-14, полуторный интервал, отступ красной строки 1,25 см, выравнивание текста по ширине, заголовков – по центру.

- Обязательно приводятся номер, текст вопроса и задания.

- Не допускается вольное сокращение слов.

- Каждый ответ, раздел, новая мысль выделяются отдельным абзацем, начиная с красной строки.

- В конце работы приводится список используемой литературы.

- Указываются дата отправки, ставится подпись обучающегося.

Примечание:

1. Выполненные работы представляются на кафедру.

2. При повторном выполнении или исправлении контрольной работы на титульном листе должна быть пометка “Работа выполняется повторно” или “Исправления и дополнения к контрольной работе”.

3. Выполненная работа оценивается, исходя из разработанных на кафедре критериев.

Ответ оценивается на “**отлично**” при условии полного исчерпывающего ответа на все вопросы контрольной работы.

Ответ оценивается на “**хорошо**”, если обучающийся, ответив на все вопросы, описал материал недостаточно полно, не привел примеры.

Ответ оценивается на “**удовлетворительно**”, если обучающийся не смог ответить на какой-либо вопрос работы или показал поверхностные знания.

Ответ оценивается на “**неудовлетворительно**”, если обучающийся не смог ответить на два и более вопросов работы или ответы неправильные.

В случае неудовлетворительной оценки контрольная работа возвращается обучающемуся для доработки, после чего повторно должна быть представлена на проверку.

4. Обучающиеся, не выполнившие контрольную работу или получившие за неё неудовлетворительную оценку, не допускаются к зачету.

5. Определение варианта контрольной работы. Номер варианта определяется последней цифрой номера зачётной книжки.

6. При возникновении вопросов по выполнению контрольных работ обучающиеся могут обращаться за консультацией на кафедру ОИиЕНД.

Варианты контрольных заданий

Номер варианта определяется **последней** цифрой номера зачётной книжки

Вариант № 1: 1, 11, 21, 31, 41, 51, 61, 71, 81, 91, 101, 111, 121, 131, 141, 151, 161, 171;

Вариант № 2: 2, 12, 22, 32, 42, 52, 62, 72, 82, 92, 102, 112, 122, 132, 142, 152, 162, 172;

Вариант № 3: 3, 13, 23, 33, 43, 53, 63, 73, 83, 93, 103, 113, 123, 133, 143, 153, 163, 173;

Вариант № 4: 4, 14, 24, 34, 44, 54, 64, 74, 84, 94, 104, 114, 124, 134, 144, 154, 164, 174;

Вариант № 5: 5, 15, 25, 35, 45, 55, 65, 75, 85, 95, 105, 115, 125, 135, 145, 155, 165, 175;

Вариант № 6: 6, 16, 26, 36, 46, 56, 66, 76, 86, 96, 106, 116, 126, 136, 146, 156, 166, 176;

Вариант № 7: 7, 17, 27, 37, 47, 57, 67, 77, 87, 97, 107, 117, 127, 137, 147, 157, 167, 177;

Вариант № 8: 8, 18, 28, 38, 48, 58, 68, 78, 88, 98, 108, 118, 128, 138, 148, 158, 168, 178;

Вариант № 9: 9, 19, 29, 39, 49, 59, 69, 79, 89, 99, 109, 119, 129, 139, 149, 159, 169, 179;

Вариант № 10: 10, 20, 30, 40, 50, 60, 70, 80, 90, 100, 110, 120, 130, 140, 150, 160, 170, 180.

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«СЕВЕРО-КАВКАЗСКАЯ ГОСУДАРСТВЕННАЯ АКАДЕМИЯ»**

**Отчет
по контрольной работе**

Институт _____

Дисциплина _____

Направление _____

Группа, курс _____

Ф.И.О. обучающегося _____

Ф.И.О. преподавателя _____

Черкесск, 20__ - 20__ уч. год.

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ.

Все вещества делятся на простые и сложные. Сложные вещества подразделяются на классы: оксиды, кислоты, основания, соли.

Оксиды - это сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород в степени окисления -2.

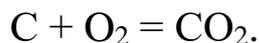
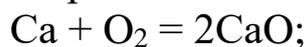
Классификация оксидов

<i>Группы оксидов</i>	<i>Формулы оксидов</i>
Солеобразующие: а) основные б) кислотные в) амфотерные	Na ₂ O, CaO, CuO, CrO SO ₂ , CO ₂ , SiO ₂ , CrO ₃ ZnO, BeO, Al ₂ O ₃ , Cr ₂ O ₃
Несолеобразующие	N ₂ O, NO, CO, SiO

Химические свойства оксидов

<i>Основные</i>	<i>Амфотерные</i>	<i>Кислотные</i>
<p>Реагируют с избытком кислоты с образованием соли и воды. Основным оксидам соответствуют основания.</p> <p>1. Взаимодействие с водой (оксиды щелочных и щелочноземельных металлов)</p> $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$ <p>2. С кислотами</p> $\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p>3. С кислотными оксидами</p> $\text{CaO} + \text{SO}_3 = \text{CaSO}_4$ <p>4. С амфотерными оксидами</p> $\text{Li}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{LiAlO}_2$	<p>Проявляют свойства основных и кислотных оксидов</p> <p>1. Взаимодействуют как с кислотами, так и с основаниями</p> $\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$ <p>2. Реагируют с основными и кислотными оксидами</p> $\text{ZnO} + \text{CaO} \xrightarrow{t^\circ} \text{CaZnO}_2$ $\text{ZnO} + \text{CO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{ZnCO}_3$	<p>Реагируют с избытком щелочи с образованием соли и воды. Кислотным оксидам часто соответствуют кислоты.</p> <p>1. Большинство взаимодействуют с водой (искл. SiO₂)</p> $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ <p>2. Со щелочами</p> $\text{NaOH} + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p>3. С основными оксидами</p> $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{BaO} \xrightarrow{t^\circ} \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ <p>4. С амфотерными оксидами</p> $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Одним из способов получения оксидов является взаимодействие простых веществ с кислородом:



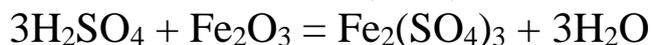
Кислоты – сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться катионом металла, и кислотного остатка (HNO_3 , HCl , H_2SO_4 , H_3PO_4).

Классификация кислот

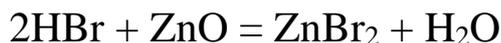
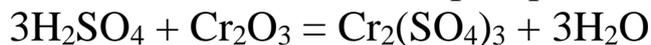
Признаки классификации	Группы кислот	Примеры
Наличие кислорода в кислотном остатке	а) кислородные б) бескислородные	H_3PO_4 , HNO_3 H_2S , HCl , HBr
Основность	а) одноосновные б) двухосновные в) трехосновные	HCl , HNO_3 H_2S , H_2SO_4 H_3PO_4
Растворимые в воде	а) растворимые б) нерастворимые	H_2S , H_2SO_4 , HNO_3 H_2SiO_3
Летучесть	а) летучие б) нелетучие	H_2S , HCl , HNO_3 H_2SO_4 , H_2SiO_3 , H_3PO_4
Степень электролитической диссоциации	а) сильные б) слабые	H_2SO_4 , HCl , HNO_3 H_2S , H_2SO_3 , H_2CO_3
Стабильность	а) стабильные б) нестабильные	H_2SO_4 , HCl , H_3PO_4 H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2SiO_3

Химические свойства кислот:

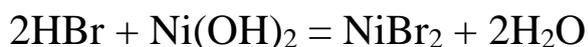
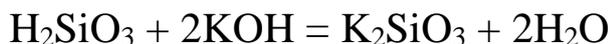
1. Кислота + основной оксид = соль + вода



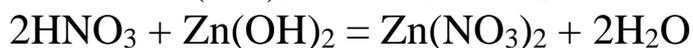
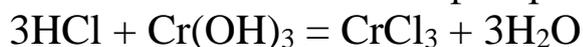
2. Кислота + амфотерный оксид = соль + вода



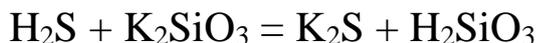
3. Кислота + основание = соль + вода



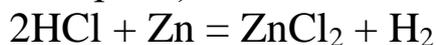
4. Кислота + амфотерный гидроксид = соль + вода



5. Сильная кислота + соль слабой кислоты = слабая кислота + соль сильной кислоты



6. Кислота + металл (находящийся в ряду напряжений левее водорода) = соль + водород



Важно: кислоты-окислители (HNO_3 , конц. H_2SO_4) реагируют с металлами по-другому.

Одним из способов получения кислот является взаимодействие кислотного оксида с водой:



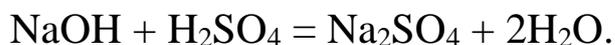
Основания – сложные вещества, состоящие из атомов металла, связанных с одной или несколькими гидроксогруппами (NaOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$).

Классификация оснований

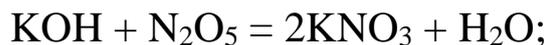
Признаки классификации	Группы оснований	Примеры
Растворимые в воде	растворимые (щелочи)	NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$
	не растворимые	$\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$
Кислотность	однокислотные	NaOH , KOH
	двухкислотные	$\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$
	трехосновные	$\text{Fe}(\text{OH})_3$

Химические свойства оснований:

1. Взаимодействие с кислотами с образованием соли и воды:



2. Взаимодействие с кислотными и амфотерными оксидами с образованием соли и воды:

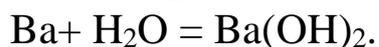
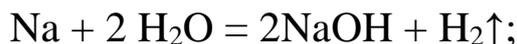


3. Взаимодействие с солями с образованием новой соли и нового основания:

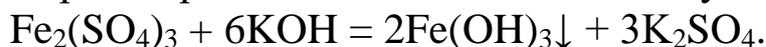


Растворимые в воде основания (щелочи) получают взаимодей-

ствием активных металлов или их оксидов с водой:

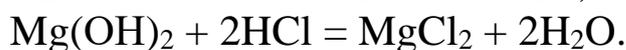
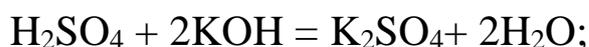


Нерастворимые в воде основания получают реакцией обмена:

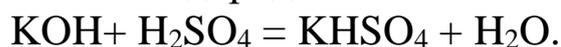


Соли - это продукты полного или частичного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла или продукты полного или частичного замещения гидроксогрупп в молекуле основания кислотными остатками.

Средние соли (K_2SO_4 , Na_3PO_4) - это продукты полного замещения водорода в кислоте на металл или гидроксогрупп в основании на кислотные остатки:



Кислые соли ($\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, Na_2HPO_4) - это продукты неполного замещения водорода в кислоте на металл:



Кислые соли образуют только многоосновные кислоты, например H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_2CO_3 , H_2S .

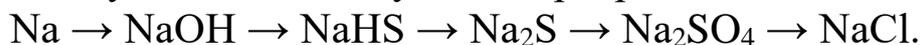
Основные соли (CuOHNO_3 , AlOHCl_2) - это продукты неполного замещения гидроксогрупп в основании на кислотные остатки:



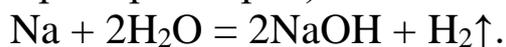
Основные соли образуют только многокислотные основания, например $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 1. Составить уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



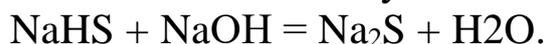
Решение. NaOH (гидроксид натрия) - основание (щелочь). Щелочи можно получить взаимодействием активного металла (в данном примере натрия) с водой:



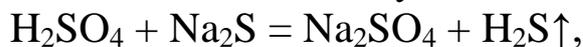
NaHS (гидросульфид натрия) - кислая соль. Кислые соли получают при взаимодействии многоосновных кислот с основаниями в тех случаях, когда количество взятого основания недостаточно для образования средней соли:



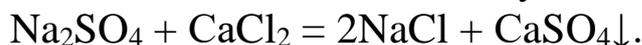
Na₂S (сульфид натрия) - средняя соль. Образуется при действии избытка щелочи на кислую соль:



Na₂SO₄ (сульфат натрия), NaCl (хлорид натрия) - средние соли. Средние соли можно получить взаимодействием кислоты и соли:

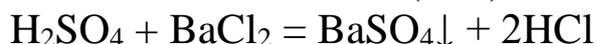
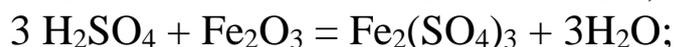
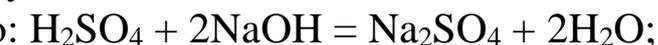


NaCl - взаимодействием двух солей:



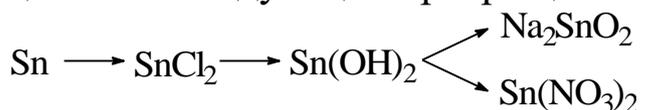
Пример 2. С какими из указанных ниже веществ будет взаимодействовать H₂SO₄: CO₂; NaOH; BaCl₂; HCl; Fe₂O₃. Написать уравнения соответствующих реакций.

Решение. Определяем, к каким классам относятся указанные соединения: CO₂ - кислотный оксид, NaOH - основание (щелочь), BaCl₂ - соль, HCl - кислота, Fe₂O₃ - основной оксид. Серная кислота будет взаимодействовать с основанием, основным оксидом и солью:



ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. а) Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



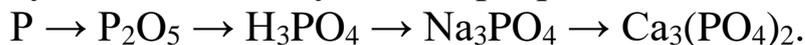
б) Какие из приведенных веществ будут взаимодействовать между собой: Ca(OH)₂ и NaOH; Pb(OH)₂ и KOH; H₂SO₄ и H₂SO₃; HCl и Na₂S; HNO₃ и MgO? Написать уравнения соответствующих реакций.

2. а) Составить уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) Какие из приведенных оксидов будут реагировать с HCl: N₂O₅; SO₃; Al₂O₃; Cl₂O₇; ZnO; K₂O? Написать уравнения соответствующих реакций.

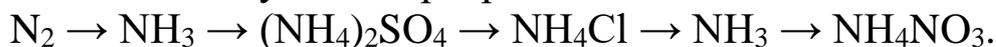
3. а) Составить уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) Закончить уравнения реакций, доказывающих амфотерность оксида свинца (II): основные свойства $\text{PbO} + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$;

кислотные свойства $\text{PbO} + \text{KOH} \xrightarrow{\text{спавление}} \dots$.

4. а) Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



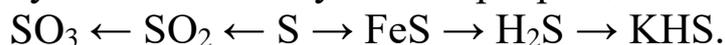
б) Какие из приведенных оксидов реагируют с NaOH: MgO; Cl₂O; Na₂O; CrO₃; CaO; CO₂? Составить уравнения соответствующих реакций.

5. а) Составить уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



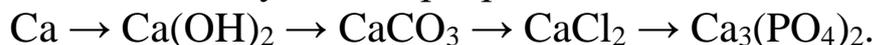
б) Какие из указанных ниже веществ могут взаимодействовать с раствором KOH: HI; CuCl₂; SO₂; Ba(OH)₂; SnO? Написать уравнения соответствующих реакций.

6. а) Составить уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



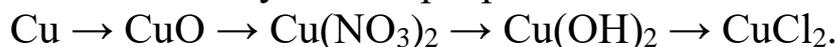
б) Составить уравнения реакций между кислотами и основаниями, приводящих к образованию солей: Na₂S; Fe₂(SO₄)₃; K₃PO₄.

7. а) Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



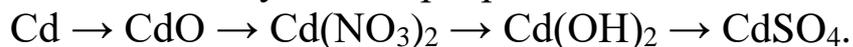
б) Составить уравнения реакций между кислотами и основаниями, приводящих к образованию солей: NaNO₃; CaHPO₄; CuOHCl.

8. а) Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) Между какими из приведенных пар веществ возможна реакция: CO₂ и SO₂; LiOH и CO₂; P₂O₅ и CaO; NaOH и KOH; Li₂O и ZnO; Li₂O и Na₂O? Составить уравнения соответствующих реакций.

9. а) Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) С какими из указанных ниже веществ может взаимодействовать серная кислота: HCl; BaCl₂; MgO; CO₂; NaOH; ZnO? Составить уравнения соответствующих реакций.

10. а) Составить уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) Написать уравнения реакций образования солей: Na_2SO_3 ; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ в результате взаимодействия основания и кислотного оксида.

11. а) Составить уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) Составить уравнения реакций образования солей: CaCO_3 ; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; Na_3PO_4 в результате взаимодействия основного и кислотного оксидов.

12. а) Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) Закончить уравнения реакций, доказывающих амфотерность оксида олова (II): основные свойства $\text{SnO} + \text{HCl} \rightarrow \dots$;



13. а) Составить уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



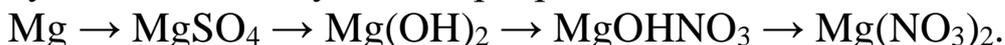
б) Какие из приведенных оксидов взаимодействуют с KOH : Na_2O ; CO_2 ; Ga_2O_3 ; MgO ; CuO ; Mn_2O_7 ? Написать уравнения соответствующих реакций.

14. а) Составить уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) Какие вещества могут быть получены при взаимодействии кислоты с солью? Кислоты с основанием? Соли с солью? Привести примеры соответствующих реакций.

15. а) Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) Составить уравнения реакций, при помощи которых, исходя из четырех простых веществ - калия, серы, водорода и кислорода, можно получить гидроксид калия KOH ; сульфид калия K_2S ; сероводород H_2S .

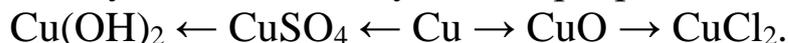
16. а) Составить уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) Написать уравнения не менее четырех реакций, при помощи

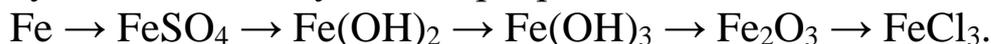
которых можно получить карбонат кальция CaCO_3 .

17. а) Составить уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



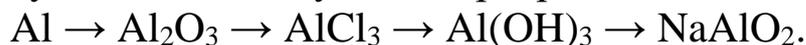
б) Написать уравнения реакций образования K_2CrO_4 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, BaSO_4 , $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ в результате взаимодействия основания и кислотного оксида.

18. а) Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) Могут ли находиться совместно в растворе: $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и FeCl_3 ; HCl и H_2S ; NaOH и HBr ; NaOH и KOH ; HCl и Na_2CO_3 ? Дать обоснованный ответ и привести уравнения соответствующих реакций.

19. а) Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) Как, используя BaO , FeCl_3 , H_2SO_4 , H_2O , CuO , можно получить: гидроксид бария; гидроксид железа (III); сульфат меди (II)? Составить уравнения соответствующих реакций.

20. а) Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



б) Составить уравнения четырех реакций, в результате которых образуется бромид натрия NaBr .

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ВВЕДЕНИЕ

Скоростью реакции называется изменение концентрации какого-либо из веществ, вступающего в реакцию или образующегося при реакции, за единицу времени.

Скорость химических реакций зависит от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, присутствия катализаторов.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ выражается законом действия масс: при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ. В общем слу-

чае для реакции



зависимость скорости реакции от концентрации выражается уравнением:

$$V = k \cdot C_A^n \cdot C_B^m,$$

где k - константа скорости реакции; C_A и C_B - концентрации реагирующих веществ; n и m - коэффициенты перед веществами A и B .

Зависимость скорости реакции от температуры выражается правилом Вант-Гоффа: в гомогенной системе при повышении температуры на каждые 10 градусов скорость химической реакции увеличивается в 2–4 раза:

$$V_2 = V_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где V_2 и V_1 - скорость реакции при температурах t_2 и t_1 ; γ - температурный коэффициент скорости реакции.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 1. Как изменится скорость реакции каждой из реакций:

$\text{NO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} = 2\text{NOCl}_{(г)}$, (1); $\text{CaO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)} = \text{CaCO}_{3(к)}$, (2), если в каждой системе увеличить давление в 3 раза?

Решение. Реакция (1) гомогенная и, согласно закону действия масс, начальная скорость реакции равна $V = k \cdot C_{\text{NO}}^2 \cdot C_{\text{Cl}_2}$; реакция (2) гетерогенная, и ее скорость выражается уравнением $V = k \cdot C_{\text{CO}_2}$. Концентрация веществ, находящихся в твердой фазе (в данной реакции CaO), не изменяется в ходе реакции, поэтому не включается в уравнение закона действия масс.

Увеличение давления в каждой из систем в 3 раза приведет к уменьшению объема системы в 3 раза и увеличению концентрации каждого из реагирующих газообразных веществ в 3 раза. При новых концентрациях скорости реакций рассчитываются по формулам:

$$V' = k \cdot (3C_{\text{NO}})^2 \cdot 3C_{\text{Cl}_2} = 27k \cdot C_{\text{NO}}^2 \cdot C_{\text{Cl}_2} \quad (1) \quad \text{и} \quad V' = k \cdot 3C_{\text{CO}_2} \quad (2).$$

Сравнивая выражения для скоростей V и V' , находим, что скорость реакции (1) возрастает в 27 раз, а реакции (2) - в 3 раза.

Пример 2. Реакция между веществами A и B выражается уравнением $A + B = D$. Начальные концентрации составляют (моль/л):

$C_A = 5$, $C_B = 3,5$. Константа скорости равна 0,4. Вычислить скорость реакции в начальный момент и в тот момент, когда в реакционной смеси останется 60 % вещества А.

Решение. По закону действия масс $V = k \cdot C_A^2 \cdot C_B$. В начальный момент скорость $V_1 = 0,4 \times 5^2 \times 3,5 = 35$. По истечении некоторого времени в реакционной смеси останется 60 % вещества А, т. е. концентрация вещества А станет равной $5 \times 0,6 = 3$ моль/л. Значит, концентрация А уменьшилась на $5 - 3 = 2$ моль/л. Так как А и В взаимодействуют между собой в соотношении 2:1, то концентрация вещества В уменьшилась на 1 моль и стала равной $3,5 - 1 = 2,5$ моль/л.

Следовательно, $V_2 = 0,4 \times 3^2 \times 2,5 = 9$.

Пример 3. Через некоторое время после начала реакции $2NO + O_2 = 2NO_2$ концентрации веществ составляли (моль/л): $C_{NO} = 0,06$; $C_{O_2} = 0,12$; $C_{NO_2} = 0,216$. Найти исходные концентрации NO и O_2 .

Решение. Исходные концентрации NO и O_2 находим на основе уравнения реакции, согласно которому на образование 2 моль NO_2 расходуется 2 моль NO. По условию задачи образовалось 0,216 моль NO_2 , на что израсходовалось 0,216 моль NO. Значит, исходная концентрация NO равна

$$C_{NO} = 0,06 + 0,216 = 0,276 \text{ моль/л.}$$

По уравнению реакции на образование 2 моль NO_2 необходимо 1 моль O_2 , а для получения 0,216 моль NO_2 требуется $0,216/2 = 0,108$ моль O_2 . Исходная концентрация O_2 равна $C_{O_2} = 0,12 + 0,108 = 0,228$ моль/л.

Таким образом, исходные концентрации составляли:

$$C_{NO} = 0,276 \text{ моль/л; } C_{O_2} = 0,228 \text{ моль/л.}$$

Пример 4. При 323 К некоторая реакция заканчивается за 30 с. Определить, как изменится скорость реакции и время ее протекания при 283 К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2.

Решение. По правилу Вант-Гоффа находим, во сколько раз изменится скорость реакции:

$$V_2 = V_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = 2^{\frac{283 - 323}{10}} = 2^{-4} = \frac{1}{16}.$$

Скорость реакции уменьшается в 16 раз. Скорость реакции и время ее протекания связаны обратно пропорциональной зависимостью. Следовательно, время протекания данной реакции увеличится в 16 раз и составит $30 \times 16 = 480 \text{ с} = 8 \text{ мин}$.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

21. Реакция протекает по уравнению $3\text{H}_2 + \text{CO} = \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Начальные концентрации реагирующих веществ были (моль/л): $C_{\text{H}_2} = 0,8$; $C_{\text{CO}} = 0,6$. Как изменится скорость реакции, если концентрацию водорода увеличить до 1,2, а концентрацию оксида углерода до 0,9 моль/л? (Ответ: увеличится в 5 раз).

22. Реакция разложения N_2O идет по уравнению $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$. Константа скорости реакции равна 5×10^{-4} . Начальная концентрация $C_{\text{N}_2\text{O}} = 0,32$ моль/л. Определить скорость реакции в начальный момент и в тот момент, когда разложится 50 % N_2O . (Ответ: $5,12 \times 10^{-5}$; $1,28 \times 10^{-5}$).

23. Реакция между веществами А и В выражается уравнением $\text{A} + 2\text{B} = \text{D}$. Начальные концентрации (моль/л): $C_{\text{A}} = 0,3$ и $C_{\text{B}} = 0,4$. Константа скорости равна 0,8. Вычислить начальную скорость реакции и определить, как изменилась скорость реакции по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшилась на 0,1 моль. (Ответ: $3,84 \times 10^{-2}$; уменьшилась в 6 раз).

24. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры на 30°C , время протекания реакции увеличилось в 64 раза? (Ответ: 4).

25. Вычислить, при какой температуре реакция закончится за 45 мин, если при 20°C на это потребуется 3 ч. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3. (Ответ: 33°C).

26. Как изменится скорость реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$, если повысить давление в 3 раза и одновременно повысить температуру на 30°C ($\gamma = 2$)? (Ответ: увеличится в 72 раза).

27. Реакции протекают по уравнениям: $\text{C}_{(\text{к})} + \text{O}_{2(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})}$ (1); $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{CO}_{2(\text{г})}$ (2). Как изменится скорость (1) и (2) реакций, если в каждой системе: а) уменьшить давление в 3 раза; б) увеличить объем сосуда в 3 раза; в) повысить концентрацию кислорода в 3 раза? (Ответ: а) уменьшится в (1) в 3, во (2) в 27 раз; б) уменьшится в (1) в 3, во (2) в 27 раз; в) увеличится в (1) и (2) в 3 раза).

28. Реакция идет по уравнению $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$. Константа скорости равна 0,16. Исходные концентрации H_2 и I_2 соответственно рав-

ны 0,04 и 0,05 моль/л. Вычислить начальную скорость реакции и ее скорость, когда концентрация H_2 станет равной 0,03 моль/л. (Ответ: $3,2 \times 10^{-4}$; $1,9 \times 10^{-4}$).

29. Окисление серы и ее диоксида протекает по уравнениям: $\text{S}_{(\text{к})} + \text{O}_{2(\text{г})} = \text{SO}_{2(\text{г})}$ (1); $\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{SO}_{3(\text{г})}$ (2). Как изменится скорость (1) и (2) реакций, если в каждой системе: а) увеличить давление в 4 раза; б) уменьшить объем сосуда в 4 раза; в) повысить концентрацию кислорода в 4 раза? (Ответ: а) увеличится в (1) в 4, во (2) – в 64 раза; б) увеличится в (1) в 4, во (2) – в 64 раза; в) увеличится в (1) и (2) в 4 раза.

30. Константа скорости реакции $2\text{A} + \text{B} = \text{D}$ равна 0,8. Начальные концентрации (моль/л): $C_{\text{A}} = 2,5$ и $C_{\text{B}} = 1,5$. В результате реакции концентрация вещества C_{B} оказалась равной 0,6 моль/л. Вычислить, чему стала равна C_{A} и скорость реакции. (Ответ: 0,7 моль/л; 0,235).

31. Реакция протекает по уравнению $\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих в ней веществ стали (моль/л): $C_{\text{HCl}} = 0,85$; $C_{\text{O}_2} = 0,44$; $C_{\text{Cl}_2} = 0,30$. Вычислить начальные концентрации HCl и O_2 . (Ответ: $C_{\text{HCl}} = 1,45$; $C_{\text{O}_2} = 0,59$ моль/л).

32. Начальные концентрации веществ в реакции $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$ были равны (моль/л): $C_{\text{CO}} = 0,5$; $C_{\text{H}_2\text{O}} = 0,6$; $C_{\text{CO}_2} = 0,4$; $C_{\text{H}_2} = 0,2$. Вычислить концентрации всех участвующих в реакции веществ после того, как прореагировало 60 % H_2O . (Ответ: $C_{\text{CO}} = 0,14$; $C_{\text{H}_2\text{O}} = 0,24$; $C_{\text{CO}_2} = 0,76$; $C_{\text{H}_2} = 0,56$ моль/л).

33. Как изменится скорость реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$, если: а) объем реакционного сосуда увеличить в 3 раза; б) увеличить концентрацию CO в 3 раза; в) повысить температуру на 40 °С ($\gamma = 2$)? (Ответ: а) уменьшится в 27 раз; б) увеличится в 9 раз; в) увеличится в 16 раз).

34. При 10 °С реакция заканчивается за 20 мин. Сколько времени будет длиться реакция при повышении температуры до 40 °С, если температурный коэффициент равен 3? (Ответ: 44,4 с).

35. Во сколько раз следует увеличить а) концентрацию CO в системе $2\text{CO} = \text{CO}_2 + \text{C}$, чтобы скорость реакции возросла в 4 раза? б) концентрацию водорода в системе $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$, чтобы скорость реакции возросла в 100 раз? в) давление в системе $2\text{NO} + \text{O}_2$

= 2NO_2 , чтобы скорость образования NO_2 возросла в 103 раза? (Ответ: 2 раза; 4,64 раза; 10 раз).

36. Скорость реакции $\text{A} + 2\text{B} = \text{AB}_2$ при $C_{\text{A}} = 0,15$ и $C_{\text{B}} = 0,4$ моль/л равна $2,4 \cdot 10^{-3}$. Определить константу скорости и скорость реакции, когда концентрация В станет 0,2 моль/л. (Ответ: 0,1; 2×10^{-4}).

37. Как изменится скорость реакции $2\text{A} + \text{B} = \text{A}_2\text{B}$, если концентрацию вещества А увеличить в 3 раза, концентрацию вещества В уменьшить в 2 раза, а температуру повысить на 40°C ($\gamma = 2$)? (Ответ: увеличится в 72 раза).

38. Реакция идет по уравнению $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих в ней веществ стали (моль/л): $C_{\text{H}_2\text{S}} = 0,009$; $C_{\text{O}_2} = 0,02$; $C_{\text{SO}_2} = 0,003$. Вычислить: а) концентрацию водяного пара в этот момент; б) исходные концентрации сероводорода и кислорода. (Ответ: $C_{\text{H}_2\text{O}} = 0,003$; $C_{\text{H}_2\text{S}} = 0,012$; $C_{\text{O}_2} = 0,0245$ моль/л).

39. Две реакции протекают при 25°C с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 2, второй - 3. Найти отношение этих скоростей при 75°C . (Ответ: $V_2/V_1 = 7,59$).

40. Реакция идет по уравнению $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$. Через некоторое время после начала реакции концентрации реагирующих веществ были (моль/л): $C_{\text{N}_2} = 0,8$; $C_{\text{H}_2} = 1,5$; $C_{\text{NH}_3} = 0,1$. Вычислить концентрации веществ в момент, когда концентрация N_2 стала 0,5 моль/л. (Ответ: $C_{\text{H}_2} = 0,6$; $C_{\text{NH}_3} = 0,7$ моль/л).

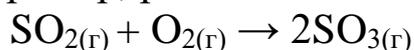
КАТАЛИЗ

ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ВВЕДЕНИЕ

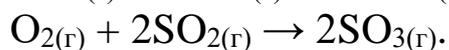
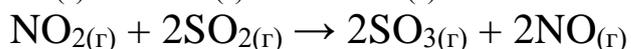
Катализаторами называются вещества, увеличивающие скорость химических реакций, но сами остающиеся после нее химически неизменными. Явление изменения скорости реакции под воздействием катализаторов называется катализом.

Катализатор бывает гомогенный и гетерогенный. Если катализатор и реагирующие вещества находятся в одном фазовом состоянии, то катализ называют гомогенным. Механизм гомогенного катализа объясняется возникновением при участии катализатора не-

стойких промежуточных соединений. При этом энергия активации понижается и активными становятся молекулы, энергия которых была недостаточна для осуществления реакции без катализатора. Например, реакция



протекает с малой скоростью. Для увеличения скорости реакцию проводят в присутствии катализатора NO, который с одним из реагентов, а именно с O₂, образует нестойкое промежуточное соединение NO₂, взаимодействующее в свою очередь с другим реагентом SO₂:



Как видим, в суммарное уравнение реакции катализатор не входит, т.е. в результате реакции он не испытывает химическое превращение.

Если катализатор и взаимодействующие вещества находятся в разных фазовых состояниях, т. е. имеют границу раздела, то катализ называют гетерогенным. В этом случае катализаторами обычно являются твердые вещества, на поверхности которых реагируют жидкости или газы. Суммарная скорость реакции на твердом катализаторе зависит от площади его поверхности, поэтому для ускорения реакции применяют катализаторы с развитой поверхностью: тонко измельченные порошки или подложки (пористые угли, силикаты) с нанесенным тонким слоем катализатора. Гетерогенные каталитические реакции начинаются со стадии адсорбции, в результате которой разрываются или ослабляются химические связи в молекулах реагирующих веществ, и молекулы становятся активными.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 1. Промышленная установка, работающая на ванадиевом катализаторе (V₂O₅), производит в сутки 30000 кг моногидрата H₂SO₄. Объем катализатора в установке 0,7 м³. Рассчитать активность катализатора.

Решение. Мерой активности катализатора является изменение скорости химической реакции в результате введения в систему катализатора. Количественно активность катализатора оценивается производительностью катализатора (Ak). Под производительностью катализатора подразумевают количество вещества, получаю-

щееся в единицу времени с единицы площади поверхности (S_k), массы (m_k) или объема (V_k) катализатора. Производительность катализатора равна

$$A_k = \frac{m}{\tau V_k},$$

где m – масса получаемого вещества; τ – время протекания процесса.

Для определения производительности катализатора выразим время в часах:

$$A_k = \frac{30000}{24 \cdot 0,7} = 1785,7 \text{ кг}/(\text{м}^3 \cdot \text{час}).$$

Таким образом, активность ванадиевого катализатора при получении моногидрата H_2SO_4 равна $1785,7 \text{ кг}/(\text{м}^3 \cdot \text{час})$.

Пример 2. Энергия активации некоторой реакции без катализатора равна $75,24 \text{ кДж}/\text{моль}$, а с катализатором – $50,14 \text{ кДж}/\text{моль}$. Во сколько раз возрастет скорость реакции в присутствии катализатора, если реакция протекает при 25°C ?

Решение. Обозначим энергию активации реакции без катализатора через E_a , а с катализатором – через E_a' , соответствующие константы скорости реакции обозначим через k и k' . Для решения задачи используем преобразованное уравнение Аррениуса:

$$\lg \frac{k'}{k} = \frac{E_a - E_a'}{2,3RT}.$$

Подставляя в это уравнение данные задачи, выражая энергию активации в джоулях и учитывая, что $T = 298 \text{ К}$, получим

$$\lg \frac{k'}{k} = \frac{(75,24 - 50,14) \cdot 10^3}{2,3 \cdot 8,314 \cdot 298} = \frac{25,1 \cdot 10^3}{2,3 \cdot 8,314 \cdot 298} = 4,40.$$

Окончательно находим $k'/k = 2,5 \cdot 10^4$. Таким образом, снижение энергии активации на $25,1 \text{ кДж}$ привело к увеличению скорости реакции в 25 тысяч раз.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

41. При окислении NH_3 на платиновом катализаторе было получено в течение суток 1440 кг HNO_3 . Для окисления было использовано $0,064 \text{ кг}$ катализатора. Рассчитать активность катализатора. (Ответ: $937,5 \text{ кг}/(\text{м}^3 \cdot \text{час})$).

42. Зависит ли значение энергии активации реакции в случае

гетерогенного катализа от площади поверхности катализатора и от его структуры?

43. Во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей при 298 К, если энергию активации ее уменьшить на 4 кДж/моль? (Ответ: в 5 раз).

44. Чему равна энергия активации реакции, если при повышении температуры от 290 К до 300 К скорость ее увеличится в 2 раза? (Ответ: 49,9 кДж/моль).

45. Каково значение энергии активации реакции, скорость которой при 300 К в 10 раз больше, чем при 280 К? (Ответ: 80,3 кДж/моль).

46. За 12 ч было синтезировано 45 000 кг NH_3 . Объем использованного катализатора 1,2 м³. Определить производительность катализатора. (Ответ: 3125 кг/(м³·час)).

47. Найти объем катализатора для синтеза NH_3 , если производительность установки 5000 м³ аммиака в час. Производительность используемого катализатора 2000 кг/(м³·час). (Ответ: 1,9 м³).

48. Изменится ли значение константы скорости реакции при замене одного катализатора другим?

49. Каков механизм участия в химическом процессе веществ, замедляющих скорость химической реакции и называемых отрицательными катализаторами и ингибиторами?

50. Один катализатор снижает энергию активации при 300 К на 20 кДж/моль, а другой на 40 кДж/моль. Какой катализатор эффективнее? Во сколько раз возрастет скорость реакции при использовании того или иного катализатора? (Ответ: второй; $3,1 \cdot 10^3$; $9,4 \cdot 10^6$).

51. Жиры и углеводы окисляются в живых организмах при температуре около 37 °С, а вне живых организмов окисление происходит при 450 - 500 °С. Объяснить причины этого явления.

52. Привести примеры каталитических реакций. Можно ли, с помощью катализаторов, сместить химическое равновесие? Какова роль катализатора в обратимых реакциях?

53. Энергия активации некоторой реакции в отсутствие катализатора равна 32,3 кДж/моль, а в присутствии катализатора она равна 20,9 кДж/моль. Во сколько раз возрастет скорость этой реакции в присутствии катализатора при 25 °С? (Ответ: в 100 раз).

54. Стенки реакционного сосуда часто оказывают большое влияние на скорость химических процессов, ускоряя или замедляя их.

Привести возможные причины этого явления.

55. К каким последствиям может привести смещение равновесия под действием катализатора?

56. Почему вода в глиняном сосуде не растворяет кремний, а в стеклянном растворяет? Как проверить предложенное объяснение?

57. Каково влияние природы растворителя (полярность) на скорость реакции? Можно ли считать, что растворитель в зависимости от природы обладает каталитическим или ингибирующим действием?

58. Обычно, чем полярнее растворитель, тем сильнее ослабляются связи в реагирующих молекулах и тем выше становится их реакционная способность. В каком растворителе реакции проходят быстрее? Имеются ли исключения из этого правила?

59. Перечислить причины ускорения реакции гетерогенным катализатором.

60. Способствует ли повышение температуры первому этапу гетерогенного катализа - адсорбции молекул реагирующих веществ на поверхности твердого катализатора?

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ВВЕДЕНИЕ

Химическим равновесием называется такое состояние реагирующей системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции. Закон действия масс для обратимых процессов: в состоянии химического равновесия при постоянной температуре отношение произведения концентраций продуктов реакции к произведению концентраций исходных веществ есть величина постоянная. Она называется константой равновесия и обозначается K_c . Для реакции $nA + mB \rightleftharpoons pC + qD$ константа равновесия имеет вид

$$K_c = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^n \cdot [B]^m},$$

где $[A]$, $[B]$, $[C]$, $[D]$ - равновесные концентрации реагирующих веществ; n , m , p , q - коэффициенты перед веществами A , B , C , D .

Химическое равновесие остается неизменным до тех пор, пока условия равновесия (концентрация, температура, давление), при которых оно установилось, сохраняются постоянными. При изме-

нении условий равновесие нарушается. Через некоторое время в системе вновь наступает равновесие, характеризующееся новым равенством скоростей прямой и обратной реакций и новыми равновесными концентрациями всех веществ. Переход системы из одного равновесного состояния в другое называется смещением равновесия.

При увеличении концентрации исходных веществ и уменьшении концентрации продуктов реакции равновесие смещается в сторону прямой реакции. При увеличении концентраций продуктов реакции и понижении концентраций исходных веществ равновесие смещается в сторону обратной реакции. Например, в реакции



увеличение концентраций CO , O_2 (исходные вещества) или уменьшение концентрации CO_2 (продукт реакции) приводит к смещению равновесия вправо. Увеличение концентрации CO_2 или понижение концентраций исходных веществ CO , O_2 смещает равновесие влево.

При повышении температуры равновесие смещается в направлении эндотермической, при понижении - в направлении экзотермической реакции. Например, в равновесной системе



прямая реакция эндотермическая, поэтому повышение температуры приводит к смещению химического равновесия в сторону прямой реакции, а понижение температуры - в сторону обратной реакции.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 1. При некоторой температуре в системе $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{г})}$ равновесные концентрации составляли (моль/л): $[\text{N}_2] = 1,5$; $[\text{H}_2] = 1,7$; $[\text{NH}_3] = 2,6$. Вычислить константу равновесия этой реакции и исходные концентрации азота и водорода.

Решение. Константа равновесия данной реакции выражается уравнением

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} . \text{ Подставляя данные задачи, получаем}$$

$$K_c = \frac{(2,6)^2}{1,5 \cdot (1,7)^3} = 0,92$$

Исходные концентрации азота и водорода находим на основе

уравнения реакции. Согласно уравнению реакции на образование 2 моль NH_3 расходуется 1 моль N_2 . По условию задачи образовалось 2,6 моль NH_3 , на что израсходовалось 1,3 моль N_2 . Учитывая равновесную концентрацию азота, находим его исходную концентрацию: $C_{\text{N}_2} = 1,5 + 1,3 = 2,8$ моль/л.

По уравнению реакции на образование 2 моль NH_3 необходимо 3 моль H_2 , а для получения 2,6 моль NH_3 требуется $3 \times 2,6 / 2 = 3,9$ моль H_2 . Исходная концентрация водорода $C_{\text{H}_2} = 1,7 + 3,9 = 5,6$ моль/л. Таким образом, $K_C = 0,92$; исходные концентрации $C_{\text{N}_2} = 2,8$, $C_{\text{H}_2} = 5,6$ моль/л.

Пример 2. Реакция протекает по уравнению $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{D} + \text{F}$. Определить равновесные концентрации реагирующих веществ, если исходные концентрации веществ А и В, соответственно, равны 2 и 1,2 моль/л, а константа равновесия реакции $K_C = 1$.

Решение. Так как все вещества в данной реакции реагируют в одинаковых соотношениях, обозначим изменение концентрации всех реагирующих веществ через x . К моменту установления равновесия образовалось x моль D и x моль F и соответственно $[\text{D}] = x$; $[\text{F}] = x$. По уравнению реакции на столько же уменьшились концентрации А и В, т. е. $[\text{A}] = 2 - x$; $[\text{B}] = 1,2 - x$. Подставим равновесные концентрации в выражение константы равновесия:

$$K_C = \frac{[\text{D}] \cdot [\text{F}]}{[\text{A}] \cdot [\text{B}]} ; 1 = \frac{x \cdot x}{(2 - x) \cdot (1,2 - x)} ; x = 0,75.$$

Отсюда равновесные концентрации равны: $[\text{D}] = 0,75$ моль/л; $[\text{F}] = 0,75$ моль/л;

$$[\text{A}] = 2 - 0,75 = 1,25 \text{ моль/л}; [\text{B}] = 1,2 - 0,75 = 0,45 \text{ моль/л}.$$

Пример 3. Реакция протекает по уравнению $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$. В каком направлении сместится химическое равновесие, если объем системы уменьшить в 3 раза?

Решение. До изменения объема скорости прямой и обратной реакций выражались уравнениями:

$$V_{\text{пр.}} = k_1 \cdot C_{\text{SO}_2}^2 \cdot C_{\text{O}_2} ; V_{\text{обр.}} = k_2 \cdot C_{\text{SO}_3}^2.$$

При уменьшении объема в 3 раза концентрация каждого из реагирующих веществ увеличится в 3 раза. После увеличения концентрации скорость прямой реакции стала

$V_{\text{пр.}} = k_1 \cdot (3C_{\text{SO}_2})^2 \cdot 3C_{\text{O}_2} = k_1 \cdot 9C_{\text{SO}_2}^2 \cdot 3C_{\text{O}_2} = 27k_1 \cdot C_{\text{SO}_2}^2 \cdot C_{\text{O}_2}$, т. е. возросла в 27 раз; а скорость обратной - $V_{\text{обр.}} = k_2 \cdot (3C_{\text{SO}_3})^2 = 9k_2 \cdot C_{\text{SO}_3}^2$, т. е. возросла в 9 раз. Следовательно, равновесие сместится в сторону прямой реакции (вправо).

Пример 4. В какую сторону сместится химическое равновесие реакции $A + B \rightleftharpoons D$, если повысить температуру на 30°C ? Температурные коэффициенты скорости прямой (γ_1) и обратной (γ_2) реакции равны соответственно 2 и 3.

Решение. При повышении температуры на 30° скорость прямой реакции возрастет в

$$\frac{V_{2\text{пр.}}}{V_{1\text{пр.}}} = \gamma_1^{\frac{\Delta T}{10}} = 2^3 = 8$$

раз, а скорость обратной в

$$\frac{V_{2\text{обр.}}}{V_{1\text{обр.}}} = \gamma_2^{\frac{\Delta T}{10}} = 3^3 = 27$$

раз.

Так как скорость обратной реакции возросла в 27 раз, а скорость прямой в 8 раз, то равновесие этой реакции при повышении температуры сместится в сторону обратной реакции (влево).

Пример 5. Как изменятся скорости прямой и обратной реакции, если в системе $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{г})}$ уменьшить давление в 2 раза? Произойдет ли при этом смещение равновесия? Если да, то в какую сторону?

Решение. До уменьшения давления выражения для скорости прямой и обратной реакции имели вид $V_{\text{пр.}} = k_1 \cdot C_{\text{NO}}^2 \cdot C_{\text{O}_2}$; $V_{\text{обр.}} = k_2 \cdot C_{\text{NO}_2}^2$.

При уменьшении давления в 2 раза концентрации каждого из реагирующих веществ уменьшаются в 2 раза, так как общий объем системы увеличивается в 2 раза. Тогда

$$V_{\text{пр.}} = k_1 \cdot \left(\frac{1}{2}C_{\text{NO}}\right)^2 \cdot \frac{1}{2}C_{\text{O}_2} = \frac{1}{8}k_1 \cdot C_{\text{NO}}^2 \cdot C_{\text{O}_2};$$

$$V_{\text{обр.}} = k_2 \cdot \left(\frac{1}{2}C_{\text{NO}_2}\right)^2 = \frac{1}{4}k_2 \cdot C_{\text{NO}_2}^2.$$

В результате уменьшения давления скорость прямой реакции

уменьшилась в 8 раз, а скорость обратной - в 4 раза. Таким образом, скорость обратной реакции будет в 2 раза больше, чем прямой, и смещение равновесия произойдет в сторону обратной реакции, т. е. в сторону разложения NO_2 .

Пример 6. В каком направлении сместится равновесие реакции $\text{COCl}_2 \leftrightarrow \text{CO} + \text{Cl}_2$, $\Delta H^\circ_{\text{х.р.}} = +112,5$ кДж

а) при повышении давления; б) с понижением температуры; в) при уменьшении концентрации хлора?

Решение. а). При повышении давления равновесие смещается в сторону реакции, идущей с уменьшением числа молекул газа, при понижении давления - в сторону реакции, идущей с увеличением числа молекул газа. В левой части приведенной реакции 1 молекула (COCl_2), а в правой - 2 (1 CO и 1 Cl_2), поэтому при повышении давления равновесие смещается в сторону обратной реакции.

б). При понижении температуры равновесие смещается в сторону экзотермической реакции, при повышении температуры - в сторону эндотермической. В нашем примере прямая реакция эндотермическая ($\Delta H^\circ_{\text{х.р.}} > 0$), а обратная - экзотермическая, следовательно, при понижении температуры равновесие сместится в сторону обратной реакции. в). При увеличении концентрации исходных веществ и уменьшении концентрации продуктов реакции равновесие смещается в сторону продуктов реакции. При уменьшении концентрации хлора (продукта реакции) равновесие сместится в сторону прямой реакции, т.е. в сторону образования продуктов реакции.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

61. При нагревании диоксида азота в закрытом сосуде до некоторой температуры равновесие реакции $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{O}_2$ установилось при следующих концентрациях (моль/л): $[\text{NO}_2] = 0,4$; $[\text{NO}] = 1$; $[\text{O}_2] = 0,5$. Вычислить константу равновесия для этой температуры и исходную концентрацию диоксида азота. (Ответ: 3,125; 1,4 моль/л).

62. Реакция протекает по уравнению $\text{AB} \rightleftharpoons \text{A} + \text{B}$. При некоторой температуре из 1 моль АВ, находящегося в закрытом сосуде емкостью 20 л, разлагается 0,6 моль АВ. Определить константу равновесия. (Ответ: 0,045).

63. Константа равновесия реакции $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ равна 0,16 при

375 К. Равновесная концентрация NO_2 равна 0,09 моль/л. Вычислить равновесную концентрацию N_2O_4 . (Ответ: 0,051 моль/л).

64. Рассчитать равновесную концентрацию O_3 и константу равновесия в реакции $3\text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{O}_{3(\text{г})}$, если начальная масса O_2 равна 24 г, а равновесная концентрация O_2 равна 0,6 моль/л. (Ответ: 0,1 моль/л; 0,046).

65. Используя справочные данные табл. Б. 1, рассчитать $\Delta H^\circ_{\text{х.р.}}$ реакции, протекающей по уравнению $2\text{NO}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$ и определить, в какую сторону сместится равновесие при охлаждении системы.

66. Рассчитать равновесные концентрации газообразных веществ в гетерогенной системе $\text{FeO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$, если начальная концентрация CO составляла 2 моль/л, константа равновесия $K_C = 0,6$. (Ответ: 1,25; 0,75 моль/л.).

67. При состоянии равновесия в системе $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ концентрации веществ были (моль/л): $[\text{N}_2] = 0,3$; $[\text{H}_2] = 0,9$; $[\text{NH}_3] = 0,4$. Рассчитать, как изменятся скорости прямой и обратной реакции, если концентрации всех участвующих в реакции веществ увеличить в 4 раза. В каком направлении сместится равновесие? (Ответ: 256; 16).

68. Вычислить константу равновесия для гомогенной системы $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$, если равновесные концентрации реагирующих веществ (моль/л): $[\text{CO}] = 0,004$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,064$; $[\text{CO}_2] = 0,016$, $[\text{H}_2] = 0,016$. Чему равны исходные концентрации воды и CO ? (Ответ: 1; 0,08 моль/л; 0,02 моль/л).

69. В начальный момент протекания реакции $\text{NiO}_{(\text{к})} + \text{H}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{Ni}_{(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ концентрации были равны (моль/л): $C_{\text{H}_2} = 0,5$; $C_{\text{H}_2\text{O}} = 1,7$. Рассчитать равновесные концентрации газообразных веществ, если $K_C = 5,66$. (Ответ: 0,33; 1,87 моль/л).

70. В реакторе при некоторой температуре протекает реакция $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$. Определить константу равновесия, если в начальный момент $C_{\text{H}_2} = 2,15$ моль/л, $C_{\text{CO}_2} = 1,25$ моль/л, а к моменту равновесия прореагировало 60 % начального количества CO_2 . (Ответ: 0,8).

71. Определить, в какую сторону произойдет смещение равновесия реакции $\text{CO}_{2(\text{г})} + 4\text{H}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{CH}_{4(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$, $\Delta H^\circ_{\text{х.р.}} = -165$ кДж при следующих воздействиях: а) увеличении давления; б) повышении концентрации CO_2 ; в) понижении температуры.

72. В гомогенной системе установилось равновесие $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. Константа равновесия $K_C = 3 \cdot 10^5$. Исходные вещества или продукты реакции будут преобладать в равновесной смеси веществ? Вычислить равновесную концентрацию диоксида серы, если равновесные концентрации веществ, участвующих в реакции, равны (моль/л): $[\text{H}_2\text{S}] = 0,02$; $[\text{O}_2] = 0,30$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,40$. (Ответ: 4,5 моль/л).

73. Рассчитать K_C реакции $\text{PCl}_{5(\text{г})} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})}$ при 500 К, если к моменту равновесия разложилось 54 % PCl_5 , а исходная концентрация PCl_5 была равна 1 моль/л. (Ответ: 0,634).

74. После смешивания газов А и В в системе $\text{A}_{(\text{г})} + \text{B}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{C}_{(\text{г})} + \text{D}_{(\text{г})}$ устанавливается равновесие при следующих концентрациях: $[\text{B}] = 0,5$ моль/л; $[\text{C}] = 0,2$ моль/л. Константа равновесия реакции равна 4×10^{-2} . Найти исходные концентрации вещества А и В. (Ответ: 2,2; 0,7 моль/л).

75. Система $\text{C}_{(\text{графит})} + \text{CO}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{г})}$, $\text{DH}^\circ_{\text{х.р.}} = 172,5$ кДж находится в состоянии равновесия. Как повлияет на равновесие системы: а) повышение температуры; б) понижение давления; в) понижение концентрации CO_2 ?

76. При некоторой температуре равновесные концентрации в системе

$\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ составляли (моль/л): $[\text{SO}_2] = 0,04$; $[\text{O}_2] = 0,06$; $[\text{SO}_3] = 0,02$. Определить константу равновесия и исходные концентрации SO_2 и O_2 . (Ответ: 4,17; 0,06 моль/л; 0,07 моль/л).

77. Реакция протекает по уравнению $\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{NOCl}_2$, $\text{DH} < 0$. Какие изменения а) температуры; б) давления; в) концентраций участвующих в реакции веществ способствуют увеличению выхода продукта реакции?

78. Константа равновесия реакции $\text{FeO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$ при некоторой температуре равна 0,5. Найти равновесные концентрации CO и CO_2 , если начальные концентрации этих веществ составляли (моль/л): $C_{\text{CO}} = 0,08$; $C_{\text{CO}_2} = 0,02$. (Ответ: 0,67; 0,33 моль/л).

79. Система $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{г})}$; $\text{DH}^\circ_{\text{х.р.}} = -92,4$ кДж находится в состоянии равновесия. Определить, в каком направлении сместится равновесие: а) с ростом температуры; б) при повышении давления; в) при понижении концентрации NH_3 .

80. Найти константу равновесия реакции $2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$, если

начальная концентрация N_2O_4 составляла 0,08 моль/л, а к моменту наступления равновесия разложилось 50 % N_2O_4 . (Ответ: 0,16).

РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ВВЕДЕНИЕ

Электролитами называют вещества (кислоты, основания, соли), которые в растворах или расплавах диссоциируют на ионы и проводят электрический ток.

Электролитическая диссоциация - распад молекул растворенного вещества на ионы под действием полярных молекул растворителя.

Кислоты - электролиты, диссоциирующие в растворах с образованием ионов водорода:



Основания - электролиты, диссоциирующие в растворах с образованием гидроксид-ионов:



Существуют электролиты, которые могут диссоциировать как кислоты и как основания. Такие электролиты называются амфотерными. К ним относятся $Be(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Pb(OH)_2$, $Sn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Ga(OH)_3$, $Cr(OH)_3$.

Диссоциацию растворимой части амфотерного электролита можно представить следующей схемой:



Соли - электролиты, которые при растворении в воде диссоциируют, отщепляя положительные ионы, отличные от ионов водорода, и отрицательные ионы, отличные от гидроксид-ионов:



средняя соль



кислая соль



основная соль

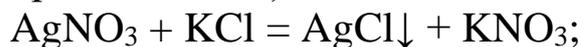
Все электролиты делят на сильные и слабые. Сильные электролиты - это вещества, которые в водных растворах практически полностью диссоциируют на ионы. Сильными электролитами являются: все хорошо растворимые соли, кислоты (H_2SO_4 , HNO_3 , HCl ,

HBr, HI, HClO₄), щелочи (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂).

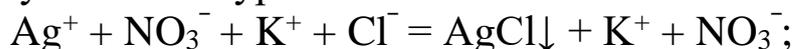
Слабые электролиты - это вещества, которые в водных растворах не полностью диссоциируют на ионы. К слабым электролитам относятся: H₂O, NH₄OH; некоторые соли; кислоты CH₃COOH, HF, HNO₂, HCN, HClO, H₂SO₃, H₂CO₃, H₂S, H₃PO₄; все нерастворимые в воде основания, например Mg(OH)₂, Fe(OH)₃, Cu(OH)₂.

Реакции в растворах электролитов протекают между ионами. Обычно такие реакции изображаются при помощи ионно-молекулярных уравнений, порядок составления которых следующий:

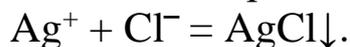
а) записывают молекулярное уравнение реакции и в обеих частях уравнения подчеркивают вещества, которые не будут полностью диссоциировать на ионы (нерастворимые вещества, слабые электролиты, газы):



б) составляют полное ионное уравнение реакции. Осадки, газы и слабые электролиты полностью на ионы не диссоциируют, поэтому в ионных уравнениях записываются в молекулярном виде:



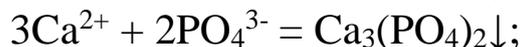
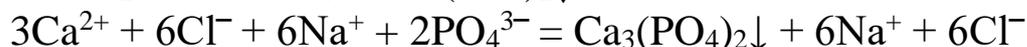
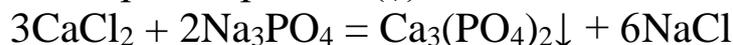
в) составляют краткое ионное уравнение, сокращая одинаковые ионы с обеих сторон:



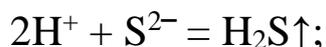
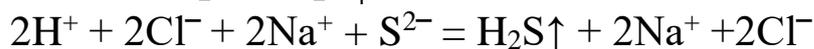
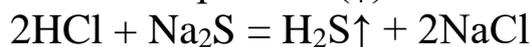
Реакции обмена в растворах сильных электролитов протекают до конца

или практически необратимо, когда ионы, соединяясь друг с другом, образуют вещества:

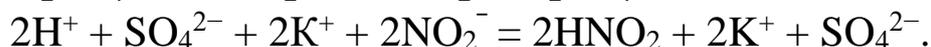
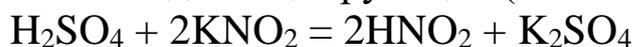
- нерастворимые (↓):



- газообразные (↑):



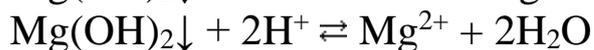
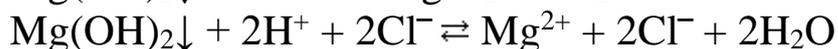
- малодиссоциирующие (слабые электролиты):



В тех случаях, когда нет ионов, которые могут связываться

между собой с образованием осадка, газа, слабого электролита, реакции обмена не протекают.

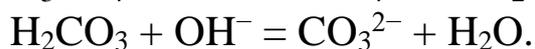
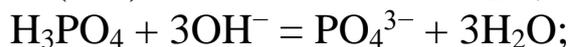
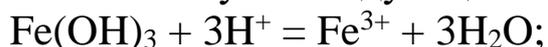
Нередко встречаются процессы, в уравнениях которых с одной стороны равенства имеется малорастворимое соединение, а с другой - слабый электролит. Такие реакции протекают обратимо, причем равновесие смещается в сторону наименее диссоциированных веществ. Так, равновесие в системе



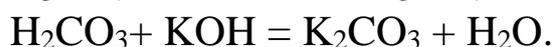
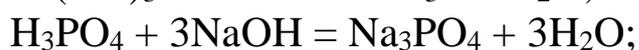
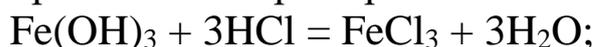
смещено вправо, в сторону малодиссоциированных молекул воды.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 1. Составить молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют следующие ионно-молекулярные уравнения:



Решение. В левой части данных ионно-молекулярных уравнений указаны ионы, которые образуются при диссоциации сильных электролитов, следовательно, при составлении молекулярных уравнений следует исходить из соответствующих растворимых сильных электролитов. Например:



Пример 2. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, подтверждающие амфотерный характер гидроксида свинца.

Решение. Амфотерные электролиты могут диссоциировать по типу кислоты и основания, поэтому $\text{Pb}(\text{OH})_2$ может растворяться как в кислоте, проявляя свойство основания, так и в щелочи, проявляя свойства кислоты.

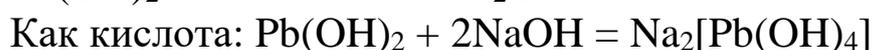
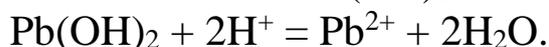
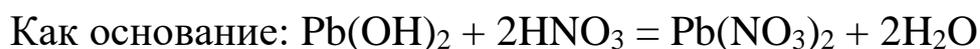
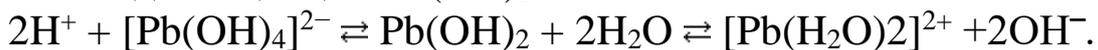


Схема диссоциации $\text{Pb}(\text{OH})_2$:



ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

81. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) K_2S и CuSO_4 ; б) AgNO_3 и NH_4Cl ; в) Na_2SiO_3 и H_2SO_4 ; г) CaCO_3 и HNO_3 .

82. Составить по два молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

а) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$; б) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$; в) $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS}$.

83. Можно ли приготовить раствор, содержащий одновременно следующие пары веществ: а) KOH и $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$; б) NiSO_4 и $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; в) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и KCl ; г) CuCl_2 и Na_2S ? Представить возможные реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

84. Смешивают попарно растворы: а) KOH и $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$; б) Li_2CO_3 и HCl ; в) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ и KOH ; г) NH_4Cl и NaOH . В каких случаях реакции практически пойдут до конца? Представить их в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

85. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) BaCO_3 и HNO_3 ; б) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и KOH ; в) HCl и K_2S ; г) CH_3COOK и HCl .

86. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и CH_3COOH ; б) NH_4NO_3 и KOH ; в) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ и K_2CrO_4 ; г) AlCl_3 и $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

87. Смешивают попарно растворы: а) K_2SO_3 и HCl ; б) Na_2SO_4 и KCl ; в) CH_3COONa и HNO_3 ; г) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и избыток KOH . В каких из приведенных случаев реакции практически пойдут до конца? Составить для этих уравнений молекулярные и ионно-молекулярные реакции.

88. Какие из веществ будут взаимодействовать с гидроксидом калия: а) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; б) $\text{Sn}(\text{OH})_2$; в) NiSO_4 ; г) H_3PO_4 ? Выразить эти реакции молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

89. Составить по два молекулярных уравнения, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями: а) $\text{OH}^- + \text{HS}^- = \text{H}_2\text{O} + \text{S}^{2-}$; б) $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$; в) $\text{OH}^- + \text{NH}_4^+ = \text{NH}_4\text{OH}$.

90. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) Na_2SO_3 и H_2SO_4 ; б) CH_3COOH и KOH ; в) Na_2HPO_4 и NaOH ; г) $\text{Be}(\text{OH})_2$ и KOH .

91. Смешивают попарно растворы: а) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2SO_4 ; б) BaCl_2 и K_2SO_4 ; в) NaHCO_3 и NaOH ; г) $\text{Cd}(\text{OH})_2$ и HCl . В каких из приведенных случаев реакции практически пойдут до конца? Составить для этих реакций молекулярные и ионно-молекулярные уравнения.

92. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) K_2S и HCl ; б) KHCO_3 и H_2SO_4 ; в) MgSO_4 и BaCl_2 ; г) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и H_2SO_4 .

93. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, соответствующие следующим превращениям:

а) $\text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}^{2+} \rightarrow \text{CaSO}_4$; б) $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{FeS} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$.

94. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2S ; б) Li_2SO_3 и HCl ; в) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

95. Составить по два молекулярных уравнения, которые соответствуют следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнениям: а) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ = \text{CH}_3\text{COOH}$; б) $\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} = \text{BaCrO}_4$; в) $\text{Ag}^+ + \text{I}^- = \text{AgI}$.

96. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих в растворах между: а) диоксидом углерода и гидроксидом бария; б) силикатом натрия и хлороводородной кислотой; в) сульфидом железа (II) и серной кислотой; г) иодидом калия и нитратом свинца.

97. Закончить молекулярные и составить ионно-молекулярные уравнения следующих реакций:

а) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_3\text{PO}_4 = \dots$; б) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \dots$; в) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{S} = \dots$

98. Закончить молекулярные и составить ионно-молекулярные уравнения следующих реакций:

а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$; б) $\text{CaCl}_2 + \text{AgNO}_3 = \dots$;

в) $\text{SnCl}_2 + \text{NaOH} = \dots$; г) $\text{KOH} + \text{HNO}_3 = \dots$

99. Исходя из сокращенной ионно-молекулярной формы уравнения, составить по два молекулярных уравнения: а) $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$; б) $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$; в) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$.

100. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ и NaI ; б) MgCO_3 и HCl ; в) CuSO_4 и H_2S .

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ВВЕДЕНИЕ

Гидролизом соли называется взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к образованию слабого электролита и изменению рН среды.

Гидролизу подвергаются соли, в состав которых входят катионы слабых оснований, или анионы слабых кислоты, или те и другие одновременно. Эти ионы связываются с ионами H^+ или OH^- из воды с образованием слабого электролита, в результате чего нарушается равновесие электролитической диссоциации воды $H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$. В растворе накапливаются ионы H^+ или OH^- , сообщая ему кислую или щелочную реакцию. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой ($NaCl$, $NaNO_3$, K_2SO_4 , $BaCl_2$, $LiNO_3$), гидролизу не подвергаются. В этом случае ни катион, ни анион соли не будут связывать ионы воды в малодиссоциированные продукты, поэтому равновесие диссоциации воды не нарушается. Реакция среды в растворах таких солей нейтральная, $pH \sim 7$

Можно выделить три типа гидролиза:

1. Г и д р о л и з п о а н и о н у происходит в растворах солей, состоящих из анионов слабых кислот и катионов сильных оснований (CH_3COOK , KNO_2 , Na_2CO_3 , Cs_3PO_4). В этом случае анион слабой кислоты связывается с ионами H^+ из воды с образованием слабого электролита.

В качестве примера рассмотрим гидролиз нитрита калия KNO_2 . Эта соль образована сильным основанием KOH и слабой кислотой HNO_2 . При растворении в воде KNO_2 полностью диссоциирует на ионы K^+ и NO_2^- . Катионы K^+ не могут связывать ионы OH^- воды, так как KOH - сильный электролит. Анионы же NO_2^- связывают ионы H^+ воды, в результате чего в растворе появляются молекулы слабой кислоты HNO_2 и гидроксид-ионы OH^- .

Порядок составления уравнений гидролиза следующий:

а) записывают уравнение диссоциации соли и подчеркивают ион, который может образовать с ионами воды (H^+ или OH^-) слабый электролит:



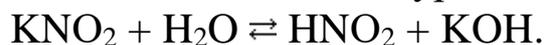
б) составляют краткое ионное уравнение и указывают рН среды:



в) составляют полное ионное уравнение реакции. Для этого прибавляют к левой и правой частям краткого ионного уравнения ионы, не претерпевающие в результате гидролиза никаких изменений. В рассматриваемом примере - это катионы калия:



г) составляют молекулярное уравнение гидролиза. Для этого ионы из полного ионного уравнения соединяют в молекулы:



Продукты гидролиза - слабая кислота HNO_2 и гидроксид калия KOH .

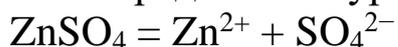
Соли, образованные сильным основанием и слабой многоосновной кислотой, гидролизуются ступенчато. Гидролиз протекает в значительно большей мере по первой ступени, что приводит к образованию кислых солей:



$\text{Na}^+ + \text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{HS}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ + $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NaHS} + \text{NaOH}$.

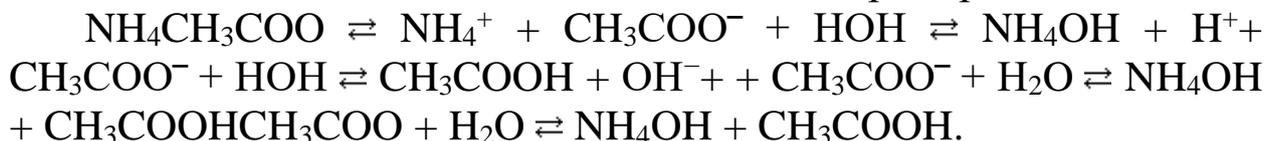
Продуктами гидролиза является кислая соль NaHS и гидроксид натрия NaOH .

2. Г и д р о л и з п о к а т и о н у происходит в растворах солей, состоящих из катионов слабых оснований и анионов сильных кислот (NH_4Cl , CuSO_4 , FeCl_3 , AlCl_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, ZnSO_4). В этом случае катион слабого основания связывается с ионами OH^- из воды с образованием слабого электролита. Так, гидролиз сульфата цинка может быть представлен уравнениями:



Продуктами гидролиза являются основная соль $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$ и серная кислота H_2SO_4 .

3. Г и д р о л и з п о а н и о н у и к а т и о н у одновременно происходит в растворах солей, образованных слабыми основаниями и слабыми кислотами (NH_4NO_2 , Al_2S_3 , $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$, $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$, NH_4CN). В этом случае с водой взаимодействует как катион слабого основания, так и анион слабой кислоты, например:



Продуктами гидролиза являются слабая кислота CH_3COOH и слабое основание NH_4OH . Среда после гидролиза близка к нейтральной, $\text{pH} \sim 7$.

Как правило, гидролиз - обратимый процесс. В первых двух случаях равновесие сильно смещено влево - в сторону малодиссоциированных молекул воды, в третьем - вправо, в сторону образования продуктов гидролиза - двух слабых электролитов.

Практически необратимо гидролизуются только те соли, продукты гидролиза которых уходят из раствора в виде нерастворимых или газообразных соединений. Необратимо гидролизующиеся соли невозможно получить в результате реакции обмена в водных растворах. Например, вместо ожидаемого Cr_2S_3 при смешивании растворов CrCl_3 и Na_2S образуется осадок $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и выделяется газообразный H_2S :

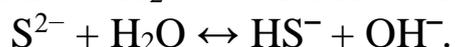
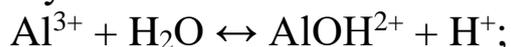


На равновесие гидролиза влияют температура и концентрация. Смещение равновесия гидролиза происходит в соответствии с принципом Ле Шателье. Гидролиз - это реакция, обратная нейтрализации, а нейтрализация - экзотермический процесс, следовательно, гидролиз - эндотермический. Поэтому увеличение температуры усиливает гидролиз (т.е. смещает равновесие вправо). При постоянной температуре равновесие гидролиза можно сместить вправо (усилить гидролиз), разбавляя раствор водой и удаляя продукты гидролиза. Гидролиз подавляется (равновесие смещается влево), если увеличить концентрацию продуктов гидролиза.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

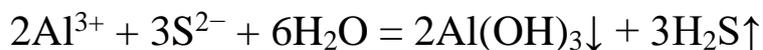
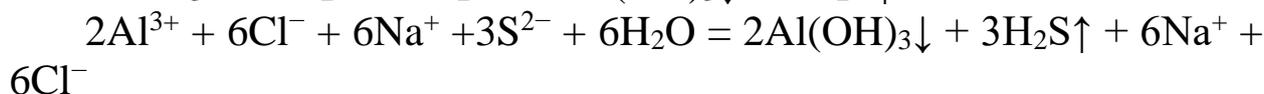
Пример 1. Какие продукты получатся при смешивании растворов AlCl_3 и Na_2S ? Составить ионно-молекулярные и молекулярное уравнение реакции.

Решение. Соль AlCl_3 гидролизуеться по катиону, а Na_2S - по аниону:



Гидролиз приведенных солей обычно ограничиваются первой ступенью. При смешивании растворов этих солей ионы H^+ и OH^- связываются в молекулы слабого электролита H_2O , сдвигая гидролитическое равновесие вправо. Это приводит к тому, что усиливается гидролиз каждой из солей до образования $\text{Al}(\text{OH})_3$ и H_2S . Ион-

но-молекулярные и молекулярные уравнения имеют следующий вид:



Таким образом, продуктами гидролиза являются $\text{Al}(\text{OH})_3$ и H_2S .

Пример 2. К раствору Na_2CO_3 добавили следующие вещества: а) HCl ; б) NaOH ; в) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; г) K_2S . В каких случаях гидролиз карбоната натрия усилится? Почему? Составить ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

Решение. Карбонат натрия Na_2CO_3 - соль слабой кислоты и сильного основания гидролизуеться по аниону: $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ (1)

Чтобы усилить гидролиз соли, нужно удалить ионы OH^- и таким образом сместить равновесие (1) вправо. Этого можно достигнуть добавлением в раствор Na_2CO_3 веществ, растворы которых содержат ионы H^+ . Ионы H^+ свяжут ионы OH^- из (1) в молекулы слабого электролита H_2O , в результате чего равновесие (1) сместится вправо и гидролиз усилится. В нашей задаче такими веществами являются кислота HCl ($\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$) и соль $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, содержащая ионы H^+ вследствие ее гидролиза по катиону $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CuOH}^+ + \text{H}^+$.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

101. Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу: NaCN , KNO_3 , CuCl_2 , ZnSO_4 ? Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций, указать pH среды.

102. К раствору $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ добавили раствор K_2S . Объяснить причину образования осадка и выделения газа. Составить молекулярное и ионно-молекулярные уравнения реакции.

103. Какие из солей: Na_2SO_4 , K_2SO_3 , NH_4CN , LiCl , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ подвергаются гидролизу? Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей. Какое значение pH (> 7 <) имеют растворы этих солей?

104. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения совместного гидролиза, происходящего при сливании растворов: а) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ и Na_2CO_3 ; б) CuCl_2 и K_2CO_3 .

105. Подобрать по два уравнения в молекулярном виде к каждому из трех ионно-молекулярных уравнений: а) $\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$; б) $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$; в) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$.

106. Подобрать по два уравнения в молекулярном виде к каждому из трех ионно-молекулярных уравнений: а) $\text{Fe}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_2^+ + 2\text{H}^+$; б) $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$; в) $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$.

107. Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций для солей, подвергающихся гидролизу, указать реакцию среды: K_2SO_3 , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, NaNO_2 , NiSO_4 .

108. В какой цвет будет окрашен лакмус в водных растворах: K_2S , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, Na_2CO_3 , Li_2SO_4 ? Ответ обосновать ионно-молекулярными и молекулярными уравнениями реакций гидролиза солей.

109. Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций для солей, подвергающихся гидролизу, указать реакцию среды: KI , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, K_2SiO_3 , ZnSO_4 .

110. Какие из приведенных солей подвергаются гидролизу по катиону, по аниону, по катиону и аниону: BaS , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, AlCl_3 , Cr_2S_3 ? Указать pH среды для водных растворов солей. Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза.

111. Какие из солей NaI , CrCl_3 , NH_4NO_3 , NH_4NO_2 подвергаются гидролизу? Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей, указать реакцию среды.

112. К раствору $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ добавили следующие вещества: а) H_2SO_4 ; б) KOH ; в) Na_2SO_3 ; г) ZnSO_4 . В каких случаях гидролиз сульфата алюминия усилится? Почему? Составить ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

113. Какие из веществ: Na_2CO_3 , Li_2SO_3 , CuCl_2 , MgSO_4 , BaS создадут избыток гидроксид-ионов в растворе своей соли? Почему? Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

114. При сливании растворов солей CrCl_3 и Na_2CO_3 образуется осадок $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и выделяется газ CO_2 . Объяснить причину и написать молекулярное и ионно-молекулярные уравнения реакции.

115. Написать уравнения реакций гидролиза в ионно-молекулярном и молекулярном виде: ацетата лития CH_3COOLi , хлорида алюминия NH_4Cl , цианида аммония NH_4CN , сульфида ба-

рия BaS .

116. Объяснить, почему водные растворы NaNO_2 , Li_2CO_3 , Na_3PO_4 имеют щелочную реакцию. Ответ подтвердить уравнениями реакций в ионно-молекулярном и молекулярном виде.

117. К раствору FeCl_3 добавили следующие вещества: а) HCl ; б) KOH ; в) CuCl_2 ; г) Na_2CO_3 . В каких случаях гидролиз хлорида железа усилится? Почему? Составить ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

118. При смешивании растворов $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и K_2S образуется осадок и выделяется газ. Написать молекулярное и ионно-молекулярные уравнения совместного гидролиза солей.

119. Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей: $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$, $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$, K_3PO_4 , MnCl_2 .

120. Почему при добавлении горячей воды к водному раствору хлорида железа (III) выпадает осадок? Подтвердить это уравнениями реакций в ионно-молекулярном и молекулярном виде.

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ВВЕДЕНИЕ

Окислительно-восстановительными называются реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления элементов.

Окисление - процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом, сопровождающийся повышением степени окисления элемента. Восстановление - процесс присоединения электронов, сопровождающийся понижением степени окисления элемента.

Окисление и восстановление - взаимосвязанные процессы, протекающие одновременно.

Окислителями называются вещества (атомы, ионы или молекулы), которые в процессе реакции присоединяют электроны, восстановителями - вещества, отдающие электроны. Окислителями могут быть атомы галогенов и кислород, положительно заряженные ионы металлов (Fe^{3+} , Au^{3+} , Hg^{2+} , Cu^{2+} , Ag^+), сложные ионы и молекулы, содержащие атомы металла в высшей степени окисления (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NaBiO_3 и др.), атомы неметаллов в положительной степени окисления (HNO_3 , концентрированная H_2SO_4 , HClO , HClO_3 , KClO_3 , NaBrO и др.).

Типичными восстановителями являются почти все металлы и

некоторые неметаллы (углерод, водород) в свободном состоянии, отрицательно заряженные ионы неметаллов (S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^- и др.), положительно заряженные ионы металлов в низшей степени окисления (Sn^{2+} , Fe^{2+} , Cr^{2+} , Mn^{2+} , Cu^+ и др.).

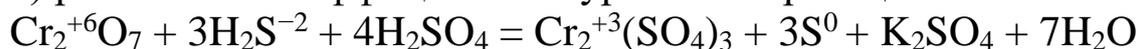
Соединения, содержащие элементы в максимальной или минимальной степенях окисления, могут быть соответственно или только окислителями ($KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, HNO_3 , H_2SO_4 , PbO_2), или только восстановителями (KI , Na_2S , NH_3). Если же вещество содержит элемент в промежуточной степени окисления, то в зависимости от условий проведения реакции, оно может быть либо окислителем, либо восстановителем. Например, нитрит калия KNO_2 , содержащий азот в степени окисления +3, пероксид водорода H_2O_2 , содержащий кислород в степени окисления -1, в присутствии сильных окислителей проявляют восстановительные свойства, а при взаимодействии с активными восстановителями являются окислителями.

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций рекомендуется придерживаться следующего порядка:

а) написать формулы исходных веществ. Определить степень окисления элементов, которые могут ее изменить, найти окислитель и восстановитель. Написать продукты реакции;

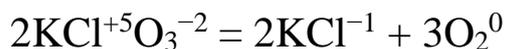
б) составить уравнения процессов окисления и восстановления. Подобрать множители (основные коэффициенты) так, чтобы число электронов, отдаваемых при окислении, было равно числу электронов, принимаемых при восстановлении;

в) расставить коэффициенты в уравнении реакции

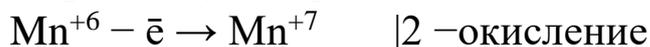


Характер многих окислительно-восстановительных реакций зависит от среды, в которой они протекают. Для создания кислой среды чаще всего используют разбавленную серную кислоту, для создания щелочной - растворы гидроксидов натрия или калия.

Различают три типа ОВР: межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирования. Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции - это реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в составе разных веществ. Рассмотренная выше реакция относится к этому типу. К внутримолекулярным относятся реакции, в которых атомы окислителя и восстановителя находятся в одном и том же веществе.



В реакциях диспропорционирования молекулы одного и того же вещества реагируют друг с другом как окислитель и как восстановитель.



ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 1. Определить степень окисления хрома в молекуле $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и ионе $(\text{CrO}_2)^-$.

Под степенью окисления (с.о.) понимают заряд элемента в соединении, вычисленный, исходя из предположения, что соединение состоит из ионов.

Степень окисления элемента в простом веществе, например, в Zn, Ca, H_2 , Br_2 , S, O_2 , равна нулю.

Определение степени окисления элемента в соединении проводят, используя следующие положения:

1. Степень окисления кислорода в соединениях обычно равна -2.
2. Исключения составляют пероксиды $\text{H}_2^{+1}\text{O}_2^{-1}$, $\text{Na}_2^{+1}\text{O}_2^{-1}$ и фторид кислорода O^{+2}F_2 .

2. Степень окисления водорода в большинстве соединений равна +1, за исключением солеобразных гидридов, например, $\text{Na}^{+1}\text{H}^{-1}$.

3. Постоянную степень окисления имеют металлы IA группы (щелочные металлы) (+1); IIA группы (бериллий, магний и щелочноземельные металлы) (+2); фтор (-1).

4. Алгебраическая сумма степеней окисления элементов в нейтральной молекуле равна нулю, в сложном ионе - заряду иона.

Решение. Чтобы рассчитать степень окисления элемента в молекуле, следует:

1). Поставить степень окисления над теми элементами, для которых она известна, а искомую степень окисления обозначить через x. В нашем примере известна степень окисления калия (+1) и кислорода (-2): $\text{K}_2^{+1}\text{Cr}_2^x\text{O}_7^{-2}$;

2). Умножить индексы при элементах на их степени окисления и составить алгебраическое уравнение, приравняв правую часть к нулю:

$$K_2^{+1}Cr_2^xO_7^{-2}; 2(+1) + 2x + 7(-2) = 0; x = + 6.$$

3). Степень окисления элемента в ионе определяют также, только правую часть уравнения приравнивают к заряду иона:

$$(Cr^xO_2^{-2})^-; x + 2(-2) = -1; x = + 3.$$

Пример 2. Исходя из степени окисления азота в соединениях NH_3 , KNO_2 , KNO_3 , определить, какое из них может быть только восстановителем, только окислителем и какое из них может проявлять и окислительные, и восстановительные свойства.

Решение. Возможные степени окисления азота: -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5. В указанных соединениях степени окисления азота равны: -3 (низшая), +3 (промежуточная), +5 (высшая). Следовательно, $N-3H_3$ - только восстановитель, $KN^{+3}O_2$ - и окислитель и восстановитель, $KN^{+5}O_3$ - только окислитель.

Пример 3. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) HBr и H_2S ; б) MnO_2 и HCl ; в) MnO_2 и $NaBiO_3$?

Решение. а) в HBr с.о. (Br) = -1 (низшая), в H_2S с.о. (S) = -2 (низшая). Так как бром и сера находятся в низшей степени окисления, то могут проявлять только восстановительные свойства, и реакция между ними невозможна; б) в MnO_2 с.о. (Mn) = +4 (промежуточная), в HCl с.о. (Cl) = -1 (низшая). Следовательно, взаимодействие этих веществ возможно, причем MnO_2 является окислителем; в) в MnO_2 с.о. (Mn) = +4 (промежуточная), в $NaBiO_3$ с.о. (Bi) = +5 (высшая). Взятые вещества могут взаимодействовать. MnO_2 в этом случае будет восстановителем.

Пример 4. Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции, идущей по схеме



Определить окислитель и восстановитель. На основании электронных уравнений расставить коэффициенты.

Решение. Определяем степени окисления тех элементов, которые ее изменяют:



Составляем электронные уравнения процессов окисления и восстановления, определяем окислитель и восстановитель:

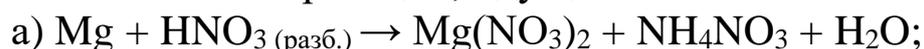




Уравниваем реакцию методом электронного баланса, суть которого заключается в том, что общее число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, принятых окислителем. Находим общее наименьшее кратное для отданных и принятых электронов. В приведенной реакции оно равно 10. Разделив это число на 5, получаем коэффициент 2 для окислителя и продукта его восстановления, а при делении 10 на 2 получаем коэффициент 5 для восстановителя и продукта его окисления. Коэффициенты перед веществами, атомы которых не меняют свои степени окисления, находим подбором.

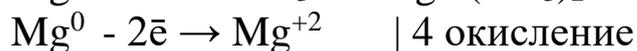
Уравнение реакции будет иметь следующий вид:
 $2\text{KMnO}_4 + 5\text{KNO}_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + 5\text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}.$

Пример 5. Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций, идущих по схемам:



В каждой реакции определить окислитель и восстановитель, расставить коэффициенты, указать тип каждой реакции.

Решение. Составляем уравнения реакций:



Как видно из представленных уравнений, в реакции (1) окислитель и восстановитель - разные элементы в молекулах двух разных веществ, значит, данная реакция относится к типу межмолекулярных окислительно-восстановительных реакций. В реакции (2) окислитель (хлор) и восстановитель (кислород) содержатся в одной

молекуле, следовательно, реакция внутримолекулярная. В реакции (3) роль окислителя и восстановителя выполняет один и тот же элемент – марганец, значит, это реакция диспропорционирования.

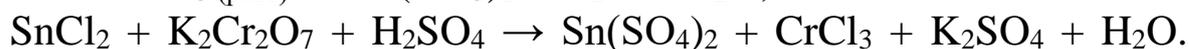
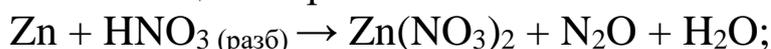
ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

121. а). Исходя из степени окисления серы в веществах S, H₂S, Na₂SO₃, H₂SO₄, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какие могут быть и окислителем, и восстановителем. Ответ обосновать.

б). На основании электронных уравнений подобрать коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:

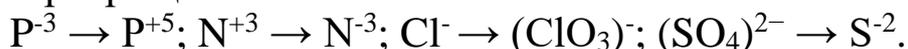
$\text{NaI} + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Определить тип окислительно-восстановительной реакции.

122. Реакции выражаются схемами:



Составить электронные уравнения, подобрать коэффициенты, указать, какое вещество в каждой реакции является окислителем, какое восстановителем.

123. а). Составить электронные уравнения и указать, какой процесс (окисление или восстановление) происходит при следующих превращениях:



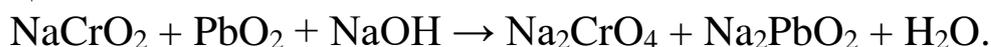
б). Реакция выражается схемой



Определить окислитель и восстановитель, на основании электронных уравнений расставить коэффициенты в уравнении реакции.

124. а). Могут ли протекать окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) Cl₂ и H₂S; б) KBr и KBrO; в) HI и NH₃? Ответ обосновать.

б). На основании электронных уравнений подобрать коэффициенты, определить тип окислительно-восстановительной реакции, идущей по схеме

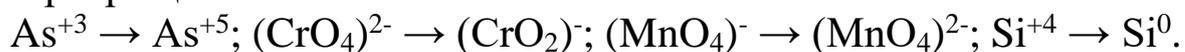


125. а). Возможные степени окисления железа в соединениях +2, +3, +6. Определить, какое из веществ может быть только восстановителем, только окислителем и какое - и окислителем и восстановителем: FeSO₄, Fe₂O₃, K₂FeO₄. Ответ обосновать.

б). На основании электронных уравнений подобрать коэффициенты для веществ в уравнении реакции, идущей по схеме



126. а). Составить электронные уравнения и указать, какой процесс (окисление или восстановление) происходит при следующих превращениях:



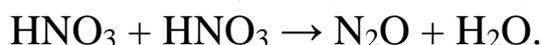
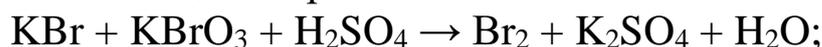
б). На основании электронных уравнений расставить коэффициенты в реакции, идущей по схеме $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$.

127. Реакции выражаются схемами:



Составить электронные уравнения, расставить коэффициенты, определить окислитель и восстановитель в каждой реакции. К какому типу относится каждая из приведенных реакций?

128. Реакции выражаются схемами:



Составить электронные уравнения, расставить коэффициенты, определить окислитель и восстановитель в каждой реакции. К какому типу относится каждая из приведенных реакций?

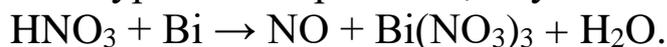
129. Реакции выражаются схемами:



Составить электронные уравнения, расставить коэффициенты, определить окислитель и восстановитель в каждой реакции. К какому типу относится каждая из приведенных реакций?

130. а). Исходя из степени окисления хлора определить и дать мотивированный ответ, какое из соединений Cl_2 , HCl , HClO_4 является только окислителем, только восстановителем и какое из них может иметь функцию и окислителя, и восстановителя.

б). На основании электронных уравнений расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме



131. Реакции выражаются схемами:



Составить электронные уравнения, расставить коэффициенты, определить окислитель и восстановитель в каждой реакции. К ка-

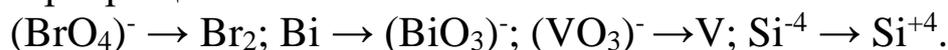
кому типу относится каждая из приведенных реакций?

132. а). Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) H_2S и Br_2 ; б) HI и HIO_3 ; в) KMnO_4 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$? Ответ обосновать.

б). На основании электронных уравнений расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме



133. а). Составить электронные уравнения и указать, какой процесс (окисление или восстановление) происходит при следующих превращениях:



б). На основании электронных уравнений подобрать коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме



134. Реакции выражаются схемами:



Составить электронные уравнения, расставить коэффициенты, определить окислитель и восстановитель в каждой реакции. К какому типу относится каждая из приведенных реакций?

135. а). Могут ли идти окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а) PbO_2 и KBiO_3 ; б) H_2S и H_2SO_3 ; в) H_2SO_3 и HClO_4 ? Ответ обосновать.

б). На основании электронных уравнений расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме $\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$.

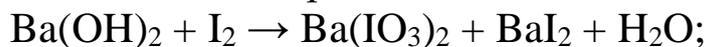
Определить тип окислительно-восстановительной реакции.

136. Реакции выражаются схемами:



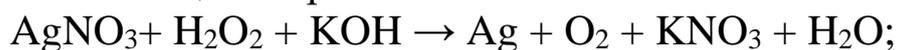
Составить электронные уравнения, расставить коэффициенты, определить окислитель и восстановитель в каждой реакции. К какому типу относится каждая из приведенных реакций?

137. Реакции выражаются схемами:



Составить электронные уравнения, расставить коэффициенты, определить окислитель и восстановитель в каждой реакции. К какому типу относится каждая из приведенных реакций?

138. Реакции выражаются схемами:



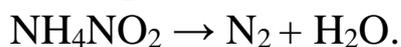
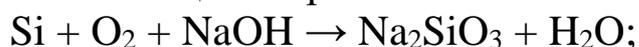
Составить электронные уравнения, расставить коэффициенты, определить окислитель и восстановитель в каждой реакции. К какому типу относится каждая из приведенных реакций?

139. На основании электронных уравнений расставить коэффициенты в уравнениях реакций, идущих по схемам



Указать окислитель и восстановитель в каждой реакции, определить ее тип.

140. Реакции выражаются схемами:

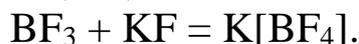


Составить электронные уравнения, расставить коэффициенты, определить окислитель и восстановитель в каждой реакции. К какому типу относится каждая из приведенных реакций?

КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ВВЕДЕНИЕ

Соединения, в состав которых входят комплексные ионы, способные существовать как в кристаллах, так и в растворах, называются комплексными. Комплексные соединения могут быть получены при взаимодействии нейтральных молекул:



В молекуле комплексного соединения один атом или ион, обычно положительно заряженный, занимает центральное место и называется комплексообразователем. В непосредственной близости к нему расположены или координированы противоположно заряженные ионы или нейтральные молекулы, называемые лигандами. Комплексообразователь и лиганды образуют внутреннюю сферу комплексного соединения. Число лигандов, расположенных вокруг комплексообразователя, называется координационным числом. Чаще всего координационное число равно 6, 4 и 2. В формулах комплексных соединений внутреннюю сферу обозначают квадрат-

ными скобками. Все остальные ионы, не вошедшие во внутреннюю сферу, составляют внешнюю сферу.

При растворении в воде комплексные электролиты диссоциируют на внутреннюю и внешнюю сферу: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} \leftrightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^-$. Наряду с этим происходит и другой процесс, хотя в значительно меньшей степени:

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$. Здесь диссоциация протекает обратимо и равновесие резко смещено влево. Константа диссоциации комплексного иона

$$K = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{NH}_3]^2}{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]}$$

называется константой нестойкости (Кн). Она характеризует устойчивость комплекса. Чем меньше константа нестойкости, тем прочнее комплексный ион в растворе.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 1. Определить заряд комплексного иона, координационное число комплексообразователя (к.ч.) и степень окисления комплексообразователя в соединениях: а) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$, б) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, в) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

Решение. Заряд комплексного иона равен заряду внешней сферы, но противоположен ему по знаку. Координационное число комплексообразователя равно числу лигандов, координирующихся вокруг него. Степень окисления комплексообразователя определяется так же, как степень окисления атома в любом соединении, исходя из того, что сумма степеней окисления всех атомов в молекуле равна нулю. Заряды нейтральных молекул (H_2O , NH_3) равны нулю. Заряды кислотных остатков определяют из формул соответствующих кислот. Отсюда: заряд иона а) +1, б) -3, в) +2; координационное число а) 6, б) 6, в) 4; степень окисления а) +3, б) +3, в) +2

Пример 2. Назвать комплексные соли: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{NO}_2)_2]\text{Cl}$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{Na}_2[\text{Pt}(\text{OH})_5\text{Cl}]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2(\text{SCN})_2]$.

Решение. При составлении названия комплексного соединения первым в именительном падеже называется анион, в потом в родительном - катион, независимо, который из них является комплексным.

Соль содержит комплексный катион. Название комплексного

катиона составляют следующим образом: сначала указывают числа (ди, три, тетра, пента, гекса и т.д.) и названия отрицательно заряженных лигандов с окончанием «о» (Cl^- -хлоро, SO_4^{2-} - сульфато, OH^- - гидроксо, CN^- - циано, SCN^- - родано, NO_2^- - нитро и т.п.); затем указывают числа и названия нейтральных лигандов, причем вода называется аква, аммиак - аммин; последним называют комплексообразователь, указывая его степень окисления (в скобках римскими цифрами после названия комплексообразователя). Например, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ - сульфат тетраамминмеди (II); $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{NO}_2)_2]\text{Cl}$ - хлорид динитротетрааквакобальта (III).

Соль содержит *комплексный анион*. Название комплексного аниона составляют аналогично названию катиона и заканчивают суффиксом «ат». Например, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексацианоферрат (II) калия; $\text{Na}_2[\text{Pt}(\text{OH})_5\text{Cl}]$ - хлоропентагидроксоплатинат (IV) натрия.

Наименование *нейтральных комплексов* образуют так же, как и катионов, но комплексообразователь называют в именительном падеже, а его степень окисления не указывают. Например, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ - дихлородиаминоплатина; $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2(\text{SCN})_2]$ - диродано-диаминомеди.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

141. Написать формулы следующих соединений: а) хлорид дибромтетраамминплатины (IV); б) тетрародано-диаквахромат (III) калия; в) сульфат пентаамминакваникеля (II); г) трихлоротриамминкобальт (III). К какому типу относится каждое из комплексных соединений по электрическому заряду комплексного иона?

142. Составить координационные формулы следующих комплексных соединений платины: а) $\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$; б) $\text{PtCl}_4 \cdot 4\text{NH}_3$; в) $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{NH}_3$. Координационное число платины (IV) равно 6. Написать уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах. Какое соединение является комплексным неэлектролитом?

143. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций обмена с образованием нерастворимых комплексных соединений:

- а) $\text{CuSO}_4 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] = \dots$; б) $\text{KCl} + \text{Na}_2[\text{PtCl}_6] = \dots$;
в) $\text{AgNO}_3 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] = \dots$; г) $\text{FeSO}_4 + \text{Na}_3[\text{Co}(\text{CN})_6] = \dots$

Назвать образующиеся при реакциях комплексные соли.

144. Определить степень окисления и координационное число комплексообразователя в следующих комплексных ионах:

- а) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{2+}$; б) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]^-$;

в) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Br}_2]^+$; г) $[\text{AuCl}_4]^-$; д) $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$.

145. Составить координационные формулы следующих комплексных соединений кобальта: а) $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$; б) $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$; в) $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$. Координационное число кобальта (III) равно 6. Написать уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

146. Написать координационные формулы следующих комплексных соединений: а) гексанитрокобальтат (III) калия; б) хлорид гексаамминникеля (II); в) тетрахлородиамминплатина; г) трифторогидроксобериллат магния. К какому типу относится каждое из комплексных соединений по заряду комплексного иона?

147. Из сочетания частиц Cr^{3+} , H_2O , Cl^- , K^+ можно составить семь координационных формул комплексных соединений хрома, одно из которых $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$. Составить формулы других шести соединений и написать уравнения их диссоциации в водных растворах.

148. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций обмена, происходящих между: а) гексацианоферратом (II) калия и сульфатом меди;

б) гексацианокобальтатом (II) натрия и сульфатом железа; в) гексацианоферратом (III) калия и нитратом серебра; г) гексахлороплатинатом (II) натрия и хлоридом калия. Образующиеся в результате реакций комплексные соединения нерастворимы в воде.

149. Константы нестойкости комплексных ионов $[\text{Co}(\text{CN})_4]^{2-}$, $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$, $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ соответственно равны $8 \cdot 10^{-20}$; $4 \cdot 10^{-41}$; $1,4 \cdot 10^{-17}$. В каком растворе содержание ионов CN^- больше? Написать выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов.

150. Определить, чему равен заряд комплексных ионов:

а) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_2]$, б) $[\text{Pd}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$, в) $[\text{Ni}(\text{CN})_4]$, если комплексобразователями являются Cr^{3+} , Pd^{2+} , Ni^{2+} . Написать формулы комплексных соединений, содержащих эти ионы.

151. Из сочетания частиц Co^{3+} , NH_3 , NO_2^- , K^+ можно составить семь координационных формул комплексных соединений кобальта, одно из которых $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_2)_3$. Составить формулы других шести соединений и написать уравнения их диссоциации в водных растворах.

152. Составить координационные формулы следующих комплексных соединений платины (II), координационное число которой равно 4: а) $\text{PtCl}_2 \cdot 3\text{NH}_3$; б) $\text{PtCl}_2 \cdot \text{NH}_3 \cdot \text{KCl}$; в) $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$.

Написать уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах. Какое соединение является комплексным неэлектролитом?

153. Константы нестойкости комплексных ионов $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ соответственно равны $6,2 \cdot 10^{-36}$; $1,0 \cdot 10^{-37}$; $1,4 \cdot 10^{-44}$. Какой из этих ионов наиболее прочный? Написать выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов и молекулярные формулы соединений, содержащих эти ионы.

154. Известны две комплексные соли кобальта, отвечающие одной и той же эмпирической формуле $\text{CoClSO}_4 \cdot 5\text{NH}_3$. Одна из них в растворе с BaCl_2 дает осадок BaSO_4 , но не дает осадка с AgNO_3 , другая с AgNO_3 дает осадок AgCl , а с BaCl_2 осадка не дает: а) написать формулы обоих комплексных соединений; б) назвать эти комплексные соединения и написать уравнения их диссоциации; в) написать молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия комплексных соединений с образованием осадка - в одном случае AgCl , а в другом - BaSO_4 .

155. Определить заряд комплексообразователя и назвать комплексные соединения: а) $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; б) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$; в) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{NO}_2)_3]$; г) $\text{Na}_2[\text{PtCl}_4]$.

156. Назвать каждое из следующих соединений: а) $\text{K}_3[\text{Ni}(\text{CN})_6]$; б) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4(\text{SCN})\text{Cl}]\text{NO}_3$; в) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_2\text{Br}_2]\text{Cl}_2$; г) $\text{K}_4[\text{CoF}_6]$.

157. Из раствора комплексной соли $\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$ нитрат серебра осаждает весь хлор в виде хлорида серебра, а из раствора соли $\text{PtCl}_4 \cdot 3\text{NH}_3$ - только $\frac{1}{4}$ часть входящего в его состав хлора. Написать координационные формулы этих солей, определить координационное число платины в каждой из них.

158. Координационное число Os^{4+} и Ir^{4+} равно 6. Составить координационные формулы и написать уравнения диссоциации в растворе следующих комплексных соединений этих металлов:

а) $2\text{NaNO}_2 \cdot \text{OsCl}_4$; б) $\text{Ir}(\text{SO}_4)_2 \cdot 2\text{KCl}$; в) $\text{OsBr}_4 \cdot \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; г) $2\text{RbCl} \cdot \text{IrCl}_4$.

159. Написать координационные формулы соединений а) $\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot 3\text{KNO}_2$; б) $\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot \text{KNO}_2 \cdot 2\text{NH}_3$; в) $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3$, если координационное число кобальта 6. Составить уравнения диссоциации этих соединений.

160. Нижеприведенные молекулярные соединения представить в виде комплексных солей: а) $\text{KCN} \cdot \text{AgCN}$; б) $2\text{KCN} \cdot \text{Cu}(\text{CN})_2$; в) $\text{Co}(\text{NO}_3)_3 \cdot 6\text{NH}_3$; г) $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; д) $2\text{KSCN} \cdot \text{Co}(\text{SCN})_2$; е) $2\text{KI} \cdot \text{HgI}_2$. Написать уравнения диссоциации этих солей в водных растворах.

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА АНИОНЫ

ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ВВЕДЕНИЕ

Анионы классифицируют по растворимости солей, либо по окислительно-восстановительным свойствам. Так многие анионы (SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , CO_3^{2-} , SiO_3^{2-} , F^- , PO_4^{3-} , CrO_4^{2-} и др.) имеют групповой реагент BaCl_2 в нейтральной или слабокислой среде, т.к. соли бария и этих анионов мало растворимы в воде. Групповым реагентом на ионы Cl^- , Br^- , I^- , SCN^- , CN^- , S^{2-} и др. служит AgNO_3 .

Для анионов S^{2-} , SO_3^{2-} , NO_2^- , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, играющих роль восстановителей, групповым реагентом будет перманганат калия KMnO_4 в кислой среде. Групповым признаком является обесцвечивание раствора.

Отдельные ионы могут быть обнаружены с помощью тех или иных специфических реакций. Например, при действии на анионы CO_3^{2-} сильной кислоты протекает реакция с выделением пузырьков диоксида углерода CO_2 . Сульфид-ион при действии сильных кислот переходит в сероводородную кислоту, которая выделяется из раствора в виде газообразного сероводорода H_2S .

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 1. Какие вещества можно взять при выполнении следующих реакций: $\text{H}^+ + \text{S}^{2-} = \text{H}_2\text{S}\uparrow$; $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$; $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$?

Решение. Обнаружение анионов проводят в растворе, следовательно, исходные вещества должны быть растворимыми сильными электролитами. В результате реакции образуется осадок или газ, значит, второе образующееся вещество также должно быть растворимым сильным электролитом. Например, $\text{HCl} + \text{Na}_2\text{S} = \text{H}_2\text{S}\uparrow + 2\text{NaCl}$; $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$; $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$.

Пример 2. При действии нитрата серебра на исследуемый раствор выпал осадок желтого цвета. Какие анионы может содержать исследуемый раствор?

Решение. Катионы серебра образуют желтые осадки при взаимодействии с бромид-, иодид-, хромат-ионами.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

161. Написать молекулярные и ионные уравнения трех реакций, позволяющих обнаружить в растворе ионы SO_4^{2-} .

162. Какие вещества можно взять при выполнении следующих реакций:



163. Написать молекулярные и ионные уравнения трех реакций образования сульфатов бария, кальция и свинца.

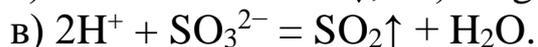
164. При анализе раствора под действием раствора нитрата серебра выпал белый осадок. О присутствии каких анионов может это свидетельствовать? Привести молекулярное и ионное уравнения соответствующей реакции.

165. Написать молекулярные и ионные уравнения трех реакций, позволяющих обнаружить в растворе ионы CO_3^{2-} .

166. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия раствора нитрата бария с раствором, содержащим ионы CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , SO_4^{2-} .

167. Под действием нитрата серебра на исследуемый раствор образуется черный осадок. О присутствии каких анионов может это свидетельствовать? Привести молекулярное и ионное уравнения соответствующей реакции.

168. Какие вещества можно взять при выполнении следующих реакций:



169. При анализе раствора установлено, что образуется желтый осадок под действием и раствора нитрата бария, и раствора нитрата серебра. Какой анион может присутствовать в растворе? Привести молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.

170. Написать молекулярные и ионные уравнения трех реакций, с помощью которых можно открыть ионы S^{2-} .

171. Какие из перечисленных реактивов можно использовать для качественного определения карбонат-ионов: нитрат серебра, нитрат натрия, нитрат бария? Написать молекулярные и ионные уравнения реакций.

172. Каким реактивом можно обнаружить в растворе ионы хлора и брома? Привести молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.

173. Какой из перечисленных реактивов можно использовать для качественного определения сульфит-ионов: нитрат калия, нит-

рат натрия, нитрат бария? Написать молекулярное и ионное уравнения реакции.

174. При добавлении раствора кислоты к анализируемому раствору наблюдается выделение газа. Какие анионы могут содержаться в растворе? Привести уравнения соответствующих реакций.

175. Какой из перечисленных реактивов можно использовать для качественного определения сульфат-ионов: нитрат калия, нитрат натрия, нитрат бария? Написать молекулярное и ионное уравнения реакции.

176. При анализе раствора установлено, что под действием раствора нитрата бария образуется белый осадок, а при взаимодействии раствора с подкисленным раствором перманганата калия наблюдается его обесцвечивание. Какие анионы могут присутствовать в растворе? Привести уравнения соответствующих реакций.

177. Какой из перечисленных анионов можно обнаружить с помощью подкисленного раствора перманганата калия: нитрат-, сульфат-, карбонат-, сульфид-ионы? Написать уравнение соответствующей реакции.

178. При анализе раствора установлено, что при взаимодействии с нитратом серебра образуется черный осадок, а под действием подкисленного раствора перманганата калия наблюдается обесцвечивание раствора. Какой анион может присутствовать в растворе? Привести уравнения соответствующих реакций.

179. Какие вещества можно взять при выполнении следующих реакций: а) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{SCN}^- = \text{Fe}(\text{SCN})_3$; б) $\text{Ag}^+ + \text{I}^- = \text{AgI}\downarrow$; в) $\text{Sr}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{SrSO}_4\uparrow$.

180. На наличие какого иона указывает выделение газа при добавлении сильной кислоты в исследуемый раствор: Cl^- , NO_3^- , CO_3^{2-} ? Написать молекулярное и ионное уравнения реакции.

ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Настоящее учебно-практическое пособие охватывает основные разделы неорганической и аналитической химии, предусмотренные действующими учебными программами по данной дисциплине, и

представляет собой практическое руководство к выполнению контрольных работ.

Материал систематизирован и изложен в форме, удобной для изучения и усвоения. Использование пособия в учебном процессе будет способствовать закреплению теоретических знаний обучающихся о химических веществах, их свойствах, превращениях, а также о явлениях, которыми сопровождаются превращения одних веществ в другие. Выполнение заданий, требует серьезной работы с учебником и стимулирует самостоятельную работу обучающегося.

Полученные в курсе химии знания необходимы обучающимся при изучении последующих курсов, таких как сопротивление материалов, теоретические основы различных технологических процессов в электротехнике, энергетике, машиностроении, в строительстве, а также в аграрных специальностях и других направлениях подготовки бакалавров.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Глинка Н. Л. Общая химия. - М.: Интеграл-Пресс, 2009. - 727 с.
2. Коровин Н. В. Общая химия. - М.: Высш. шк., 2008. - 558 с.
3. Задачи и упражнения по общей химии / под ред. Н. В. Коровина. - М.: Высш. шк., 2008. - 255 с.
4. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии. - М.: Интеграл-Пресс, 2009. - 240 с.
5. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. - М.: Высш. шк., 2006. - 743 с.
6. Васильев В.П. Аналитическая химия. Кн. 1. - М.: Дрофа, 2005. - 366 с.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1

Стандартные энтальпии образования (ΔH°_{298}), энтропии (ΔS°_{298}) и энергии Гиббса образования (ΔG°_{298}) некоторых веществ при 298 К (25 °С)

Вещество	ΔH°_{298} кДж/моль	ΔS°_{298} Дж/моль·К	ΔG°_{298} кДж/моль
Al (к)	-	28,32	-
Al ₂ O ₃ (к)	-1676	50,9	-1580
C(графит)	-	5,7	-
CO (г)	-110,5	197,5	-137,1
CO ₂ (г)	-393,5	213,7	-394,4
CH ₄ (г)	-74,9	186,2	-50,8
C ₂ H ₂ (г)	226,8	200,8	209,2
C ₂ H ₄ (г)	52,3	219,4	68,1
CH ₃ OH(ж)	-238,6	126,8	-166,23
C ₂ H ₅ OH(г)	-235,3	278	-167,4
CaCO ₃ (к)	-1207,1	92,9	-1128,7
CaO (к)	-635,5	39,7	-604,4
CaC ₂ (к)	-62,7	70,3	-67,8
Ca(OH) ₂ (к)	-986,2	83,4	-898,5
CuO (к)	-162	42,6	-129,4
Fe (к)	-	27,2	-
FeO (к)	-264,8	58,8	-244,3
Fe ₂ O ₃ (к)	-822,2	89,9	-740,8
H ₂ (г)	-	130,6	-
H ₂ O (г)	-241,8	188,7	-228,6
H ₂ O (ж)	-285,8	70,1	-237,3
H ₃ PO ₄ (к)	-1279,9	110,5	-1119,9
NH ₃ (г)	- 46,2	192,6	-16,7
NH ₄ NO ₃ (к)	-365,7	151,1	-183,9
NO (г)	90,3	210,6	86,7
NO ₂ (г)	33,5	240,4	51,84
N ₂ O(г)	82,1	220	104,2
O ₂ (г)	-	205	-
PCl ₃ (г)	-277	311,7	-286,3
PCl ₅ (г)	-369,4	324,6	-362,9
P ₂ O ₅ (к)	-1492	114,5	-1348,8
PbO ₂ (к)	-276,6	76,4	-219

Таблица 2

Плотность раствора соляной кислоты при 15 °С

Плотность ρ , г/мл	Массовая доля кислоты ω , %
1,100	20,01
1,105	20,97
1,110	21,92
1,115	22,86
1,120	23,82
1,125	24,78
1,130	25,75
1,135	26,70
1,140	27,66
1,145	28,61
1,150	29,57
1,155	30,55
1,160	31,52
1,165	32,49
1,170	33,46
1,175	34,42
1,180	35,39
1,185	36,31
1,190	37,23
1,195	38,16
1,200	39,11

Таблица 3

Значения электроотрицательностей важнейших элементов

H 2,1						
Li 0,98	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,07	O 3,5	F 4,0
Na 0,93	Mg 1,2	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0
K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,1	Se 2,5	Br 2,8
Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,5	Sn 1,7	Sb 1,8	Te 2,1	I 2,6

Таблица 4

Стандартные электродные потенциалы (ϕ^0) при 25 °С и электродные реакции для некоторых металлов

Электрод	Электродная реакция	ϕ^0 , В	Электрод	Электродная реакция	ϕ^0 , В
Li+/Li	$\text{Li}^+ + \bar{e} = \text{Li}$	-3,045	Cd ²⁺ /Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cd}$	-0,403
Rb+/Rb	$\text{Rb}^+ + \bar{e} = \text{Rb}$	-2,925	Co ²⁺ /Co	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Co}$	-0,277
K+/K	$\text{K}^+ + \bar{e} = \text{K}$	-2,924	Ni ²⁺ /Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}$	-0,250
Cs+/Cs	$\text{Cs}^+ + \bar{e} = \text{Cs}$	-2,923	Sn ²⁺ /Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sn}$	-0,136
Ba ²⁺ /Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ba}$	-2,906	Pb ²⁺ /Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pb}$	-0,126
Ca ²⁺ /Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ca}$	-2,866	Fe ³⁺ /Fe	$\text{Fe}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Fe}$	-0,036
Na+/Na	$\text{Na}^+ + \bar{e} = \text{Na}$	-2,714	2H ⁺ /H ₂	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$	0,000
Mg ²⁺ /Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mg}$	-2,363	Bi ³⁺ /Bi	$\text{Bi}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Bi}$	+0,215
Al ³⁺ /Al	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Al}$	-1,662	Cu ²⁺ /Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$	+0,337
Ti ²⁺ /Ti	$\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ti}$	-1,628	Ag ⁺ /Ag	$\text{Ag}^+ + \bar{e} = \text{Ag}$	+0,799
Mn ²⁺ /Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mn}$	-1,180	Hg ²⁺ /Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Hg}$	+0,854
Zn ²⁺ /Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}$	-0,763	Pt ²⁺ /Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pt}$	+1,190
Cr ³⁺ /Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Cr}$	-0,744	Au ³⁺ /Au	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Au}$	+1,498
Fe ²⁺ /Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Fe}$	-0,440	Au ⁺ /Au	$\text{Au}^+ + \bar{e} = \text{Au}$	+1,691

Таблица 5

Качественные реакции на катионы и анионы

Катион	Характерные реакции
Ag ⁺	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$ <p>Выпадает осадок белого цвета.</p> $2\text{AgNO}_3 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 = \text{Ag}_2\text{CrO}_4\downarrow + 2\text{NaNO}_3$ <p>Выпадает осадок желтого цвета.</p>
Pb ²⁺	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} = \text{PbI}_2\downarrow + 2\text{KNO}_3$ <p>Выпадает осадок желтого цвета.</p>
Ba ²⁺	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 = \text{BaCrO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$ <p>Выпадает осадок белого цвета нерастворимый в уксусной кислоте.</p>
Ca ²⁺	$\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \xrightarrow{\text{H}^+} \text{CaC}_2\text{O}_4\downarrow + 2\text{HCl}$

	Выпадает осадок белого цвета.
Al^{3+}	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH}(\text{недостаток}) = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$ <p>Выпадает осадок белого цвета.</p> $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH}(\text{избыток}) = \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ <p>Осадок растворяется в избытке раствора щелочи.</p> $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + \text{NH}_4\text{Cl}(\text{нас.р-р}) \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + \text{NH}_3 + \text{NaCl} + \text{NaOH}$ <p>Вновь выпадает осадок белого цвета.</p>
Zn^{2+}	$\text{ZnSO}_4 + 2\text{NaOH}(\text{недостаток}) = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ <p>Выпадает осадок белого цвета.</p> $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH}(\text{избыток}) = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ <p>Осадок растворяется в избытке раствора щелочи.</p> $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 4\text{NH}_4\text{Cl}(\text{нас.р-р}) = [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2 + 2\text{NaCl} + 4\text{H}_2\text{O}$ <p>Не наблюдается выпадение осадка – этой реакцией катион Zn^{2+} отличается от катиона Al^{3+}.</p>
Cr^{3+}	$\text{CrCl}_3 + 3\text{NaOH}(\text{недостаток}) = \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$ <p>Выпадает осадок зеленого цвета.</p> $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH}(\text{избыток}) = \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ <p>Осадок растворяется в избытке раствора щелочи.</p>
Fe^{2+}	$\text{FeSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ <p>Выпадает осадок белого цвета.</p> $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$ <p>Осадок бурет на воздухе.</p> $\text{FeSO}_4 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$ <p>Выпадает осадок синего цвета.</p>
Fe^{3+}	$\text{FeCl}_3 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]\downarrow + 3\text{KCl}$ <p>Выпадает осадок синего цвета.</p>

	$\text{FeCl}_3 + 3\text{NH}_4\text{CNS} = \text{Fe}(\text{CNS})_3 + 3\text{NH}_4\text{Cl}$ <p>Роданид железа(III) – темно-красного цвета.</p>
Cu^{2+}	$\text{CuSO}_4 + 4\text{NH}_4\text{OH} = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4] \text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ <p>Образуется комплексная соль фиолетового цвета.</p>
NH_4^+	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{NH}_3 \uparrow + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ <p>Ощущается неприятный запах.</p>
CO_3^{2-}	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CO}_2 \uparrow + 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
SiO_3^{2-}	$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{NH}_4\text{OH} = \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow + \text{NH}_4\text{Cl}$ <p>Выпадает в осадок гель кремниевой кислоты.</p>
Cl^-	$\text{KCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} \downarrow + \text{KNO}_3$ <p>Выпадает осадок белого цвета.</p> $\text{AgCl} + 2\text{NH}_4\text{OH} = [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>Осадок растворяется в избытке раствора аммиака.</p>
I^-	$2\text{KI} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{PbI}_2 \downarrow + 2\text{KNO}_3$ <p>Выпадает осадок желтого цвета.</p>
SO_4^{2-}	$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$ <p>Выпадает осадок белого цвета.</p>
S^{2-}	$\text{Na}_2\text{S} + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_2\text{S} \downarrow + 2\text{NaNO}_3$ <p>Выпадает осадок черного цвета.</p>
CH_3COO^-	$2\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Na}_2\text{SO}_4$ <p>Ощущается запах уксусной кислоты.</p>

ШАМАНОВА Олеся Абакировна

ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие для выполнения контрольных работ для обучающихся по направлениям подготовки 15.03.02 «Технологические машины и оборудование», 23.03.03 «Эксплуатация транспортно-технологических машин и комплексов»

Корректор Темирлиева Р.М.
Редактор Темирлиева Р.М.

Сдано в набор
Формат 60x84/16
Бумага офсетная.
Печать офсетная.
Усл. печ. л.
Заказ №
Тираж 100 экз.

Оригинал-макет подготовлен в Библиотечно-издательском

центре СевКавГГА
369000, г. Черкесск, ул. Ставропольская, 36