

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

*Методические указания к самостоятельным работам
для студентов бакалавриата направления 22.03.01*

**САНКТ-ПЕТЕРБУРГ
2020**

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
Санкт-Петербургский горный университет

Кафедра общей химии

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

*Методические указания к самостоятельным работам
для студентов бакалавриата направления 22.03.01*

САНКТ-ПЕТЕРБУРГ
2020

УДК 622.235(073)

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ: Методические указания к самостоятельным работам / Санкт-Петербургский горный университет. Сост.: *А.А. Кужаева, Н.В. Джевага*. СПб, 2020. 56 с.

В методических указаниях изложен краткий теоретический материал, приведены примеры решения задач и задания по основным разделам общей и неорганической химии: номенклатуре, основным законам, свойствам растворов и окислительно-восстановительным реакциям.

Предназначен для студентов бакалавриата направления 22.03.01 «Материаловедение и технология материалов».

Научный редактор проф. *В.Е. Коган*

Рецензент с.н.с. *И.И. Малахова* (ИВС РАН)

© Санкт-Петербургский
горный университет, 2020

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

***Методические указания к самостоятельным работам
для студентов бакалавриата направления 22.03.01***

Сост. *А.А. Кужаева, Н.В. Джевага*

Печатается с оригинал-макета, подготовленного кафедрой
общей химии

Ответственный за выпуск *А.А. Кужаева*

Лицензия ИД № 06517 от 09.01.2002

Подписано к печати 30.06.2020. Формат 60×84/16.
Усл. печ. л. 3,3. Усл.кр.-отт. 3,3. Уч.-изд.л. 3,1. Тираж 50 экз. Заказ 505.

Санкт-Петербургский горный университет
РИЦ Санкт-Петербургского горного университета
Адрес университета и РИЦ: 199106 Санкт-Петербург, 21-я линия, 2

ВВЕДЕНИЕ

Дисциплина «**Неорганическая химия**» – изучается в течение одного семестра. Дисциплина «**Неорганическая химия**» предназначена для обучающихся по программе подготовки бакалавров, специализирующихся в области материаловедения и технологии материалов.

Цель изучения дисциплины

- подготовка бакалавра, владеющего современными методами физико-химического описания и моделирования технологических процессов;
- обучение теоретическим основам и практическим методам исследования и решения профессиональных задач, связанных с выполнением инженерно-химических расчетов, анализа веществ, их смесей и химических соединений, процессами межфазного массообмена, применяемых в технологических процессах.

Основными задачами дисциплины «Неорганическая химия» являются:

изучение теоретических основ, общих законов и закономерностей химических превращений;

овладение методами выполнения расчетов материальных и тепловых балансов химических реакций, основными методами исследования состава и свойств веществ, а также использованием полученных знаний при организационно-управленческой деятельности;

формирование представлений в области термодинамических расчетов и прогнозирования протекания химических процессов, их кинетики и продуктов;

приобретение навыков обращения со специальной литературой, поиска сведений и данных в библиотечных и информационно-коммуникационных электронных ресурсах практического применения полученных знаний;

развитие способностей для самостоятельной работы; мотивации к самостоятельному повышению уровня профессиональных навыков.

Итоговая форма контроля учебной дисциплины – экзамен, к которому допускаются студенты, выполнившие все виды

самостоятельной подготовки и отчитавшиеся по ним перед преподавателем.

Для более глубокого изучения курса рекомендуется ответить на вопросы для самопроверки.

В данных методических указаниях рассмотрен теоретический курс и решения задач по курсу неорганической химии и учебному плану I семестра.

Вопросы для самопроверки по темам (разделам)

Основные понятия и законы химии

1. В чем состоит физический смысл закона эквивалентов?
2. Как применяют закон эквивалентов на практике?
3. Какие законы называют газовыми?
4. Каково практическое применение газовых законов?
5. Какое уравнение называют «уравнение состояния идеального газа»?
6. Каково практическое применение закона сохранения массы?
7. Что называют молем вещества?
8. Сколько моль вещества содержится в 64 г газа кислорода?
9. Какой объем кислорода (н.у.) пойдет на сжигание 24 г магния
 $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$?
10. Какой объем сернистого газа (н.у.) образуется при сгорании 16 г серы по реакции $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$?
11. Сколько литров водорода и кислорода (н.у.) образуется при разложении 2 моль воды $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$?
12. Какому числу равен эквивалент азота в аммиаке?
13. Как вычислить эквивалентную массу кислоты, зная ее молярную массу?
14. Как вычислить эквивалентную массу основания, зная его молярную массу?
15. Как вычислить эквивалентную массу соли, зная ее молярную массу?
16. Как определить эквивалентную массу химического элемента, если известна его степень окисления (валентность)?
17. Какому числу равна эквивалентная масса серной кислоты?
18. Каково значение эквивалентной массы металла, если при взаимодействии 24 г его с соляной кислотой образовалось 2 г водорода?
19. Каково значение молярной массы двухвалентного металла, если известно, что с 24 г этого металла прореагировало 2 эквивалента кислорода?
20. Каково значение эквивалентной массы щелочи, если известно, что с 40 г ее прореагировало 1 эквивалент соляной кислоты?

Строение атома. Строение многоэлектронного атома

1. Какова суть правила неопределенностей Гейзенберга?
2. Каковы предпосылки формирования статистической модели строения атома?
3. В чем заключается явление гибридизации атомных орбиталей?
4. Какие составляющие межмолекулярного взаимодействия принято выделять?
5. Что такое водородная связь?
6. Какие типы химической связи принято различать?
7. Каковы основные положения описания химической связи с позиций метода валентных связей?
8. Какие значения может принимать главное квантовое число?
9. Какие значения может принимать орбитальное квантовое число?
10. Какие значения может принимать магнитное квантовое число?
11. Какие значения может принимать спиновое квантовое число?
12. Сколько электронов могут разместиться на электронном энергетическом подуровне $6d$?
13. Какому значению орбитального квантового числа соответствует символ f ?
14. Каким из квантовых чисел, или каким их сочетанием определяется энергия электрона в атоме в отсутствие внешних полей?
15. Укажите количество электронов в атоме, характеризующихся одинаковым набором 3-х квантовых чисел
16. Какие электроны участвуют в образовании химической связи по обменному механизму?
17. Какой тип гибридизации наблюдается в молекуле CO_2 ?
18. Какой тип связи в молекуле воды?
19. Какое соединение образовано за счет ионной связи?
20. Какой тип гибридизации наблюдается в молекуле метана?

Периодический закон и периодическая система

Д.И. Менделеева

1. Назовите предпосылки открытия Периодического закона.
2. Какие фундаментальные свойства элементов принял во внимание Д.И. Менделеев, когда приступил к разработке системы классификации элементов?
3. Какую формулировку Периодического закона предложил Д.И. Менделеев?
4. Какую формулировку Периодического закона предложил Г.Мозли?
5. Чем вызваны наблюдаемые отклонения от порядка заполнения Периодической Системы по возрастанию атомной массы?
6. Почему ряд элементов второй группы таблицы Менделеева не проявляет валентности, равной номеру группы?
7. Где в Периодической Системе находятся типичные неметаллы?
8. Где в Периодической Системе находятся типичные металлы?
9. Какими свойствами обладают элементы, расположенные вблизи главной диагонали?
10. Как изменяются свойства при движении по периоду слева-направо?
11. Как изменяются свойства при движении по группе сверху вниз?
12. Как чётность или нечётность номера группы связана с проявляемой данным элементом валентностью?
13. В чём особенности элементов вставных декад?
14. Какие элементы Периодической Системы проявляют максимальную валентность, равную 8?
15. Как изменяются металлические свойства в ряду Mg – Al – Ca?
16. Как изменяются кислотные свойства в ряду гидроксидов Mg(OH)₂ – Al(OH)₃ – Si(OH)₄?
17. Как изменяются металлические свойства в ряду элементов Na–Mg–Al?

18. Как изменяются неметаллические свойства в ряду элементов O–F–Cl?

19. Как изменяются кислотные свойства в ряду гидроксидов Ba(OH)₂ – Al(OH)₃ – Si(OH)₄?

20. Что такое вторичная периодичность?

Химическая связь. Строение молекул

1. Какую химическую связь называют ковалентной?

2. Чем можно объяснить направленность ковалентной связи?

3. Как метод валентной связи (ВС) объясняет строение молекулы воды?

4. Какая ковалентная связь называется неполярной, а какая полярной?

5. Что служит количественной мерой полярности ковалентной связи?

6. Составьте электронные схемы строения молекулы N₂, H₂O, HI. Какие из них являются диполями?

7. Какой способ образования ковалентной связи называется донорно-акцепторным?

8. Как метод валентных связей объясняет линейное строение молекул BeCl₂ и тетраэдрическое – CH₄?

9. Какая ковалентная связь называется π-связью, а какая σ-связью? Разберите на примере строения молекулы азота.

10. Сколько неспаренных электронов имеет атом хлора в нормальном и возбужденном состояниях? Распределите эти электроны по квантовым ячейкам.

11. Чему равна валентность хлора, обусловленная неспаренными электронами?

12. Распределите электроны атома серы по квантовым ячейкам. Сколько неспаренных электронов имеют ее атомы в нормальном и возбужденном состояниях?

13. Чему равна валентность серы, обусловленная неспаренными электронами?

14. Какие кристаллические структуры называются ионными, атомными, молекулярными и металлическими?

15. Какие кристаллические структуры имеют кристаллы алмаза, хлорида натрия, диоксида углерода, цинка?

16. В каких молекулах ковалентная связь является полярной?

17. Как метод валентной связи объясняет угловое строение молекулы H_2S ?

18. Чем отличается структура кристалла хлорида натрия от структуры кристалла натрия? Какой вид связи осуществляется в этих кристаллах?

19. Какие кристаллические решетки имеют натрий и хлорид натрия? Чему равно координационное число натрия в этих решетках?

20. Какая химическая связь называется водородной? Между молекулами каких веществ она образуется?

Кинетика химических реакций. Химическое равновесие

1. Как математически записывают кинетическое уравнение?

2. Какова взаимосвязь между концентрацией исходного вещества и скоростью процесса?

3. Какую величину называют порядком реакции?

4. Какова зависимость скорости реакции от температуры?

5. Какова математическая запись правила Вант-Гоффа?

6. Каким образом влияет температура на направление протекания эндотермического процесса?

7. В каких случаях на химическое равновесие влияет величина внешнего давления?

8. Какое состояние системы называют равновесным?

9. В какую сторону при увеличении давления сместится равновесие для реакции $3\text{H}_2(\text{г}) + \text{N}_2(\text{г}) = 2\text{NH}_3(\text{г})$?

10. От каких параметров системы зависит величина константы равновесия?

11. Во сколько раз возрастет скорость прямой газофазной реакции $\text{A} + 2\text{B} = \text{D}$ при увеличении давления в 2 раза?

12. Во сколько раз возрастет скорость химической реакции при увеличении температуры системы на 200, если температурный коэффициент равен 2?

13. Во сколько раз возрастет скорость химической реакции при увеличении температуры системы на 100, если температурный коэффициент равен 2?

14. На значение какой величины оказывают влияние катализаторы?

15. В какую сторону при увеличении давления сместится равновесие для реакции $Zn + 2HCl_{(r)} = ZnCl_2 + H_2$?

16. Во сколько раз уменьшится скорость реакции: $Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2SO_3 + S$. при разбавлении реагирующей смеси в 5 раз?

17. В какую сторону при понижении давления сместится равновесие для реакции $CaCO_3 = CaO + CO_2$?

18. Как изменится скорость реакции $CO_{(r)} + H_2O_{(r)} = CO_{2(r)} + H_{2(r)}$ при увеличении концентрации H_2O в 5 раз?

19. Во сколько раз возрастет скорость химической реакции при увеличении температуры системы на 300, если температурный коэффициент равен 2?

20. Во сколько раз возрастет скорость химической реакции при увеличении температуры системы на 300, если температурный коэффициент равен 3?

Растворы

1. Какие существуют способы выражения концентрации растворов?

2. Каким образом концентрация растворенного вещества влияет на давление насыщенного пара растворителя?

3. Каким образом температура влияет на растворимость вещества, если процесс растворения эндотермический?

4. Какова взаимосвязь между температурой кипения раствора и его концентрацией?

5. Какова взаимосвязь между температурой замерзания раствора и его концентрацией?

6. Что показывает величина изотонического коэффициента?

7. Какова математическая запись зависимости осмотического давления раствора от его концентрации?

8. Каково значение нормальной концентрации для 0,01 М раствора сульфата алюминия?
9. Какие свойства растворов называются коллигативными?
10. Что такое насыщенный пар?
11. Назовите характеристики насыщенного пара.
12. Как давление насыщенного пара растворителя зависит от температуры?
13. Сформулируйте закон Рауля.
14. Эбулиоскопическая и криоскопическая константы.
15. Что называется процессом электролитической диссоциации?
16. Какие вещества называются электролитами?
17. Что такое степень диссоциации электролита?
18. Что называется константой диссоциации электролита?
19. Что называется гидролизом?
17. Какие из приведенных солей гидролизуются: Na_2SiO_3 , K_2SO_3 , KCl , KBr ?
18. Что следует писать в правую часть уравнения гидролиза AlCl_3 по первой ступени?
19. Какую величину называют рН раствора? Расчет рН раствора для сильных и слабых электролитов.
20. Какую величину называют ионным произведением воды?

Комплексные соединения

1. Какие вещества называют комплексными соединениями?
2. Какую величину называют координационным числом центрального атома?
3. Каким образом оценивают значение координационного числа?
4. Какую термодинамическую характеристику используют для описания устойчивости комплексного соединения?
5. Каково общее строение комплексного соединения?
6. Как по своей структуре отличаются комплексные соединения с функцией электролита и неэлектролиты?
7. Каковы основные классы комплексных соединений?
8. Какой величине равно координационное число железа в комплексе $\text{K}[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{SO}_4)_2]$?

9. Какой величине равно координационное число меди в комплексе $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$?

10. Какое из веществ $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{OH})_3]$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ не является электролитом?

11. Какое из веществ $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, ацетилацетонат никеля, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ является ацидокомплексом?

12. Какое из веществ $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, ацетилацетонат никеля, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ является аквакомплексом?

13. Какое из комплексных соединений $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]$, $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Br}$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Br}_2]\text{SO}_4$, $\text{K}[\text{AlCl}_4]$, $\text{Cs}[\text{Fe}(\text{SO}_4)\text{Br}]$ образует белый осадок при добавлении раствора нитрата серебра?

14. В каком из соединений KMgCl_3 , CH_4 , NH_4Cl , $\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa}$, $\text{Fe}_2(\text{HPO}_4)_3$ ковалентная связь образована по донорно-акцепторному механизму?

15. Какое из веществ $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, ацетилацетонат никеля, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ является хелатным комплексом?

16. На какие части комплексные соединения диссоциируют в водном растворе?

17. Какой из лигандов CN^- , Cl^- , NH_3 , $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$, CH_3COO^- является бидентатным?

18. Какой величине равно координационное число алюминия в комплексе $\text{K}[\text{AlCl}_4]$?

19. Какой величине равно координационное число циркония в комплексе $[\text{Zr}(\text{SO}_4)_3]^{2-}$?

20. Чему равно координационное число центрального атома в комплексе $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$?

Окислительно-восстановительные реакции. Основы электрохимии

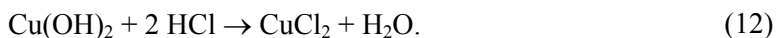
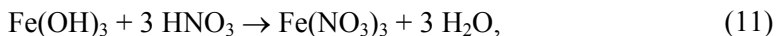
1. В каком случае элемент является окислителем?
2. В каком случае элемент является восстановителем?
3. Чему равна максимальная степень окисления элемента?
4. Как определить степень окисления соединения в соединении?

5. Как зависит состав продуктов восстановления перманганата калия в зависимости от рН среды?
6. Как зависит состав продуктов восстановления хрома (VI) от рН среды?
7. В какой степени окисления элементы обладают окислительно-восстановительной двойственностью?
8. Чем является бихромат калия в окислительно-восстановительных реакциях?
9. До какого значения степени окисления восстанавливается марганец в составе перманганат-иона в кислой среде?
10. Какой ион является продуктом окисления $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ в щелочной среде?
11. Какое соединение образуется при восстановлении перманганата калия в сернокислой среде?
12. Какой процесс называется окислением?
13. Какое соединение образуется при восстановлении перманганата калия в нейтральной среде?
14. Какие процессы изучает электрохимия?
15. Приведите примеры электрохимических систем.
16. Приведите схему гальванического элемента.
17. Какова математическая запись уравнения Нернста.
18. Приведите схему стандартного водородного электрода. Что такое электродвижущая сила?
19. Что такое электрохимический ряд напряжений металлов?
20. Что такое электролиз, катод, анод?

отличие от остальных гидроксидов. Нерастворимые гидроксиды могут быть получены путем воздействия щелочей на соответствующие соли:



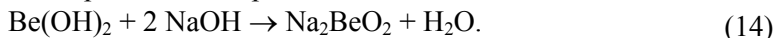
Все гидроксиды взаимодействуют с кислотами с образованием солей:



Амфотерными называют гидроксиды, которые могут взаимодействовать как с кислотами, так и со щелочами, образуя соли. К амфотерным гидroxидам, в частности, относятся $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Реакция амфотерного гидроксида со щелочью по-разному идет в растворе и в расплаве. В растворе идет образование гидроксокомплексов:



а в расплаве происходит образование обычной соли:



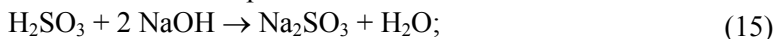
1.3. Кислоты

Кислотами называют вещества, состоящие из отрицательного иона кислотного остатка и положительного иона водорода (одного или нескольких). Общую формулу кислоты можно записать следующим образом H_xAn , где x – модуль заряда аниона кислотного остатка An^{x-} . С точки зрения теории электролитической диссоциации к кислотам относятся вещества, способные диссоциировать в растворе с образованием ионов водорода.

По наличию атома кислорода в кислотном остатке различают бескислородные кислоты (HCl , H_2S) и кислородсодержащие (HNO_3 , H_2SO_4).

По числу атомов водорода в молекуле кислоты, способных замещаться металлами, различают кислоты одноосновные (HCl , HNO_3), двухосновные (H_2S , H_2SO_4), трехосновные (H_3PO_4) и т. д.

Все кислоты взаимодействуют с гидроксидами металлов и с активными металлами с образованием солей:





При составлении названия кислот используется *корень русского названия* элемента, образующего кислоту (центрального атома), с добавлением суффикса, окончания или приставки в зависимости от состава кислоты и степени окисления центрального атома.

Бескислородные кислоты.

При составлении названия кислоты используют схему: *элементоводородная кислота*, например: HCl – хлороводородная кислота (соляная), H₂S – сероводородная кислота, H₂Te – теллуrowодородная кислота.

Кислородсодержащие кислоты.

Центральный атом имеет максимальную степень окисления (высшие кислоты) – используют окончание **–ная** или **–вая**, например: HNO₃ – азотная кислота, H₂SO₄ – серная кислота, H₂CrO₄ – хромовая кислота.

Центральный атом имеет минимальную положительную степень окисления – используют суффикс **–ист**, например: HNO₂ – азотистая кислота, H₂SO₃ – сернистая кислота.

Для обозначения степеней окисления атомов галогенов используют суффиксы:

–н(ая) → –оват(ая) → –ист(ая) → –оватист(ая)

→ степень окисления понижается →:

HC1⁺⁷O₄ (хлорная) → HC1⁺⁵O₃ (хлорноватая) → HC1⁺³O₂ (хлористая) → HC1⁺O (хлорноватистая).

Приставку **орто–** и **мета–** используют для обозначения кислот, образованных элементом с одинаковой степенью окисления, но различающихся основностью: H₃PO₄ – ортофосфорная кислота, HPO₃ – метафосфорная кислота.

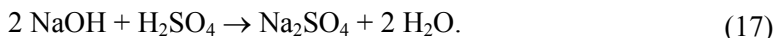
Приставку **тио–** используют для обозначения кислот, в молекуле которых атом кислорода замещен на серу со степенью окисления -2: H₂SO₃S (H₂S₂O₃) – тиосерная кислота, H₂CS₃ – тритиоугольная кислота.

Приставку **ди-** используют для обозначения кислот с двумя атомами, образующими кислотный остаток: $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$ – дифосфорная кислота, $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – дихромовая кислота.

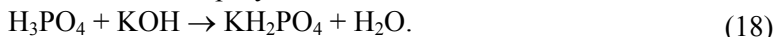
1.4. Соли

Солями называют сложные вещества, состоящие из катиона металла и аниона кислотного остатка. Общую формулу соли можно записать как Me_xAn_y , где x и y – наименьшие целые числа, кратные заряду катиона и аниона соответственно. Соли можно рассматривать и как продукты полного или частичного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металлов или гидроксогрупп в молекуле гидроксида металла кислотными остатками.

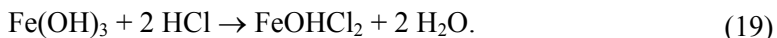
При полном замещении (нейтрализации) образуются средние соли:



При неполной нейтрализации многоосновной кислоты гидроксидом металла образуются кислые соли:



При неполной нейтрализации гидроксида металла кислотой образуются основные соли:



Разновидностью основных солей являются оксосоли, образующиеся при отщеплении молекулы воды от основной соли:



В ряде случаев образуются двойные соли, имеющие два разных катиона металла и один кислотный остаток, например $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$.

Названия солей составляют из названия кислотного остатка и названия металла в родительном падеже, в скобках указывают степень окисления металла, если их несколько, например, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат железа (III), NaCl – хлорид натрия. Название аниона соли дают исходя из латинского корня кислотообразующего элемента, с добавлением приставки или суффикса в зависимости от наличия

кислорода в кислотном остатке, степени окисления кислотообразующего элемента и состава кислотного остатка.

Бескислородные кислоты (кислотные остатки).

К латинскому корню кислотообразующего элемента добавляют суффикс **-ид**: Cl⁻ – хлорид, NaCl – хлорид натрия; S²⁻ – сульфид, NiS – сульфид никеля (II).

Кислородсодержащие кислоты (кислотные остатки).

Кислотообразующий элемент находится в высшей степени окисления - латинскому корню кислотообразующего элемента добавляют суффикс **-ат**:

SO₄²⁻ – сульфат, K₂SO₄ – сульфат калия; NO₃⁻ – нитрат, NH₄NO₃ – нитрат аммония; CrO₄²⁻ – хромат, BaCrO₄ – хромат бария.

Кислотообразующий элемент находится в низшей степени окисления - латинскому корню кислотообразующего элемента добавляют суффикс **-ит**:

SO₃²⁻ – сульфит, BaSO₃ – сульфит бария; NO₂⁻ – нитрит, NaNO₂ – нитрит натрия; CrO₂⁻ – хромит, KCrO₂ – хромит калия.

Для обозначения анионов орто- и метакислот сохраняют приставки орто- и мета-:

PO₄³⁻ – ортофосфат, Na₃PO₄ – ортофосфат натрия;

PO₃⁻ – метафосфат, NaPO₃ – метафосфат натрия;

Для обозначения кислотных остатков тиокислот сохраняют приставку тию-:

SSO₃²⁻ (S₂O₃²⁻) – тиосульфат, Na₂S₂O₃ – тиосульфат натрия.

Если кислотный остаток содержит два атома кислотообразующего элемента, то к названию аниона добавляют приставку ди-: Cr₂O₇²⁻ – дихромат, Na₂Cr₂O₇ – дихромат натрия.

Для обозначения степеней окисления атомов галогенов используют приставки и суффиксы:

пер-....-ат → -ат → -ит → гипо-.....-ит

→ степень окисления понижается →:

Cl⁺⁷O₄⁻ (перхлорат) → Cl⁺⁵O₃⁻ (хлорат) → HCl⁺³O₂⁻ (хлорит)
→ Cl⁺¹O⁻ (гипохлорит)

Для названия анионов кислых солей используют приставку гидро-, количество атомов водорода в составе соли указывают греческими числительными (ди, три, тетра и т. д.):

HCO_3^- – гидрокарбонат, NaHCO_3 – гидрокарбонат натрия, $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ – гидрокарбонат бария; H_2PO_4^- – дигидроортофосфат, K_2HPO_4 – дигидроортофосфат калия.

Для названия катионов основных солей используют приставку гидроксо-, количество гидроксогрупп в составе соли указывают греческими числительными (ди, три, тетра и т. д.):

$\text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}$ – хлорид гидроксожелеза (II); $(\text{Ni}(\text{OH})_2)\text{SO}_4$ – сульфат гидроксоникеля; $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – нитрат дигидроксоалюминия.

Для названия катионов оксоослей используют корень латинского названия металла с добавлением суффикса –ил:

BiO^+ – висмутил, BiOCl – хлорид висмута;

UO_2^{2+} – уранил, UO_2Cl_2 – хлорид уранила.

Название двойным солям дают руководствуясь вышеперечисленными правилами, называя сначала анион, а затем катионы в направлении справа налево:

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – сульфат алюминия, калия.

Для солей характерны реакции с кислотами, щелочами, металлами, друг с другом, если в результате реакции образуются осадок, газ или малодиссоциированное соединение. Следует помнить, что более сильная кислота вытесняет более слабую из состава соли, более активный металл замещает менее активный, при действии на соли щелочей могут получаться осадки нерастворимых гидроксидов металлов.

2. Составление ионных уравнений реакций обмена

К сильным электролитам относят:

1. Кислоты: азотную HNO_3 , серную H_2SO_4 , соляную HCl , бромисто- и йодистоводородные HBr и HI , хлорную HClO_4 , марганцевую HMnO_4 , дихромовую $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

2. Гидроксиды щелочных металлов, стронция и бария (растворимые основания).

3. Соли.

Остальные электролиты являются слабыми. Мало диссоциированными соединениями являются также комплексные ионы в растворе.

Правила написания молекулярно-ионных уравнений реакций в растворах электролитов.

1. Сильные электролиты записывают в диссоциированной форме, в виде отдельных составляющих их ионов.

2. Слабые электролиты, сложные ионы, в том числе и комплексные, а также малорастворимые соединения и газы записывают в молекулярной, недиссоциированной форме.

3. Одинаковые ионы в лево и правой частях уравнения сокращают.

4. Условия протекания реакций в растворах электролитов.

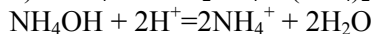
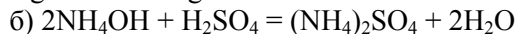
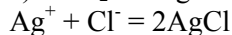
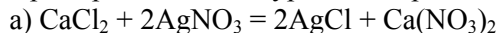
- Образование или растворение малорастворимого соединения, выпадающего в осадок.

Растворимость соединений определяют по таблицам растворимости.

- Образование или разрушение мало диссоциированного соединения, иона или комплекса.

- Выделение или растворение газа.

Примеры написания уравнений реакций:



ЗАДАНИЯ

I. Назвать соединения.

1	$\text{CrCl}_3, \text{Ba}(\text{HCO}_3)_2, \text{MgSO}_4, \text{AlOHCl}_2$
2	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3, \text{CrOH}_2\text{SO}_4, \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2, \text{Fe}(\text{HS})_2$
3	$(\text{ZnOH})_2\text{SO}_3, \text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3, \text{CaSiO}_3, \text{FeCl}_2$
4	$\text{Cr}_2(\text{HPO}_4)_3, \text{FeOHNO}_3, \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, \text{CoS}$
5	$\text{AlN}, (\text{CuOH})_2\text{CO}_3, \text{Al}_2(\text{SO}_3)_3, \text{MgHCO}_3$
6	$\text{MgSO}_3, \text{Na}_2\text{HPO}_4, \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}, \text{CaSiO}_3$
7	$\text{Na}_2\text{S}, \text{KClO}_3, \text{FeOHNO}_3, \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
8	$\text{FeOHCl}, \text{FeHPO}_4, \text{Cu}(\text{AlO}_2), \text{Al}_2\text{O}_3$
9	$(\text{NH}_4)_2\text{SnO}_3, (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4, \text{Na}_2\text{S}, (\text{ZnOH})_2\text{CrO}_4$
10	$\text{Na}_2\text{CrO}_4, \text{KHfTe}, \text{K}_2\text{MnO}_4, \text{K}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$
11	$\text{KMnO}_4, \text{KNbO}_3, \text{KNO}_2, \text{Li}_2\text{SeO}_4$
12	$\text{LiClO}_4, \text{LiHSO}_4, \text{Mg}(\text{IO})_2, \text{MgMnO}_4$
13	$\text{Mn}(\text{HSO}_4)_2, \text{Na}_2\text{BeO}_2, \text{NaH}_2\text{SbO}_4, \text{NaAlO}_2$
14	$\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{SO}_4, \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7, \text{Al}_2\text{S}_3, \text{NaHZnO}_2$
15	$\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2, \text{CrOH}_2\text{SO}_4, \text{Na}_2\text{PbO}_2, \text{Na}_3\text{AlO}_3$
16	$\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2, \text{CoOHCl}, \text{Al}_2(\text{CO}_3)_3, \text{ZnF}_2$
17	$\text{PbOHNO}_3, \text{BaHAlO}_3, \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7, \text{Mg}_2\text{Si}$
18	$\text{Al}_4(\text{SiO}_4)_3, \text{Cd}(\text{HS})_2, \text{NaH}_2\text{PO}_4, \text{K}_2\text{MnO}_4$
19	$\text{NaMnO}_4, \text{Al}(\text{ZnO}_2)_3, \text{Fe}(\text{HCO}_3)_2, \text{CrOH}_2\text{SO}_4$
20	$\text{Ba}(\text{OCl})_2, \text{NaVO}_3, \text{Ca}(\text{HSiO}_3)_2, (\text{PbOH})_2\text{SO}_4$
21	$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7, [\text{Cr}(\text{OH})_2]_3\text{PO}_4, \text{AlOH}_2\text{SO}_4, (\text{CdOH})_3\text{PO}_4$
22	$\text{ZrOCl}_2, [\text{Cr}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4, \text{Bi}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2, \text{AlP}$
23	$\text{NaAlSiO}_4, \text{Na}_3\text{BO}_3, \text{Na}_2\text{CrO}_4, \text{Pb}(\text{OH})\text{CH}_3\text{COO}$
24	$\text{NaUO}_2(\text{CH}_3\text{COO})_3, \text{PbS}, \text{SbI}_3, \text{KClO}_3$
25	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3, \text{KNO}_2, \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7, \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
26	$(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4, \text{HgSO}_4, \text{MgSiO}_3, \text{SrSO}_3$

II. По названию вещества написать его формулу:

1	дигидрофосфат кальция, сульфат гидроксоалюминия, сульфат бария, карбонат алюминия;
2	нитрит кальция, гидроалюминат цинка, сульфид бария, хлорид гидроксоцинка (II)

3	сульфат гидроксоникеля (II), гидросульфид кадмия, карбид железа (III), хромат кальция;
4	хлорид гидроксожелеза (II), силицид магния, дигидроалюминат бария, нитрит цинка (II);
5	хлорид дигидроксоалюминия, гидросульфит бария, нитрид кальция, манганат железа (III);
6	нитрат гидроксохрома (III), бихромат стронция, дигидросиликат калия, ортоалюминат бария;
7	гипохлорит алюминия, гидроортоалюминат кальция, бромид ванадия (V), сульфит гидроксомеди (II);
8	метаборат меди (II), ортоалюминат алюминия, хлорид гидроксоцинка (II), сульфид железа (III);
9	гипохлорит алюминия, гидроортоалюминат кальция, бромид ванадия (V), сульфит гидроксомеди (II);
10	метафосфат кальция, перхлорат натрия, гидрокарбонат магния, сульфат дигидроксожелеза (II);
11	ортосиликат магния, нитрит свинца (II), гидрохромат меди (II), бромид гидроксоалюминия;
12	метасиликат цинка, сульфит железа (III), нитрат гидроксожелеза (III), дигидроортоалюминат кобальта (II);
13	метаалюминат кальция, дигидросульфид железа (III), перманганат бария, хлорид дигидроксомагния;
14	ортоалюминат магния, гидроксокарбонат алюминия, метафосфат цинка; ацетат натрия;
15	плюмбит магния, ортосиликат алюминия, нитрат дигидроксохрома (III), гидрофосфат никеля (II);
16	плюмбит алюминия, сульфид алюминия, хлорид дигидроксохрома (III), гидросульфит меди (II);
17	азотистая кислота, бромноватистая кислота, бромид кобальта (II), гидроортоалюминат натрия;
18	азотная кислота, бериллат натрия, бромат серебра, висмутат кальция;
19	ацетат гидроксосвинца, бериллат натрия, перхлорат магния, иодид ртути;
20	бромноватая кислота, ацетат натрия, манганат калия, вольфрамовая кислота;

21	ацетат свинца (II), бромид кобальта, хлорид титанила, гидросульфид натрия;
22	ацетиленид кальция, гидроксохлорид меди, сульфит калия, дигидрофосфат калия;
23	метасиликат кадмия, дихромат аммония, висмутат калия, бромид ртути(II);
24	кремниевая кислота, хлорат калия, оксид железа (III), персульфат натрия;
25	тиосерная кислота, гидроксид кадмия, мышьяковая кислота, хромат калия;
26	тиоугольная кислота, метафосфат калия, метаванадат калия, пиррофосфат натрия.

III. Закончить и уравнять реакцию. Уравнения представить в ионной и молекулярной формах:

1	$\text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow$	14	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow$
2	$\text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow$	15	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
3	$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	16	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
4	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$	17	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$
5	$\text{AlBr}_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$	18	$\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
6	$\text{AlI}_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$	19	$\text{CaCO}_3 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$
7	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$	20	$\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
8	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow$	21	$\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
9	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	22	$\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$
10	$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$	23	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
11	$\text{BaCl}_2 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$	24	$\text{Bi}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
12	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow$	25	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
13	$\text{BaCl}_2 + \text{CH}_3\text{COOAg} \rightarrow$	26	$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$

№ 2. ОБЩИЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

1. Основные понятия

Известно, что любое вещество состоит из атомов, химические процессы протекают благодаря взаимодействию атомов. Из практических соображений было введено понятие моля. Условились считать, что **1 моль вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц**. Любых – атомов, молекул, ионов. Значение $6,02 \cdot 10^{23}$ называется **числом Авогадро**. Математически понятие моля можно записать в виде формулы:

$$n = \frac{N}{N_A}, \quad (21)$$

где n – количество вещества, моль, N – число частиц (молекул, атомов, ионов), N_A – число Авогадро.

Массу 1 моль вещества называют молярной массой M (г/моль). **Молярная масса** в неорганической химии является характеристикой вещества, непосредственно связанной с его количественным составом и **численно равна молекулярной массе** (массе 1 молекулы) вещества, выраженной в углеродных единицах. Молярную массу любого вещества можно вычислить по формуле:

$$M = \sum v_i M_i, \quad (22)$$

где v_i – стехиометрической индекс в формуле вещества, M_i – молярная масса элемента, входящего в соединение, г/моль – см. таблицу элементов Д.И. Менделеева.

Связь массы и количества вещества определяется формулой

$$n = \frac{m}{M}. \quad (23)$$

В многокомпонентной системе содержание компонента может быть выражено через массовую долю:

$$\omega_i = \frac{m_i}{\sum m_i}, \quad (24)$$

или если это одно вещество

$$\omega_i = \frac{M_i}{\Sigma M_i},$$

где m_i / M_i – масса / молярная масса компонента, $\Sigma m_i / \Sigma M_i$ – общая масса / молярная масса системы.

Молярная масса вещества может быть определена экспериментально. Для газов ее находят, например, по относительной **плотности газа D** , которая представляет собой соотношение молярных масс двух газов, один из которых обычно известен:

$$D = \frac{M_1}{M_2}. \quad (25)$$

Наиболее часто используют плотность газа по воздуху $D_{\text{возд.}}$, тогда $M_2 = M_{\text{возд.}} D_{\text{возд.}}$ ($M_{\text{возд.}} = 29$ г/моль), или водороду D_{H_2} , тогда $M_2 = M_{\text{H}_2} D_{\text{H}_2}$.

2. Общие свойства газовых смесей

Взаимосвязь между давлением, температурой и количеством газа может быть выражены объединенным уравнением (газовым законом) Клайперона-Менделеева:

$$PV = nRT. \quad (26)$$

В СИ давление выражено в паскалях, объем – в кубических метрах и температура – в кельвинах, R – универсальная газовая постоянная для одного моля газа $R = 8,314$ Дж/(моль·К).

Если записать уравнение Клапейрона – Менделеева в виде $m/V = PM/RT$, то можно выразить плотность газа ρ :

$$\rho = PM/RT. \quad (27)$$

Формула (27) дает возможность подсчитать истинную плотность газа при любых температуре и давлении.

На практике чаще всего приходится иметь дело со смесями газов. Каждый газ вносит свой вклад в общее давление системы – парциальное давление (частичное давление). Парциальным давлением называется давление, которое производил бы этот газ, занимая при тех же физических условиях объем всей газовой смеси.

Парциальное давление может быть вычислено через объемное содержание газа в газовой смеси:

$$\varphi_i = \frac{V_i}{\Sigma V_i}, \quad (28)$$

где V_i – объем данного газа, ΣV_i – общий объем газовой смеси, или через мольную долю газа:

$$x_i = \frac{n_i}{\Sigma n_i}, \quad (29)$$

где n_i – количество вещества данного газа, Σn_i – сумма числа моль всех компонентов газовой смеси

или по уравнению:

$$p_i = x_i P = \varphi_i P, \quad (30)$$

где P – общее давление смеси газов.

Зависимость между парциальными давлениями p_i компонентов газовой смеси и общим давлением p в системе устанавливается законом Дальтона

$$p = p_1 + p_2 + \dots + p_n = \Sigma p_i. \quad (29)$$

В соответствии с законом Рауля в условиях равновесия можно записать:

$$p = x_1' p_{n_1} + x_2' p_{n_2} + \dots + x_n' p_{n_n} = \Sigma x_i' p_{n_i}. \quad (30)$$

Приведенные выше законы полностью справедливы для идеальных газов.

Напомним, что в приложении к газам существуют нормальные (н.у.) и стандартные условия (с.у.), которые при одном и том же давлении (101,3 кПа) отличаются только температурой (273 К и 293 К, соответственно для нормальных и стандартных условий). Так молярный объем ($V_m = V/n$) идеального газа при н.у., согласно формуле (25) составляет 22,4 л/моль.

3. Химический эквивалент

Эквивалентом вещества называется такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях. **Эквивалентной массой** \mathcal{E} называется масса одного эквивалента вещества. Для газов **эквивалентным объемом** называется объем, занимаемый при данных условиях одним эквивалентом вещества.

По закону эквивалентов: массы взаимодействующих веществ $A + B \rightarrow C + D$ пропорциональны их эквивалентным массам:

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{\mathcal{E}_A}{\mathcal{E}_B}. \quad (31)$$

На основе закона эквивалентов можно вычислить эквивалентную массу вещества:

$$\mathcal{E} = M / Z, \quad (32)$$

где M – молярная масса элемента, оксида, кислоты, основания или соли, г/моль;

Количество эквивалентов (Z) определяют: в простых веществах – произведение числа атомов элемента на его валентность, **в оксидах** – произведение числа атомов элемента и валентности элемента, **в кислотах** – количество H^+ , **в основаниях** – количество OH , **в средних солях** – произведение числа атомов металла и степени окисления металла в соли, **в кислотно-основных реакциях** – количество присоединенных или замещенных частиц H , **в окислительно-восстановительных реакциях (ОВР)** – количество принятых или отданных электронов.

Пример:

H_2 , $z = 2$, т.к. 2 атома водорода.

Al_2O_3 , $z = 6$ ($2 \cdot 3$), т.к. 2 атома алюминия и валентность алюминия 3.

HCl , $z = 1$, т.к. один атом водорода (ион H^+).

$Ca(OH)_2$, $z = 2$, т.к. две группы OH (ион OH^-).

$KOH + H_3PO_4 = KH_2PO_4 + H_2O$, $z = 1$, т.к. замещена 1 частица H (H^+).

$\text{Mn}^{+7} + 5\text{e} = \text{Mn}^{+2}$, $z = 5$, т.к в результате восстановления марганец принял 5 электронов.

Эквивалентный объем ($V_{\text{Э}}$) – объем, занимаемый при нормальных условиях одним эквивалентом газообразного вещества.

$$V_{\text{Э}}(\text{O}_2) = 22,4/z = 5,6 \text{ л/моль}$$

Эквивалентная масса сложного вещества равна сумме молярных масс эквивалентов, образующих его составных частей, например:

$$\text{Э}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \text{Э}(\text{Fe}) + \text{Э}(\text{O}) = 56/3 + 16/2 = 18,67 + 8 = 26,67 \text{ г/моль.}$$

Пример 2.1 В баллоне вместимостью $0,2 \text{ м}^3$ при давлении $3 \cdot 10^5 \text{ Па}$ и температуре 20°C находится газовая смесь, средняя молярная масса которой $M = 48 \text{ г/моль}$. Определить массу газовой смеси.

Решение. Зная, что число молей равно отношению массы вещества к его молярной массе, запишем уравнение Клапейрона – Менделеева в виде $pV = (m/M)RT$. Выразим массу газа m : $m = pVM/RT$. Подставив известные значения параметров, определим массу газа:

$$m = \frac{3 \cdot 10^5 \cdot 0,2 \cdot 48}{8,317 \cdot 293} = 1182 \text{ г.}$$

Пример 2.2. При прокаливании 10 г некоторого вещества было получено $6,436 \text{ г}$ CuO и $3,564 \text{ г}$ CO_2 . Вывести формулу соединения.

Решение. 1. Найдем количество вещества оксида меди (II):

$$n_{(\text{Cu})} = \frac{m_{(\text{Cu})}}{M_{(\text{Cu})}} = \frac{6,436}{79,5} = 0,081 \text{ моль.}$$

В 1 моль CuO содержится по 1 моль Cu и O , следовательно $n_{(\text{Cu})} = n_{(\text{O}, \text{CuO})} = 0,081 \text{ моль}$.

2. Найдем количество вещества оксида углерода (IV):

$$n_{(\text{CO}_2)} = \frac{m_{(\text{CO}_2)}}{M_{(\text{CO}_2)}} = \frac{3,564}{44} = 0,081 \text{ моль.}$$

В 1 моль CO_2 содержится 1 моль C и 2 моль O , следовательно $n_{(\text{C})} = 0,081 \text{ моль}$,

$$n_{(\text{O}, \text{CO}_2)} = 2 \cdot 0,081 = 0,162 \text{ моль.}$$

3. Общее количество вещества кислорода:

$$n_{(O)} = 0,081 + 0,162 = 0,243 \text{ моль.}$$

4. Сопоставим количества вещества элементов между собой:

$$n_{(Cu)}:n_{(C)}:n_{(O)} = 0,081:0,081:0,243 = 1:1:(0,243/0,081) = 1:1:3.$$

Полученные целые числа представляют собой стехиометрические индексы формулы вещества, химическая формула которого: $CuCO_3$.

Пример 2.3 Соединение серы с фтором содержит 62,8 % серы и 37,2 % фтора. Данное соединение при объеме 118 мл в газообразном состоянии (температура 7 °С, давление 96,34 кПа) имеет массу 0,51 г. Какова истинная формула соединения?

Решение. 1. Рассчитаем истинную молярную массу соединения по уравнению Клапейрона – Менделеева (26):

$$M = \frac{mRT}{PV} = \frac{0,51 \cdot 8,31 \cdot 280}{96340 \cdot 118 \cdot 10^{-6}} = 102 \text{ г/моль.}$$

2. Обозначим x и y количество атомов серы и фтора в молекуле соответственно (S_xF_y). Зная процентное содержание каждого элемента в соединении и его молярную массу, получим

$$x:y = \frac{62,8}{32} : \frac{37,2}{19} = 1,96:1,91 = 1:1$$

3. Таким образом, простейшая формула соединения – SF. Его молярная масса: $M = 32+19=51$ г/моль.

Соотношение молярных масс, истинной и простейшей:

$$\frac{M_{\text{истинная}}}{M_{(SF)}} = \frac{102}{51} = 2, \text{ следовательно, в искомой формуле}$$

содержится в 2 раза больше атомов каждого вида и ее формула S_2F_2 .

ЗАДАНИЯ

2.1. Определить вместимость баллона, в который можно закачать 6 м³ газа, измеренного при нормальных условиях. Максимальное давление в баллоне 15 МПа.

2.2. Во сколько раз возрастет давление в герметичном газовом резервуаре, если температура окружающего воздуха повысится с 10 до 24 °С?

2.3. Газ в количестве 1 кг находится в сосуде вместимостью 3 м³ при 298 К и 462 кПа. Найти молярную массу газа.

2.4. Определить объем газа при нормальных условиях, если при температуре 120 °С и давлении 790 кПа его объем равен 16,3 м³.

2.5. Средняя молярная масса водородсодержащего газа, применяемого в процессе каталитического риформинга, равна 3,5 г/моль. Рассчитать плотность этого газа при 450 °С и 3 МПа.

2.6. Газовая смесь состоит из метана и водорода, парциальные давления которых равны $p_{\text{CH}_4} = 78$ кПа, $p_{\text{H}_2} = 479$ кПа.

Определить содержание (в молярных долях) компонентов смеси.

2.7. Какая масса известняка, содержащего 90 % карбоната кальция, потребуется для получения 7 т негашеной извести (СаО)?

2.8. Какое вещество, и в каком количестве останется в избытке после смешения растворов, содержащих 15 г хлорида бария и 11 г сульфата натрия?

2.9. При сгорании 10,5 л органического вещества получили 16,8 л оксида углерода (IV), приведенного к нормальным условиям, и 13,5 г воды. Плотность этого вещества 1,875 г/см³. Вывести формулу данного вещества.

2.10. Определить химическую формулу вещества, в состав которого входят пять массовых частей кальция и три массовых части углерода.

2.11. Вещество состоит из 32,8 % Na, 12,9 % Al, 54,3 % F. Записать формулу вещества.

2.12. Смешаны растворы, содержащие 17 г нитрата серебра и 15,9 г хлорида кальция. Какое вещество, и в каком количестве останется в избытке?

2.13. Вычислить объемные доли (в процентах) неона и аргона в смеси, если их парциальное давление соответственно 203,4 и 24,6 кПа.

2.14. Вычислить объемные доли (в процентах) оксидов углерода (II) и (IV), парциальное давление которых соответственно 0,24 и 0,17 кПа.

2.15. Состав минерала гематита выражается соотношением $m_{(\text{Fe})}:m_{(\text{O})} = 7:3$. Сколько граммов железа можно получить из 50 г этого минерала?

2.16. В промышленном масштабе оксид кадмия получают сжиганием кадмия в избытке сухого воздуха. Определить

количественный состав оксида кадмия и вывести его формулу, если при сжигании 2,1 г кадмия получается 2,4 г оксида.

2.17. Криолит имеет состав $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$. Вычислить массовую долю фтористого алюминия в криолите.

2.18. Дать название соединения и рассчитать процентное содержание в нем хрома и оксида хрома (VI): $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

2.19. Для анализа хлорида меди и определения его количественного состава в раствор, содержащий 0,4 г хлорида меди, влили раствор нитрата серебра. Образовался осадок хлорида серебра массой 0,849 г. Определить количественный состав и вывести формулу хлорида меди.

2.20. Сколько марганца можно выделить методом аллотермии из 20 кг пиролюзита, содержащего 87 % оксида марганца (IV)?

2.21. Дать химическое название минерала и рассчитать массовую долю хлора в карналлите $\text{KMnCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

2.22. Дать название соединения и рассчитать массовую долю никеля в $(\text{NiOH})_2\text{SO}_4$.

2.23. Дать химическое название минерала и рассчитать процентное содержание меди в хризоколле $\text{CuSiO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

2.24. Составить формулу дигидрокосульфата железа (III) и рассчитать процентное содержание в нем оксида серы (VI).

2.25. Общее давление смеси аргона и водорода составляет 108,6 кПа. Какова объемная доля аргона, если парциальное давление водорода 105,2 кПа?

2.26. В сосуде емкостью 6 л находится азот под давлением $3 \cdot 10^6$ Па. После добавления кислорода давление смеси увеличилось до $3,4 \cdot 10^6$ Па. Какова объемная доля кислорода в смеси?

2.27. В результате реакции 4,45 г металла с водородом образовалось 5,1 г гидроксида. Определить эквивалентную массу металла.

2.28. При взаимодействии 0,385 г металла с хлором образовалось 1,12 г хлорида этого металла. Вычислить эквивалентную массу данного металла.

2.29. Для реакции 0,44 г металла с бромом потребовалось 3,91 г брома. Определить эквивалентную массу металла.

2.30. Определить эквивалентную массу двухвалентного металла и назвать его, если для полного сгорания 3,2 г металла потребовалось 0,26 л кислорода, измеренных при нормальных условиях.

2.31. При пропускании сероводорода через раствор, содержащий 7,32 г хлорида двухвалентного металла, было получено 6,133 г его сульфида. Определить эквивалентную массу металла.

2.32. При разложении 4,932 г оксида металла получено 0,25 л кислорода, приведенного к нормальным условиям. Определить эквивалентную массу металла.

2.33. Вычислить молярную и эквивалентную массу двухвалентного металла, если 2,2 г его вытесняют из кислоты 0,81 л водорода при 22 °С и 102,9 кПа. Назвать металл.

2.34. Вычислить эквивалентную массу кислоты, если на нейтрализацию 0,234 г ее потребовалось 28,9 мл раствора гидроксида натрия концентрацией 0,1 моль/л.

2.35. На нейтрализацию 2 г основания потребовалось 3,04 г соляной кислоты. Вычислить эквивалентную массу основания.

2.36. Неизвестный металл массой 11,20 г образует хлорид массой 24,75 г. Вычислите массу данного металла, необходимую для получения водорода объемом 25,00 л при температуре 22 °С и давлении 98,8 кПа.

2.37. Металл массой 4,8 г вытеснил из раствора серной кислоты водород объемом 4,104 л, собранного над водой при температуре 27 °С и давлении 104,3 кПа. Вычислите массу образовавшейся при этом соли, если давление насыщенного водяного пара при указанной температуре равно 2,3 кПа.

2.38. На восстановление оксида некоторого металла массой 3,6 г затрачен водород, объем которого при температуре 25 °С и давлении 98,55 кПа равен 1982 мл. Вычислите эквивалентную массу металла и определите, что это за металл.

2.39. Оксид неизвестного металла массой 0,80 г превратили в сульфат этого же металла массой 2,68 г. Рассчитайте массу хлорида металла, который можно получить из исходного оксида массой 10 г.

2.40. Для осаждения всего хлора, содержащегося в хлориде металла массой 0,666 г, израсходован нитрат серебра массой 1,088 г.

Вычислите эквивалентную массу металла и определите данный металл.

2.41. Рассчитайте массу алюминия, необходимую для полного вытеснения ртути из раствора, в котором количество вещества эквивалента нитрата ртути (I) равно 0,25 моль эквивалентов.

2.42. Двухвалентный металл образует гидрид, массовая доля водорода в котором составляет 4,76 %. Определите эквивалентную и атомную массы металла, найдите его в периодической системе, напишите формулу его гидрида. Свинец образует два оксида, массовые доли кислорода в которых составляют 7,17 и 13,38 %. Определите эквивалентные массы и валентность свинца в оксидах и напишите формулы оксидов.

2.43. Хлор образует четыре соединения с фтором, массовая доля которого в первом соединении равна 34,89 %, во втором – 61,65 %, в третьем – 72,82 % и в четвертом – 78,96 %. Определите эквивалентные массы и валентность хлора в соединениях и напишите их формулы.

2.44. Одна и та же масса металла соединяется с 1,591 г галогена и с 70,2 мл кислорода, измеренного при нормальных условиях. Определите эквивалентную и атомную массы галогена. Как называется этот галоген?

2.45. Для очистки типографского шрифта от вредных примесей цинка в его расплав добавляют хлорид аммония, который реагирует с находящимся в сплаве цинком. Уравнение этой реакции: $2 \text{NH}_4\text{Cl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + 2 \text{NH}_3 + \text{H}_2 \uparrow$. Образующийся хлорид цинка всплывает на поверхность расплава в виде шлака. Хлорид аммония добавляют в расплав из расчета 2,5 кг на 1 кг цинка. Соответствует ли это количество NH_4Cl теоретическому?

2.46. Хлороводород, образовавшийся при действии серной кислоты на 19 г безводного хлорида магния, пропустили в раствор, содержащий 10 г гидроксида калия. Раствор выпарили. Какое вещество, и в каком количестве при этом получилось?

2.47. При действии на 5,1 г плотного известняка избытком соляной кислоты выделилось 1,12 л CO_2 (н.у.). Сколько процентов карбоната кальция содержится в данном известняке?

№3. КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ

1. Способы выражения концентрации

Раствором называется гомогенная (однородная) система, состоящая из двух или более компонентов, состав которой может непрерывно изменяться в определенных пределах. По агрегатному состоянию растворы могут быть газообразными, жидкими и твердыми.

В растворах выделяют растворитель и растворенное вещество. *Растворителем* называют компонент, который образует непрерывную среду. Остальные компоненты, которые распределены в среде растворителя в виде дискретных частиц, называются *растворенными веществами*. Состав раствора (концентрация) чаще всего выражается следующими способами.

Массовая доля или процентное содержание ω – соотношение масс растворенного $m_{\text{в}}$ вещества и раствора $m_{\text{р-р}}$, выраженное в долях или процентах.

$$\omega = \frac{m_{\text{в}}}{m_{\text{р-р}}} \cdot 100, \% . \quad (33)$$

Концентрация, выраженная в граммах на литр, $C_{\text{г/л}}$ – показывает, какая масса растворенного вещества $m_{\text{в}}$, выраженная в граммах, содержится в единице объема раствора $V_{\text{р-р}}$:

$$C_{\text{г/л}} = \frac{m_{\text{в}}}{V_{\text{р-р}}}, \text{ г/л}. \quad (34)$$

Молярная концентрация или молярность, $C_{\text{М}}$ – число молей растворенного вещества $n_{\text{в}}$ в одном дм^3 (л) раствора:

$$C_{\text{М}} = \frac{n_{\text{в}}}{V_{\text{р-р}}} = \frac{m_{\text{в}}}{M_{\text{в}} \cdot V_{\text{р-р}}}, \text{ моль/л}. \quad (35)$$

Моляльная концентрация или моляльность, $C_{\text{м}}$ – число молей растворенного вещества, приходящееся на один килограмм растворителя:

$$C_{\text{м}} = \frac{n_{\text{в}}}{m_{\text{р-ль}}} = \frac{m_{\text{в}}}{M_{\text{в}} \cdot m_{\text{р-ль}}}, \text{ моль/кг}. \quad (36)$$

Мольная доля или *мольные проценты* x_i – число молей компонента (растворителя или растворенного вещества) содержащееся в одном моле раствора:

$$x_i = \frac{n_i}{\sum n_i} \cdot 100\%. \quad (37)$$

5. *Нормальная концентрация* или *нормальность*, C_N – количество эквивалентов, $n_{эв}$ растворенного вещества, содержащееся в одном литре раствора:

$$C_N = \frac{n_{эв}}{V_{р-р}} = \frac{m_B}{\Xi_B \cdot V_{р-р}} z = zC_M, \text{ экв/л}, \quad (38)$$

где z – количество обменных эквивалентов растворенного вещества, содержащееся в одном его моле.

Для кислот z соответствует основности кислоты, т. е. числу атомов водорода в составе кислоты, обмениваемых в данной реакции на металл или нейтрализуемых основанием.

Для оснований z соответствует кислотности основания, т. е. числу гидроксильных групп в составе основания, обмениваемых на кислотный остаток или нейтрализуемых кислотой.

Для солей z рассчитывают как произведение числа атомов и степени окисления металла в составе соли.

Для окислителей и восстановителей в окислительно-восстановительных реакциях z – изменение их степени окисления в ходе реакции.

Пересчет концентраций из одних видов в другие

1. Записывать формулы исходной и искомой концентрации.
2. Определить, что необходимо найти.
3. Чтобы не решать задачу в общем виде рекомендуется делать численное допущение неизвестных величин (чаще всего это то, что находится в знаменателе формулы для исходной концентрации – объем/масса раствора или количество вещества/масса растворителя).
4. Найти неизвестные параметры и пересчитать искомую концентрацию.

Пример 3.1 Раствор серной кислоты в воде с концентрацией 5 % (мас.) имеет плотность $d = 1,03 \text{ г/см}^3$. Выразить мольную долю серной кислоты в растворе.

Решение

1. Записываем формулы исходной и искомой концентрации

$$\omega = \frac{m_{\text{в}}}{m_{\text{р-р}}} \cdot 100\% \quad - \quad \text{исходная концентрация или для}$$

двухкомпонентной системы:

$$\omega = \frac{m_{\text{с}}}{m_{\text{с}} + m_{\text{р-ля}}}; \quad (39)$$

$$x_i = \frac{n_i}{\sum n_i} \cdot 100\% \quad - \quad \text{искомая концентрация или для}$$

двухкомпонентной системы:

$$x_{\text{с}} = \frac{n_{\text{с}}}{n_{\text{с}} + n_{\text{р-ля}}}, \quad (40)$$

где $n_{\text{с}}$ – количество молей растворенной серной кислоты; $n_{\text{р-ля}}$ – количество молей растворителя т.е. воды.

2. Определяем, что необходимо найти

Найти $n_{\text{с}}$ количество молей растворенной серной кислоты и воды.

3. Выполняем численное допущение

Пусть $m_{\text{р-ля}}(\text{воды}) = 100 \text{ г}$, тогда $0,05 = \frac{m_{\text{с}}}{m_{\text{с}} + 100}$, отсюда

$$m_{\text{с}} = 5,26 \text{ г.}$$

4. Находим неизвестные параметры и пересчитываем искомую концентрацию

$$n_{\text{с}} = \frac{m_{\text{с}}}{M_{\text{с}}} = \frac{5,26}{98} = 0,054 \text{ моль,}$$

$$n_{p-ля} = \frac{m_{p-ля}}{M_{p-ля}} = \frac{100}{18} = 5,556 \text{ моль,}$$

$$x_6 = \frac{n_6}{n_6 + n_{p-ля}} = \frac{0,054}{0,054 + 5,556} = 0,00963 \text{ или } 0,963\%.$$

ЗАДАНИЯ

1. Выразить концентрацию заданного раствора всеми возможными способами (табл. 1).

Таблица 1

Номер задачи	Вещество	Концентрация	Плотность
1	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	0,15 экв/л	1,009
2	NaOH	0,55 % (масс)	1,007
3	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	5,47 г/л	1,01
4	BaCl_2	0,041 моль/кг	1,007
5	ZnSO_3	0,9 % (масс.)	1,009
6	$\text{Ga}(\text{NO}_3)_3$	1,05 % (масс.)	1,01
7	CsOH	1,69 моль/л	1,28
8	GaCl_3	0,45 экв/л	1,009
9	FeCl_3	0,55 % (мол)	1,007
10	KCl	10,17 г/л	1,01
11	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	0,041 моль/кг	1,007
12	ZnCl_2	0,5 % (мол.)	1,009
13	NaOH	1,2 % (мол.)	1,01
14	HCl	1,69 моль/л	1,28
15	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	0,45 экв/л	1,037
16	AlCl_3	0,55 % (мол)	1,064
17	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	10,17 г/л	1,02
18	AlCl_3	0,041 моль/кг	1,003
19	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	0,5 % (мол.)	1,011
20	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	1,2 % (мол.)	1,022
21	BaCl_2	1,69 моль/л	1,028
22	BaSO_4	0,15 экв/л	1,009
23	LiF	0,55 % (масс)	1,007
24	BaI_2	5,47 г/л	1,091
25	HgI_2	0,041 моль/кг	1,007
26	GaCl_3	0,9 % (масс.)	1,009
27	CsOH	1,05 % (масс.)	1,001

28. Какой объем 88 % раствора серной кислоты плотностью $1,8 \text{ г/см}^3$ надо взять, чтобы приготовить 2 л этой же кислоты концентрацией 2,36 моль/л?

29. Требуется приготовить 500 мл 15 % раствора едкого кали плотностью $1,14 \text{ г/см}^3$. Какое количество миллилитров 12-ти нормального раствора едкого кали (KOH) надо для этого взять?

30. Какое количество воды надо добавить к 200 мл 52 % раствора едкого натра, плотность которого $1,35 \text{ г/см}^3$, чтобы получить раствор с концентрацией 2,78 моль/л?

31. Раствор серной кислоты концентрацией 3 моль/л имеет плотность $1,18 \text{ г/см}^3$. Какое количество воды надо прилить к 118 г этого раствора, чтобы получить раствор с концентрацией 12 %?

32. Сколько воды надо добавить к 125 мл 26 % раствора соляной кислоты плотностью $1,13 \text{ г/см}^3$, чтобы получить раствор с концентрацией 14,5 %?

33. Какое количество воды надо добавить к 150 г раствора хлорида бария в воде, концентрация которого 2 экв/л, а плотность $1,2 \text{ г/см}^3$, с тем, чтобы получить раствор с концентрацией 8 %?

34. Какое количество миллилитров раствора фосфорной кислоты, мольная доля которого 0,01 (плотность раствора $1,025 \text{ г/см}^3$) надо взять, чтобы получить 200 г раствора с концентрацией 2,6 %?

35. Сколько миллилитров 2,25 М раствора хлорида калия надо взять, чтобы приготовить 1,5 л 6 % раствора, плотностью $1,04 \text{ г/см}^3$?

36. Какой объем 38 % раствора соляной кислоты плотностью $1,189 \text{ г/см}^3$ потребуется для приготовления 250 мл 0,08 н. раствора?

37. Сколько миллилитров 96 % раствора серной кислоты плотностью $1,84 \text{ г/см}^3$ потребуется для приготовления 2 л 0,25 н. раствора?

38. Сколько граммов едкого кали надо взять для приготовления двух литров 10 % раствора плотностью $1,09 \text{ г/см}^3$?

39. Сколько миллилитров 98 % раствора серной кислоты плотностью $1,837 \text{ г/см}^3$ надо взять для приготовления 500 мл 0,1 н. раствора?

40. Сколько миллилитров 3 н. раствора фосфорной кислоты надо взять для приготовления 1 л 0,5 М раствора?

41. Как приготовить 500 мл 0,5 н. раствора соды из 2 н. ее раствора?

42. Сколько миллилитров воды надо прибавить к 300 мл 25 % раствора едкого кали, плотностью $1,236 \text{ г/см}^3$, чтобы получить 8 % раствор?

43. Сколько миллилитров 56 % азотной кислоты плотностью $1,345 \text{ г/см}^3$ потребуется для приготовления 1 литра 0,1 М раствора?

44. Сколько миллилитров воды надо прибавить к 100 мл 48 % раствора серной кислоты плотностью $1,376 \text{ г/см}^3$, чтобы получить 0,5 н. раствор?

45. До какого объема надо разбавить 200 мл 1 н. раствора хлорида натрия, чтобы получить 4,5 % раствор плотностью $1,029 \text{ г/см}^3$?

46. Сколько граммов сульфата натрия надо прибавить к 1 л 10 % раствора плотностью $1,09 \text{ г/см}^3$, чтобы получить 15 % раствор?

47. Сколько воды надо прибавить к 200 мл 32 % раствора азотной кислоты плотностью $1,193 \text{ г/см}^3$ чтобы получить 10 % раствор?

48. Сколько 36 % раствора соляной кислоты плотностью $1,179 \text{ г/см}^3$ потребуется для приготовления 1 л 0,5 н. раствора?

49. Сколько воды надо добавить к 50 мл 2 н. раствора, чтобы получить 0,25 н. раствор?

50. Сколько граммов хлорида аммония надо добавить к 5 л 2,1 М раствора плотностью $1,054 \text{ г/см}^3$ чтобы получить 20 % раствор?

51. Сколько граммов едкого натра надо взять для приготовления двух литров 10 % раствора плотностью $1,080 \text{ г/см}^3$?

52. Как приготовить один литр 1 н. раствора КОН из 49 % раствора той же щелочи плотностью $1,5 \text{ г/см}^3$?

53. Имеется 80 % раствор серной кислоты плотностью $1,732 \text{ г/см}^3$. Как из него приготовить 2 л 6 М раствора H_2SO_4 ?

54. Сколько 60 % серной кислоты плотностью $1,503 \text{ г/см}^3$ надо взять для приготовления 10 литров 0,1 н. ее раствора?

№4. PH РАСТВОРОВ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ

Для характеристики кислотно-основных свойств растворов используют водородный показатель рН, равный отрицательному значению десятичного логарифма концентрации ионов водорода. Аналогично рассчитывают гидроксильный показатель рОН, равный отрицательному значению десятичного логарифма концентрации ионов гидроксидов:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]; \quad \text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]. \quad (41)$$

Концентрации ионов водорода и гидроксидов связаны между собой равновесием диссоциации воды:



Константу равновесия называют ионным произведением воды.

При 298 К константа равновесия

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}.$$

Прологарифмировав это уравнение, получим

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.$$

В чистой воде (нейтральная среда) $\text{pH} = \text{pOH} = 7$. В кислой среде $\text{pH} < 7$, в щелочной среде $\text{pH} > 7$.

1. Расчет pH в растворах сильных кислот и оснований

Для сильных кислот и щелочей, полностью диссоциированных на ионы,

$$[\text{H}^+] = zC_k \quad \text{и} \quad [\text{OH}^-] = zC_{\text{щ}}, \quad (42)$$

где C_k и $C_{\text{щ}}$ – молярные концентрации кислоты и, соответственно, щелочи, z – основность кислоты или кислотность основания.

Разбавление раствора сильного электролита учитывают по уравнениям:

$$\text{в кислой среде: } \text{pH}_2 = \text{pH}_1 + \lg n, \quad (43)$$

$$\text{в щелочной среде: } \text{pH}_2 = \text{pH}_1 - \lg n, \quad (44)$$

где индекс 1 относится к исходному раствору (до разбавления), индекс 2 – к конечному раствору (после разбавления).

В среде, близкой к нейтральной, необходимо принять во внимание диссоциацию воды, в результате которой образуются ионы H^+ и OH^- .

$$[\text{H}^+] = \frac{zC_{\text{к}}}{2n} + \sqrt{\frac{z^2 C_{\text{к}}^2}{4n^2} + 10^{-14}} \cong 10^{-7} + \frac{zC_{\text{к}}}{2n}. \quad (45)$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{zC_{\text{ш}}}{2n} + \sqrt{\frac{z^2 C_{\text{ш}}^2}{4n^2} + 10^{-14}} \cong 10^{-7} + \frac{zC_{\text{ш}}}{2n}. \quad (46)$$

При **смешивании растворов** сильных кислот и оснований возможны два варианта.

1. $\text{pH}_1 < 7$ и $\text{pH}_2 < 7$ или $\text{pH}_2 > 7$ и $\text{pH}_1 > 7$, то есть смешивают два кислых или два щелочных раствора:

$$[\text{H}^+]_3 = \frac{n_{(\text{H}^+)_1} + n_{(\text{H}^+)_2}}{V_1 + V_2} = \frac{[\text{H}^+]_1 V_1 + [\text{H}^+]_2 V_2}{V_1 + V_2}, \quad (47)$$

$$[\text{OH}^-]_3 = \frac{n_{(\text{OH}^-)_1} + n_{(\text{OH}^-)_2}}{V_1 + V_2} = \frac{[\text{OH}^-]_1 V_1 + [\text{OH}^-]_2 V_2}{V_1 + V_2}. \quad (48)$$

2. $\text{pH}_1 < 7$, а $\text{pH}_2 > 7$, то есть смешивают кислый и щелочной растворы. В этом случае конечную концентрацию раствора рассчитывают по веществу, взятому в избытке.

В избытке взята кислота: $[\text{H}^+]_3 = \frac{[\text{H}^+]_1 V_1 - [\text{OH}^-]_2 V_2}{V_1 + V_2}. \quad (49)$

В избытке взята щелочь: $[\text{OH}^-]_3 = \frac{[\text{OH}^-]_2 V_2 - [\text{H}^+]_1 V_1}{V_1 + V_2}. \quad (50)$

2. Расчет pH в растворах слабых кислот и оснований

Диссоциация многих электролитов протекает не полностью. Отношение числа диссоциированных молей к общему числу молей электролита в растворе называют степенью диссоциации. Для его количественного описания используют константу равновесия, называемую константой диссоциации. Для одноосновной кислоты, диссоциирующей по уравнению, $\text{HAn} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{An}^-$, где An – кислотный остаток, константа диссоциации

$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{An}^-]}{[\text{HAn}]}. \quad (51)$$

Так как $[An^-] = [H^+]$ и $[HAn] = C$, то

$$K_d = [H^+]^2 / C \quad (52)$$

$$[H^+] = \sqrt{K_d C} .$$

где C – концентрация слабой кислоты, моль/л.

Для растворов слабых оснований

$$[OH^-] = \sqrt{K_d C} , \quad (53)$$

где C – концентрация слабого основания, моль/л.

По значению константы диссоциации можно рассчитать степень диссоциации слабого электролита:

$$\alpha = \sqrt{K_d / C} . \quad (54)$$

Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, например: $H_2S \Leftrightarrow HS^- + H^+$ (1-я ступень);



При расчетах pH обычно учитывают только первую ступень диссоциации, пренебрегая второй и третьей ступенями. Таким образом, уравнения (52) и (52) справедливы и для многоосновных кислот при использовании первой константы диссоциации K_{d1} .

Пример 4.1. Вычислить pH раствора серной кислоты концентрацией 0,3 % ($d = 1,0 \text{ г/см}^3$).

Решение. 1. Перейдем к моляльной концентрации серной кислоты. Для этого выделим мысленно 100 г раствора, тогда масса серной кислоты составит 0,3 г, а масса воды – 99,7 г. Вычислим моляльную концентрацию:

$$C_{m(H_2SO_4)} = \frac{m_{(H_2SO_4)}}{M_{(H_2SO_4)} m_{(H_2O)}} = \frac{0,3}{98 \cdot 0,0997} = 0,031 \text{ моль/кг.}$$

2. По уравнению диссоциации $H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$ из 1 моль серной кислоты образуется 2 моль H^+ , следовательно, $[H^+] = 2C_{m(H_2SO_4)} = 2 \cdot 0,031 = 0,062 \text{ моль/кг.}$

3. По уравнению (41) вычислим значение pH:
 $pH = -\lg[H^+] = -\lg 0,062 = 1,21.$

Пример 4.2. Вычислить pH раствора гидроксида бария концентрацией 0,0068 экв/л.

Решение. 1. По уравнению диссоциации $\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2 \text{OH}^-$ из 1 моль гидроксида бария образуется 2 моль гидроксид-ионов: $[\text{OH}^-] = 2C_{M(\text{Ba}(\text{OH})_2)} = C_{N(\text{Ba}(\text{OH})_2)} = 0,0068$ моль/кг.

3. По уравнению (41) найдем значение рОН:

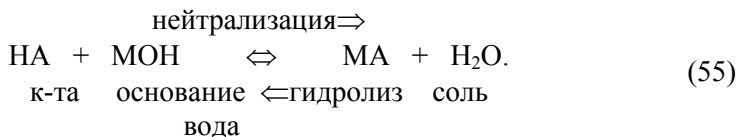
$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 0,0068 = 2,17$$

и вычислим рН:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,17 = 11,83.$$

3. Расчет рН , при учете гидролиза

Гидролизом называют процессы разложения химических соединений в результате реакции с водой. Гидролиз соли – это реакция, обратная процессу образования соли путем нейтрализации кислоты основанием.



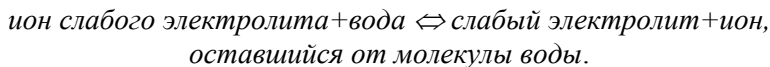
Гидролизуются только соли, содержащие в своем составе ионы слабых электролитов: слабой кислоты или слабого основания.

Правила составления уравнений гидролиза

1. Записывают уравнение диссоциации соли.

2. Определяют ион слабого электролита, который может гидролизаться. Ионов сильных кислот и оснований сравнительно немного, наиболее распространенные следует запомнить: NO_3^- , SO_4^{2-} , Cl^- , Br^- , I^- , ClO_4^- , катионы Na^+ , K^+ и других щелочных металлов, а также Ba^{2+} и Sr^{2+} . *Перечисленные ионы не гидролизуются!* Все остальные ионы, за редким исключением, образуют слабые электролиты и гидролизуются.

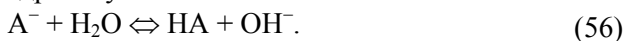
3. Составляют ионное уравнение гидролиза по схеме:



4. Записывают молекулярное уравнение гидролиза, добавляя к ионам противоионы.

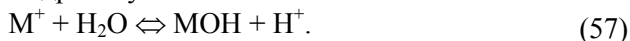
В зависимости от состава соли различают следующие *типы гидролиза*.

Гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой. Гидролизуется анион слабой кислоты.



В растворе появляются ионы OH^- , поэтому среда - щелочная, $pH > 7$.

Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой. Гидролизуется катион слабого основания.



В растворе появляются ионы H^+ , поэтому среда кислая, $pH < 7$.

Гидролиз соли, образованной двумя слабыми электролитами. Гидролиз протекает как по катиону, так и по аниону



Образующиеся слабая кислота и основание диссоциируют в разной степени, поэтому среда в растворе зависит от их относительной силы. Если кислота сильнее, то ее константа диссоциации больше и среда слабокислая. Если сильнее основание, то среда слабощелочная.

Количественные характеристики гидролиза – константа и степень гидролиза. В большинстве случаев константа гидролиза K_h не превышает величину 10^{-3} и гидролиз солей, образованных одним слабым электролитом, протекает в малой степени. **Гидролиз многозарядных ионов** в основном проходит **по первой ступени**. От значения константы гидролиза зависит pH раствора соли.

Степень гидролиза β (аналогично степени диссоциации) называют отношение числа гидролизованных ионов к общему числу ионов слабого электролита в растворе.

Соль образована одним слабым электролитом

Константу гидролиза вычисляют по формуле:

$$K_{h1} = \frac{K_W}{K_{dn}}, \quad (59)$$

где $K_{h,1}$ - константа гидролиза по первой ступени, K_W - ионное произведение воды, равное 10^{-14} при 298 К; K_{dn} – последняя константа диссоциации слабого электролита. Константы диссоциации гидроксокомплексов металлов называют ступенчатыми

константами нестойкости, их находят в справочнике в таблице констант нестойкости гидроксокомплексов.

Степень гидролиза связана с константой гидролиза уравнением:

$$\beta = \sqrt{\frac{K_{h1}}{C}}, \quad (60)$$

где C – концентрация гидролизующегося иона, моль/кг.

В растворах солей, гидролизующихся по аниону, среда щелочная (см. уравнение (67)) и расчет pH ведут по формуле:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_{h1}C}. \quad (61)$$

В растворах солей, гидролизующихся по катиону, среда кислая (см. уравнение (68)), расчет pH ведут по формуле

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{h1}C}. \quad (62)$$

Соль образована двумя слабыми электролитами

Константу гидролиза вычисляют по формуле:

$$K_h = \frac{K_W}{K_{\text{осн}}K_{\text{к}}}, \quad (63)$$

где $K_{\text{осн}}$ и $K_{\text{к}}$ - константы диссоциации основания и кислоты, образующих соль. Формула (63) служит для расчета константы гидролиза по табличным значениям констант диссоциации.

Степень гидролиза вычисляют по уравнению:

$$\beta = \frac{\sqrt{K_h}}{1 + \sqrt{K_h}}. \quad (64)$$

Отношение концентраций ионов H^+ и OH^- в растворе соли определяется относительной силой кислоты и основания:

$$\frac{[\text{H}^+]}{[\text{OH}^-]} = \frac{[\text{H}^+]^2}{K_W} = \sqrt{\frac{K_{\text{к}}}{K_{\text{осн}}}}, \quad (65)$$

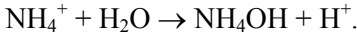
где $K_{\text{к}}$ и $K_{\text{осн}}$ - константы диссоциации слабых кислоты и основания, которыми образована соль. Отсюда следует, что при 298 К ($K_W = 10^{-14}$):

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2}(\text{p}K_{\text{к}} - \text{p}K_{\text{осн}}). \quad (66)$$

Константа и степень гидролиза у соли, образованной двумя слабыми электролитами, значительно выше, чем у солей, образованных одним слабым электролитом.

Пример 4.3 Вычислить рН раствора сульфата аммония, концентрацией 0,1 моль/л.

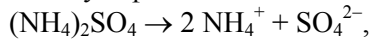
Решение. 1. Составим ионное уравнение гидролиза:



2. Значение константы диссоциации гидроксида аммония $K_d = 1,76 \cdot 10^{-5}$. Вычислим константу гидролиза:

$$K_h = \frac{K_W}{K_d} = \frac{10^{-14}}{1,76 \cdot 10^{-5}} = 5,68 \cdot 10^{-10}.$$

3. Найдем концентрацию ионов аммония. Согласно уравнению диссоциации сульфата аммония



$$C_{M(\text{NH}_4^+)} = 2C_{M((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4)} = 2 \cdot 0,1 = 0,2 \text{ моль/л.}$$

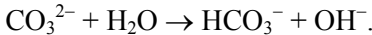
4. Вычислим концентрацию ионов $[\text{H}^+]$:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_h C_{M(\text{NH}_4^+)}} = \sqrt{5,68 \cdot 10^{-10} \cdot 0,2} = 1,066 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

и значение рН: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(1,066 \cdot 10^{-5}) = 4,97$.

Пример 4.4 Вычислить степень гидролиза карбоната натрия в растворе с рН = 12.

Решение. 1. Составим ионное уравнение гидролиза:



2. Значение второй константы диссоциации угольной кислоты $K_{d2} = 4,69 \cdot 10^{-11}$. Вычислим первую константу гидролиза:

$$K_{h1} = \frac{K_W}{K_{d2}} = \frac{10^{-14}}{4,69 \cdot 10^{-11}} = 2,13 \cdot 10^{-4}.$$

3. Из формулы $[\text{OH}^-] = \sqrt{K_h C_{M(\text{CO}_3^{2-})}}$ найдем концентрацию

$$\text{карбонат-иона: } C_{M(\text{CO}_3^{2-})} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{K_h} = \frac{10^{-4}}{2,13 \cdot 10^{-4}} = 0,47 \text{ моль/л,}$$

где $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-(14-12)} = 10^{-2}$

4. Вычислим степень гидролиза

$$\beta = \sqrt{\frac{K_h}{C_{M(\text{CO}_3^{2-})}}} = \sqrt{\frac{2,13 \cdot 10^{-4}}{0,47}} = 4,53 \cdot 10^{-4} \text{ (0,045\%)}$$

ЗАДАНИЯ

4.1 Вычислить pH раствора сильного электролита

№ задачи	Электролит	Концентрация раствора	d раствора, г/см ³
1.	Ca(OH) ₂	0,07 %	1,00
2.	H ₂ SO ₄	0,01 % (мольн.)	1,0
3.	Sr(OH) ₂	5 · 10 ⁻⁴ н.	1,0
4.	HCl	1,36 %	1,005
5.	H ₂ SO ₄	1,73 %	1,012
6.	KOH	0,577 %	1,003
7.	H ₂ SO ₄	5 · 10 ⁻⁴ М	1,0
8.	KOH	0,001 н.	1,0
9.	NaOH	2,5 · 10 ⁻³ М	1,0
10.	HNO ₃	3 %	1,01
11.	Ba(OH) ₂	5 %	1,04
12.	HCl	0,3 %	1,0
13.	KOH	5,8 г/л	1,004
14.	H ₂ SO ₄	0,05 г/л	1,0
15.	KOH	0,6 г/л	1,0
16.	NaOH	0,5 %	1,0
17.	HCl	0,01 н.	1,0
18.	Ca(OH) ₂	0,02 н.	1,0
19.	KOH	4 г/л	1,0
20.	NaOH	5 г/л	1,0
21.	HCl	0,006 М	1,0
22.	LiOH	0,8 г/л	1,0
23.	RbOH	1 %	1,0
24.	CsOH	0,5 %	1,0
25.	HCl	0,02 % (мольн.)	1,0
26.	H ₂ SO ₄	0,6 %	1,003
27.	HNO ₃	0,7 % (мольн.)	1,0
28.	H ₂ SO ₄	0,3 %	1,001
29.	HNO ₃	0,05 г/л	1,0
30.	H ₂ SO ₄	0,03 н.	1,0
31.	Ca(OH) ₂	0,03 %	1,00
32.	HCl	0,2 %	1,0
33.	Ba(OH) ₂	0,1 г/л	1,0

4.2 Определить рН и степень диссоциации предложенного раствора слабого электролита при температуре 25°С:

№ задачи	Электролит	Концентрация раствора	d р-ра, г/см ³
34.	NH ₄ OH	2 %	0,989
35.	CH ₃ COOH	0,12 %	1,0
36.	HCOOH	4,5 %	1,01
37.	NH ₄ OH	2,35 %	0,988
38.	C ₆ H ₅ NH ₃ OH	93,02 г/л	-
39.	C ₆ H ₅ OH	5 %	1,02
40.	HCOOH	0,5 %	-
41.	CH ₃ COOH	0,65 %	-
42.	HNO ₂	0,8 %	-
43.	HCN	2,7 %	1,01
44.	C ₆ H ₅ OH	9,4 г/л	-
45.	NH ₄ OH	0,1 %	-
46.	HCN	8 %	1,04
47.	HCOOH	2,3 %	1,005
48.	CH ₃ COOH	1 %	-
49.	NH ₄ OH	0,34 %	1,0
50.	HCOOH	3 %	1,007
51.	H ₂ S	0,32 н.	
52.	NH ₄ OH	0,5 %	1,0
53.	H ₃ PO ₄	1 %	1,005
54.	C ₉ H ₆ NH ₂ OH	3 г/л	
55.	Лимонная к-та	120 г/л	
56.	Бензойная к-та	2 %	1,003
57.	N ₂ H ₅ OH	0,5 %	
58.	HCOOH	4 %	1,01
59.	HNO ₂	2 %	1,01
60.	Винная к-та	1 %	1,02
61.	H ₃ BO ₃	5 %	1,03
62.	HBrO	0,1 %	1,0
63.	H ₃ BO ₃	10 %	1,04
64.	C ₆ H ₅ OH	6,5 г/л	
65.	H ₂ S	10 г/л	
66.	H ₂ CO ₃	8 %	1,05
67.	HF	6 %	1,03
68.	H ₃ BO ₃	1,5 %	1,01

4.3 Определить pH и степень гидролиза предложенного раствора соли при температуре 25°C:

№ задачи	Электролит	Концентрация раствора	pH	β	d р-ра, г/см ³
1.	Na ₂ SO ₃	0,008 М	?	?	-
2.	Pb(NO ₃) ₂	?	5,25	?	-
3.	Na ₂ CO ₃	0,006 н.	?	?	-
4.	Na ₂ C ₂ O ₄	0,02 М	?	?	-
5.	Na ₃ PO ₄	0,02 М	?	?	-
6.	C ₆ H ₅ ONa	?	?	5 %	-
7.	Na ₂ S	0,03 М	?	?	-
8.	(NH ₄) ₂ SO ₄	?	5,48	?	-
9.	NaNO ₂	0,02 н.	?	?	-
10.	K ₂ C ₂ O ₄	0,008 М	?	?	-
11.	C ₆ H ₅ OK	?	?	0,02 %	-
12.	K ₂ HPO ₄	?	7,5	?	-
13.	NH ₂ OCl	?	5,5	?	-
14.	Na ₂ S	0,01 М	?	?	-
15.	ZnSO ₄	2 %	?	?	1,019
16.	Na ₂ CO ₃	?	11,2	?	-
17.	(CH ₃ COO) ₂ Ba	0,005 М	?	?	-
18.	Na ₃ PO ₄	0,03 н.	?	?	-
19.	CdSO ₄	3 %	?	?	1,028
20.	KCN	0,02 М	?	?	-
21.	CuSO ₄	0,1 М	?	?	-
22.	ZnCl ₂	?	5,84	?	-
23.	Na ₂ C ₂ O ₄	0,02 М	?	?	-
24.	K ₂ HPO ₄	0,03 М	?	?	-
25.	HCOONa	0,02 М	?	?	-
26.	Na ₂ CO ₃	?	?	0,5 %	-
27.	CdSO ₄	?	5,6	?	-
28.	NaBO ₂	1 г/л	?	?	-
29.	NaNO ₂	5 %	?	?	1,01
30.	NH ₄ Cl	?	5,48	?	-
31.	ZnCl ₂	2 %	?	?	1,016
32.	CH ₃ COONa	0,01 М	?	?	-
33.	HCOONa	1 %	?	?	1,03
34.	NH ₄ Cl	%	5,63	?	1,02
35.	KCN	0,002 н.	?	?	-
36.	C ₆ H ₅ OK	0,2 М	?	?	-
37.	HCOOK	1 % (мольн.)	?	?	1,02

№5. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

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

Процесс отдачи электронов (\bar{e}) – окисление.

Процесс принятия электронов (\bar{e}) – восстановление.

Частица, отдающая электроны (\bar{e}) – восстановитель.

Частица, принимающая электроны (\bar{e}) – окислитель.

Число отдаваемых электронов (\bar{e}) восстановителем равняется количеству электронов (\bar{e}), принимаемых окислителем.

Элемент, имеющий максимальную степень окисления, может быть только окислителем. Для уравнивания реакции предпочтительнее использовать метод ионно-электронного баланса.

1. Метод ионно-электронного баланса

Кислая среда

1. Записать схему реакции. Определить молекулы или ионы, которые участвуют в процессе окисления и восстановления.

2. Записать в ионном виде полуреакции окисления и восстановления. Слабые электролиты, твердые и газообразные вещества записываются в молекулярном виде.

3. На основании закона сохранения массы и энергии при составлении уравнений полуреакций следует соблюдать баланс веществ и баланс зарядов.

Для уравнивания числа атомов кислорода в ту часть полуреакции, где он в избытке, добавляют столько катионов водорода H^+ , чтобы, связавшись с атомами кислорода, образовались молекулы H_2O . В противоположную часть добавляют молекулы H_2O .

Уравнивать кислород, затем водород, затем уравнивают электроны.

4. Балансируют (уравнивают) число отданных и принятых электронов (\bar{e}) в полуреакциях.

5. Суммируют сначала левые, а затем правые части полуреакций, не забывая предварительно умножить множитель на

коэффициент, если он стоит перед формулой. Результат – суммарное ионное уравнение.

6. Подчеркивают и сокращают одинаковые ионы и молекулы.

7. Добавляют недостающие катионы или анионы. Количество добавляемых ионов в левую и правую части ионного уравнения должно быть одинаковым. Результат – молекулярное уравнение.

Пример:

1	Схема уравнения	$S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4^{2-} + NO$
2	1-я полуреакция	$S + 4H_2O - 6\bar{e} \rightarrow SO_4^{2-} + 8H^+$
3	2-я полуреакция	$NO_3^- + 4H^+ + 3\bar{e} \rightarrow NO + 2H_2O$
4	Суммарное ионное уравнение	$S + \underline{4H_2O} - 6\bar{e} + 2NO_3^- + \underline{8H^+} + 6\bar{e} \rightarrow$ $\rightarrow SO_4^{2-} + \underline{8H^+} + 2NO + \underline{4H_2O}$ $S + 2NO_3^- \rightarrow SO_4^{2-} + 2NO$
5	Добавляемые ионы	$2H^+ = 2H^+$
6	Итоговое молекулярное уравнение	$S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO$

Щелочная среда

1. Чтобы уравнивать число атомов водорода и кислорода, добавляют воду в ту часть полуреакции, где избыток атомов кислорода, а в противоположную часть – удвоенное число гидроксид анионов.

2. Перед H_2O ставят коэффициент, показывающий разницу в числе атомов кислорода в левой и правой частях полуреакций, а перед OH^- – его удвоенный коэффициент. Получается так, что восстановитель присоединяет кислород из гидроксид анионов.

1	Схема уравнения	$Cr(NO_3)_3 + Cl_2 + NaOH \rightarrow$ $\rightarrow Na_2CrO_4 + NaCl + NaNO_3 + H_2O$
2	1-я полуреакция	$Cr^{3+} + 8OH^- - 3\bar{e} \rightarrow CrO_4^{2-} + 4H_2O$
3	2-я полуреакция	$Cl_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2Cl^-$

4	Суммарное ионное уравнение	$2\text{Cr}^{3+} + 16\text{OH}^- - 6\bar{e} + 3\text{Cl}_2 + 6\bar{e} \rightarrow 2\text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}_2\text{O} + 6\text{Cl}^-$
5	Добавляемые ионы	$6\text{NO}_3^- + 16\text{Na}^+ = 6\text{NO}_3^- + 16\text{Na}^+$
6	Итоговое молекулярное уравнение	$2\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{Cl}_2 + 16\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Na}_2(\text{CrO}_4) + 6\text{NaCl} + 6\text{NaNO}_3 + 8\text{H}_2\text{O}$

Нейтральная среда

1. Среду нейтральной считают условно. На самом деле вследствие гидролиза соли среда может быть слабокислотной (pH = 6-7) или слабощелочной (pH = 7-8), поэтому полуреакции можно оформить двумя способами:

а) без учета гидролиза соли. Так как среда нейтральная, то в левые части полуреакций добавляют воду. Тогда одну полуреакцию рассматривают как для кислотной среды, а другую, как для щелочной среды.

б) если по схеме реакции можно определить среду, то полуреакцию оформляют соответственно или, как для кислотной, или, как для щелочной среды.

1	Схема уравнения	$\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{S} + \text{KOH} + \text{Cr}(\text{OH})_3$
2	1-я полуреакция	$\text{H}_2\text{S} + 2\text{OH}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
3	2-я полуреакция	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\bar{e} + 7\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 8\text{OH}^-$
4	Суммарное ионное уравнение	$3\text{H}_2\text{S} - 6\bar{e} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{OH}^- + 6\bar{e} + 7\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{S} + 6\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 8\text{OH}^-$ $3\text{H}_2\text{S} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{S} + 2\text{OH}^- + 2\text{Cr}(\text{OH})_3$
5	Добавляемые ионы	$2\text{K}^+ = 2\text{K}^+$
6	Итоговое молекулярное уравнение	$3\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{S} + 2\text{KOH} + 2\text{Cr}(\text{OH})_3$

ЗАДАНИЯ

5.1. Написать уравнения окислительно-восстановительных реакций между указанными веществами в серно-кислой (задачи 1-8), щелочной NaOH(задачи 9-16) и нейтральной (задачи (17-24) средах. Расставить коэффициенты, пользуясь методом ионно-электронного баланса.

1.	Дихромат калия и иодисто-водородная кислота.
2.	Дихромат калия и бромид калия.
3.	Дихромат калия и иодид калия.
4.	Дихромат калия и гидросульфит калия.
5.	Хромат калия и сульфит калия.
6.	Хромат калия и нитрит калия.
7.	Манганат калия и сульфид калия.
8.	Манганат калия и иодид калия.
9.	Манганат калия и бромид калия.
10.	Хлорат калия и сульфат железа (II).
11.	Хлорат калия и сульфат олова (II).
12.	Перманганат калия и сульфит олова (II).
13.	Перманганат калия и хлорид железа (II).
14.	Перманганат калия и хлорид олова (II).
15.	Дихромат калия и хлорид олова (II).
16.	Дихромат калия и соляная кислота.
17.	Хромат калия и соляная кислота.
18.	Хромат калия и хлорид олова (II).
19.	Манганат калия и соляная кислота.
20.	Хромат калия и соляная кислота.
21.	Бромат калия и хлорид железа (II).
22.	Бромат калия и хлорид олова (II).
23.	Иодат калия и хлорид олова (II).
24.	Диоксид марганца и хлорид железа (II).
25.	$\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \dots$
26.	$\text{CuCl}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuCl} + \dots$
27.	$\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$
28.	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$
29.	$\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_3\text{NO}_3 + \dots$
30.	$\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \dots$
31.	$\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \dots$
32.	$\text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \dots$
33.	$\text{MnSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HMnO}_4 + \dots$

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. *Оганесян Э.Т.* Общая и неорганическая химия. Учебник для ВУЗов / Оганесян Э.Т., Попков В.А., Щербакова Л.И, Брель А.К. М: Юрайт, 2019. 447 с.
2. *Глинка Н.Л.* Общая химия. М.: Кнорус, 2016. 752 с.
3. *Дзудцова Д.О., Бестаева Л.Б.* Окислительно-восстановительные реакции/Д.О. Дзудцова, Л.Б. Бестаева. М.: Дрофа, 2007.
4. *Суворов А.В.* Общая и неорганическая химия в 2 т: Учебник для академического бакалавриата/ А.В. Суворов, А.Б. Никольский. Люберцы: Юрайт, 2016. 607 с.
5. *Цубербиллер О. Н.* Общая и неорганическая химия: экспериментальные задачи и упражнения: Учебное пособие/ О.Н. Цубербиллер. Спб.: Лань, 2013. 352 с.

Содержание

Введение.....	3
Вопросы для самопроверки по темам (разделам).....	5
№1. Номенклатура неорганических соединений и реакции обмена.....	14
1.1. Оксиды.....	14
1.2. Гидроксиды.....	15
1.3. Кислоты.....	16
1.4. Соли.....	18
Задания.....	22
№2. Общие законы химии.....	25
1. Основные понятия.....	25
2. Общие свойства газовых смесей.....	26
3. Химический эквивалент.....	28
Задания.....	30
№3. Концентрации растворов.....	35
1. Способы выражения концентрации.....	35
Задания.....	38
№4. Рн растворов кислот и оснований.....	41
1. Расчет рН в растворах сильных кислот и оснований.....	41
2. Расчет рН в растворах слабых кислот и оснований.....	42
3. Расчет рН , при учете гидролиза.....	44
Задания.....	48
№5. Окислительно-восстановительные реакции.....	51
1. Метод ионно-электронного баланса.....	51
Задания.....	54
Библиографический список.....	55