

# **ХИМИЯ**

*Методические указания к самостоятельной работе  
для студентов бакалавриата направлений 08.03.01, 09.03.02*

**САНКТ-ПЕТЕРБУРГ  
2019**

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

Кафедра общей химии

# ХИМИЯ

*Методические указания к самостоятельной работе  
для студентов бакалавриата направлений 08.03.01, 09.03.02*

САНКТ-ПЕТЕРБУРГ  
2019

УДК 622.235(073)

**ХИМИЯ:** Методические указания к самостоятельной работе/ Санкт-Петербургский горный университет. Сост.: *А.А. Кужаева, П.В. Згонник*. СПб, 2019. 61 с.

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

Предназначен для студентов бакалавриата направлений 08.03.01 «Строительство», 09.03.02 «Информационные системы и технологии».

Научный редактор проф. *В.Е. Коган*

Рецензент проф. *Е.В. Сивцов* (Санкт-Петербургский технологический институт (технический университет))

## ВВЕДЕНИЕ

Дисциплина «Химия» предназначена для обучающихся по программе подготовки бакалавров, специализирующихся в области строительства и информационных систем и технологий.

### **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 «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.

## 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)<sub>2</sub> – Al(OH)<sub>3</sub> – Si(OH)<sub>4</sub>?

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 N<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, HI. Какие из них являются диполями?

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

8. Как метод валентных связей объясняет линейное строение молекул BeCl<sub>2</sub> и тетраэдрическое – CH<sub>4</sub>?

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  $\text{H}_2\text{S}$ ?

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  $3\text{H}_2(\text{r}) + \text{N}_2(\text{r}) = 2\text{NH}_3(\text{r})$ ?

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:  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{KBr}$ ?
18. Что следует писать в правую часть уравнения гидролиза  $\text{AlCl}_3$  по первой ступени?
19. Какую величину называют рН раствора? Расчет рН раствора для сильных и слабых электролитов.
20. Какую величину называют ионным произведением воды?

### **Основы химической термодинамики**

1. Какую функцию называют функцией состояния?
2. Как вычисляется изменение внутренней энергии?
3. Чем отличается работа от теплоты?
4. Почему работа и теплота не являются функциями состояния?
5. Каков физический смысл первого закона термодинамики?
6. Что такое теплоемкость?
7. Как различаются теплоемкости одноатомных и двухатомных газов?
8. Чем отличаются молярная и удельная теплоемкость?
9. Как зависит теплоемкость от объема системы?

10. Какая величина называется стандартной энтальпией образования сложного вещества? Какое численное значение имеет она для простых веществ?

12. Как рассчитывается тепловой эффект химической реакции при стандартных условиях?

13. Как рассчитать тепловой эффект химической реакции при заданной температуре, отличном от стандартного?

14. Почему энергию Гиббса называют свободной энергией?

15. Почему для энтропии, в отличие от других термодинамических функций, можно рассчитать абсолютное значение?

16. Какая термодинамическая функция характеризует равновесие в системе?

17. Какое уравнение связывает изменения свободной энергии Гиббса, энтропии и энтальпии реакции между собой?

18. Как связана энтропия с теплоемкостью вещества?

19. Почему многие процессы протекают только в одном направлении?

20. Как связаны тепловые эффекты прямой и обратной реакции?

## **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 серноокислой 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?

# НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ И РЕАКЦИИ ОБМЕНА

## 1. Основные классы неорганических соединений

### Номенклатура

К основным классам неорганических соединений относятся: оксиды, гидроксиды, кислоты, соли. Рассмотрим основы номенклатуры и характерные свойства каждого из этих классов соединений.

#### 1.1. Оксиды

Оксидами называют двойное соединение химического элемента с кислородом в степени окисления  $-2$ , в котором сам кислород связан только с менее электроотрицательным элементом, например,  $C^{+4}O_2^{-2}$ ,  $S^{+6}O_3^{-2}$ .

Названия оксидов дают по следующей схеме:

оксид  $\frac{\text{название элемента}}{\text{название элемента}}$  ( $\frac{\text{степень окисления элемента}}{\text{степень окисления элемента}}$ ).

Например:  $N_2O$  – оксид азота (I),  $CO$  – оксид углерода (II),  $Fe_2O_3$  – оксид железа (III),  $SO_3$  – оксид серы (VI).

*Основные оксиды* образованы металлами. Взаимодействуют с кислотами с образованием солей:



Оксиды элементов I и II групп главных подгрупп периодической системы (за исключением бериллия и магния) взаимодействуют с водой с образованием соответствующих гидроксидов.



и с кислотными оксидами с образованием солей

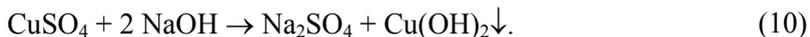


*Амфотерные оксиды* также образованы металлами. Обладают одновременно свойствами как основных, так и кислотных оксидов. Отличительным признаком амфотерных оксидов является способность взаимодействовать как с кислотами, так и со щелочами с образованием солей:

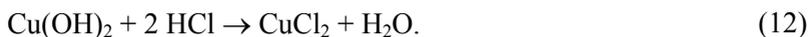
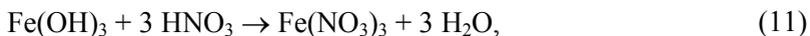




отличие от остальных гидроксидов. Нерастворимые гидроксиды могут быть получены путем воздействия щелочей на соответствующие соли:



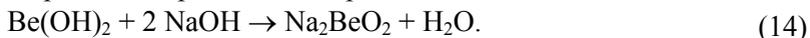
Все гидроксиды взаимодействуют с кислотами с образованием солей:



*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 гидросокомплексов:



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 ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ) и кислородсодержащие ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).

По числу атомов водорода в молекуле кислоты, способных замещаться металлами, различают кислоты одноосновные ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ), двухосновные ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), трехосновные ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) и т. д.

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



При составлении названий 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), H<sub>2</sub>S – сероводородная кислота, H<sub>2</sub>Te – теллуридоводородная кислота.

*Кислородсодержащие кислоты.*

Центральный атом имеет максимальную степень окисления (высшие кислоты) – используют окончание **-ная** или **-вая**, например: HNO<sub>3</sub> – азотная кислота, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – серная кислота, H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> – хромовая кислота.

Центральный атом имеет минимальную положительную степень окисления – используют суффикс **-ист**, например: HNO<sub>2</sub> – азотистая кислота, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> – сернистая кислота.

Для обозначения степеней окисления атомов галогенов используют суффиксы:

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

→ степень окисления понижается →:

HCℓ<sup>+7</sup>O<sub>4</sub> (хлорная) → HCℓ<sup>+5</sup>O<sub>3</sub> (хлорноватая) → HCℓ<sup>+3</sup>O<sub>2</sub> (хлористая) → HCℓ<sup>+</sup>O (хлорноватистая).

Приставку **орто-** и **мета-** используют для обозначения кислот, образованных элементом с одинаковой степенью окисления, но различающихся основностью: H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> – ортофосфорная кислота, HPO<sub>3</sub> – метафосфорная кислота.

Приставку **тио-** используют для обозначения кислот, в молекуле которых атом кислорода замещен на серу со степенью окисления -2: H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>S (H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) – тиосерная кислота, H<sub>2</sub>CS<sub>3</sub> – тритиугольная 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.

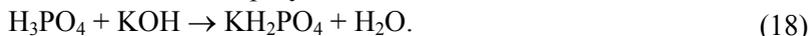
#### 1.4. Соли

Солями называют сложные вещества, состоящие из катиона металла и аниона кислотного остатка. Общую формулу соли можно записать как  $\text{Me}_x\text{An}_y$ , 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.

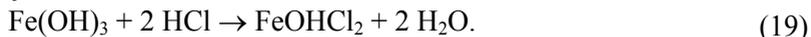
При полном замещении (нейтрализации) образуются средние соли:



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),  $\text{NaCl}$  – 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**:  $\text{Cl}^-$  – хлорид,  $\text{NaCl}$  – хлорид натрия;  $\text{S}^{2-}$  – сульфид,  $\text{NiS}$  – сульфид никеля (II).

*Кислородсодержащие кислоты (кислотные остатки).*

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

$\text{SO}_4^{2-}$  – сульфат,  $\text{K}_2\text{SO}_4$  – сульфат калия;  $\text{NO}_3^-$  – нитрат,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  – нитрат аммония;  $\text{CrO}_4^{2-}$  – хромат,  $\text{BaCrO}_4$  – хромат бария.

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

$\text{SO}_3^{2-}$  – сульфит,  $\text{BaSO}_3$  – сульфит бария;  $\text{NO}_2^-$  – нитрит,  $\text{NaNO}_3$  – нитрит натрия;  $\text{CrO}_2^-$  – хромит,  $\text{KCrO}_2$  – хромит калия.

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

$\text{PO}_4^{3-}$  – ортофосфат,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  – ортофосфат натрия;

$\text{PO}_3^-$  – метафосфат,  $\text{NaPO}_3$  – метафосфат натрия;

Для обозначения кислотных остатков тиокислот сохраняют приставку тио-:

$\text{SSO}_3^{2-}$  ( $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ) – тиосульфат,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  – тиосульфат натрия.

Если кислотный остаток содержит два атома кислотообразующего элемента, то к названию аниона добавляют приставку ди-:  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  – дихромат,  $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  – дихромат натрия.

Для обозначения степеней окисления атомов галогенов используют приставки и суффиксы:

пер-...-ат → -ат → -ит → гипо-...-ит

→ степень окисления понижается →:

$\text{Cl}^{+7}\text{O}_4^-$  (перхлорат) →  $\text{Cl}^{+5}\text{O}_3^-$  (хлорат) →  $\text{HCl}^{+3}\text{O}_2^-$  (хлорит) →  $\text{Cl}^+\text{O}^-$  (гипохлорит)

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

$\text{HCO}_3^-$  – гидрокарбонат,  $\text{NaHCO}_3$  – гидрокарбонат натрия,  $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$  – гидрокарбонат бария;  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  – дигидроортофосфат,  $\text{K}_2\text{HPO}_4$  – дигидроортофосфат калия.

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

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

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

$\text{BiO}^+$  – висмутил,  $\text{BiOCl}$  – хлорид висмутила;

$\text{UO}_2^{2+}$  – уранил,  $\text{UO}_2\text{Cl}_2$  – 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  $\text{HNO}_3$ , серную  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , соляную  $\text{HCl}$ , бромисто- и йодистоводородные  $\text{HBr}$  и  $\text{HI}$ , хлорную  $\text{HClO}_4$ , марганцевую  $\text{HMnO}_4$ , 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 левой и правой частях уравнения сокращают.

4. Условия протекания реакций в растворах электролитов.

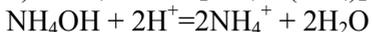
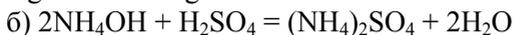
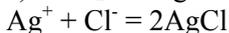
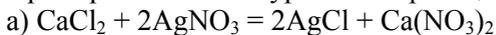
- Образование или растворение малорастворимого соединения, выпадающего в осадок.

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	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3, \text{CrOHSO}_4, \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2, \text{Fe}(\text{HS})_2$
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	$\text{AlN}, (\text{CuOH})_2\text{CO}_3, \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, \text{MgHCO}_3$
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	$\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2, \text{CrOHSO}_4, \text{Na}_2\text{PbO}_2, \text{Na}_3\text{AlO}_3$
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	$\text{NaMnO}_4, \text{Al}(\text{ZnO}_2)_3, \text{Fe}(\text{HCO}_3)_2, \text{CrOHSO}_4$
20	$\text{Ba}(\text{OCl})_2, \text{NaVO}_3, \text{Ca}(\text{HSiO}_3)_2, (\text{PbOH})_2\text{SO}_4$
21	$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7, [\text{Cr}(\text{OH})_2]_3\text{PO}_4, \text{AlOHSO}_4, (\text{CdOH})_3\text{PO}_4$
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 гидроксиалюминия, 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 гидроксоцинка, 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	$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$

## 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:

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

где  $\nu_i$  – 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

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

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  $M_2 = M_{\text{возд.}} \cdot D_{\text{возд.}}$  ( $M_{\text{возд.}} = 29$  г/моль), или водороду  $D_{\text{H}_2}$ , тогда  $M_2 = M_{\text{H}_2} \cdot D_{\text{H}_2}$ .

## 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  $\rho$ :

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

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,  $\Sigma V_i$  – 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,  $\Sigma n_i$  – 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

Эквивалент – реальная или условная частица, которая в кислотно-основной реакции, в реакции ионного обмена равноценна одному атому или одному иону водорода, а в окислительно-восстановительной реакции – одному электрону.

Под «реальной» частицей понимают реально существующие соединения ( $\text{HCl}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2$ ), под «условной» частицей – доли этих реальных частиц ( $1/2 \text{HCl}$ ,  $1/2\text{K}_2\text{O}$ ,  $1/4 \text{O}_2$ ).

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

$$\frac{m_{\text{A}}}{m_{\text{B}}} = \frac{\mathcal{E}_{\text{A}}}{\mathcal{E}_{\text{B}}}. \quad (31)$$

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  $\text{H}^+$ , **в основаниях** – количество  $\text{OH}^-$ , **в средних солях** – произведение числа атомов металла и степени окисления металла в соли, **в кислотно-основных реакциях** – количество присоединенных или замещенных частиц  $\text{H}$ , **в окислительно-восстановительных реакциях (ОВР)** – количество принятых или отданных электронов.

Пример:

$\text{H}_2$ ,  $z = 2$ , т.к. 2 атома водорода.

$\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $z = 6$  ( $2 \cdot 3$ ), т.к. 2 атома алюминия и валентность алюминия 3.

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

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

$\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ,  $z = 1$ , т.к. замещена 1 частица  $\text{H}$  ( $\text{H}^+$ ).

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

Эквивалентная масса вещества ( $\mathcal{E}$ ) – масса одного эквивалента вещества, выраженная в граммах.

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

$$V_3(O_2) = 22,4/z = 5,6 \text{ л/ (моль экв)}$$

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

$$\mathcal{E}(Fe_2O_3) = \mathcal{E}(Fe) + \mathcal{E}(O) = 56/3 + 16/2 = 18,67 + 8 = 26,67 \text{ г/(моль·экв)}.$$

**Пример 2.1** В баллоне вместимостью  $0,2 \text{ м}^3$  при давлении  $3 \cdot 10^5$  Па и температуре  $20^\circ\text{C}$  находится газовая смесь, средняя молярная масса которой  $M = 48$  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 г  $\text{CuO}$  и 3,564 г  $\text{CO}_2$ . 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  $\text{CuO}$  содержится по 1 моль  $\text{Cu}$  и  $\text{O}$ , следовательно  $n_{(\text{Cu})} = n_{(\text{O}, \text{CuO})} = 0,081$  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  $\text{CO}_2$  содержится 1 моль  $\text{C}$  и 2 моль  $\text{O}$ , следовательно  $n_{(\text{C})} = 0,081$  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 м<sup>3</sup> 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  $3 \text{ м}^3$  при 298 К и 462 кПа. Найти молярную массу газа.

2.4. Определить объем газа при нормальных условиях, если при температуре  $120 \text{ }^\circ\text{C}$  и давлении 790 кПа его объем равен  $16,3 \text{ м}^3$ .

2.5. Средняя молярная масса водородсодержащего газа, применяемого в процессе каталитического риформинга, равна  $3,5 \text{ г/моль}$ . Рассчитать плотность этого газа при  $450 \text{ }^\circ\text{C}$  и 3 МПа.

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

Определить содержание (в молярных долях) компонентов смеси.

2.7. Смешали 3 моля пропана ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) и 7 молей пропилена ( $\text{C}_3\text{H}_4$ ). Какова плотность полученной смеси?

2.8. Относительная плотность газовой смеси по воздуху равна 1,3. При какой температуре абсолютная плотность станет равной  $7 \text{ кг/м}^3$ , если давление в системе составляет 640 кПа?

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  $1,875 \text{ г/см}^3$ . 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. Найти простейшую формулу вещества, состоящего из углерода, водорода, серы, ртути и хлора, на основании следующих данных: а) при окислении 3,61 г вещества получено 1,72 г оксида углерода (IV) и 0,90 г воды; б) из 0,722 г вещества получено 0,467 г сульфата бария; в) из 1,0851 г вещества получено 0,859 г хлорида серебра.

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  $m_{(Fe)}:m_{(O)} = 7:3$ . 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  $AlF_3 \cdot 3NaF$ . Вычислить массовую долю фтористого алюминия в криолите.

2.18. Дать название соединения и рассчитать процентное содержание в нем хрома и оксида хрома (VI):  $K_2Cr_2O_7$ .

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 алюмотермии из 20 кг пиролюзита, содержащего 87 % оксида марганца (IV)?

2.21. Дать химическое название минерала и рассчитать массовую долю хлора в карналлите  $KMnCl_3 \cdot 6H_2O$ .

2.22. Дать название соединения и рассчитать массовую долю никеля в  $(NiOH)_2SO_4$ .

2.23. Дать химическое название минерала и рассчитать процентное содержание меди в хризокolle  $CuSiO_3 \cdot 2H_2O$ .

2.24. Составить формулу дигидросульфата 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?

## 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*  $\omega$  – 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  $\text{дм}^3$  (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:

$$C_N = \frac{n_{эв}}{V_{р-р}} = \frac{m_{в}}{\mathcal{E}_{в} \cdot V_{р-р}} z = zC_M, \text{ экв/л}, \quad (38)$$

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 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

**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:

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

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

двухкомпонентной системы:

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

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

**Определяем, что необходимо найти**

Найти  $n_i$  количество молей растворенной серной кислоты и воды.

**Выполняем численное допущение**

Пусть  $m_{\text{р-ля}}(\text{воды}) = 100 \text{ г}$ , тогда  $0,05 = \frac{m_{\text{г}}}{m_{\text{г}} + 100}$ , откуда  $m_{\text{г}} = 5,26 \text{ г}$ .

**Находим неизвестные параметры и пересчитываем искомую концентрацию**

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

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

$$x_{\text{г}} = \frac{n_{\text{г}}}{n_{\text{г}} + n_{\text{р-ля}}} = \frac{0,054}{0,054 + 5,556} = 0,00963 \text{ или } 0,963\%.$$

## 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	$\text{BaCl}_2$	0,041 моль/кг	1,007
5	$\text{ZnSO}_3$	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	$\text{GaCl}_3$	0,45 экв/л	1,009
9	$\text{FeCl}_3$	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	$\text{ZnCl}_2$	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	$\text{AlCl}_3$	0,55 % (мол)	1,064
17	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	10,17 г/л	1,02
18	$\text{AlCl}_3$	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	$\text{BaCl}_2$	1,69 моль/л	1,028
22	$\text{BaSO}_4$	0,15 экв/л	1,009
23	LiF	0,55 % (масс)	1,007
24	$\text{BaI}_2$	5,47 г/л	1,091
25	$\text{HgI}_2$	0,041 моль/кг	1,007
26	$\text{GaCl}_3$	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 г/см<sup>3</sup> 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 г/см<sup>3</sup>, 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 г/см<sup>3</sup>?

46. Сколько граммов сульфата натрия надо прибавить к 1 л 10 % раствора плотностью 1,09 г/см<sup>3</sup>, чтобы получить 15 % раствор?

47. Сколько воды надо прибавить к 200 мл 32 % раствора азотной кислоты плотностью 1,193 г/см<sup>3</sup> чтобы получить 10 % раствор?

48. Сколько 36 % раствора соляной кислоты плотностью 1,179 г/см<sup>3</sup> 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 г/см<sup>3</sup> чтобы получить 20 % раствор?

51. Сколько граммов едкого натра надо взять для приготовления двух литров 10 % раствора плотностью 1,080 г/см<sup>3</sup>?

52. Как приготовить один литр 1 н. раствора КОН из 49 % раствора той же щелочи плотностью 1,5 г/см<sup>3</sup>?

53. Имеется 80 % раствор серной кислоты плотностью 1,732 г/см<sup>3</sup>. Как из него приготовить 2 л 6 М раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>?

54. Сколько 60 % серной кислоты плотностью 1,503 г/см<sup>3</sup> надо взять для приготовления 10 литров 0,1 н. ее раствора?

55. Сколько воды надо испарить, чтобы из 10 л 0,25 М раствора ортофосфорной кислоты получить 6 М раствор?

56. В лаборатории имеется 20 кг 12 % раствора поташа K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. Сколько килограммов технического поташа, содержащего 8 % посторонних примесей надо взять для повышения концентрации имеющегося раствора до 20 %?

57. Какой объем 10 % раствора карбоната натрия плотностью  $1,105 \text{ г/см}^3$  требуется для приготовления 5 л 2 % раствора плотностью  $1,02 \text{ г/см}^3$ ?

58. Сколько граммов хлористого аммония потребуется для приготовления 600 мл 0,5 М раствора?

59. Какую массу нитрата свинца (II) надо взять для приготовления 300 мл 0,2 н. раствора?

60. Сколько граммов медного купороса (пентагидрата сульфата меди (II)) надо взять для приготовления одного литра 2 н. раствора?

61. Какой процентной концентрации получится соляная кислота, если к 100 мл раствора  $\text{HCl}$  36 % и плотностью  $1,179 \text{ г/см}^3$  прибавить 200 мл воды?

62. Сколько граммов азотной кислоты содержится в 1 л 36 % раствора плотностью  $1,221 \text{ г/см}^3$ ?

63. Какой процентной концентрации получится раствор, если к 500 мл 30 % раствора  $\text{KOH}$  плотностью  $1,288 \text{ г/см}^3$  прибавить 500 мл воды?

64. Какой объем аммиака следует растворить в воде при  $25^\circ\text{C}$  и 120 кПа для получения 2 л 10 % раствора гидроксида аммония, плотностью  $0,96 \text{ г/см}^3$ ?

65. Какая масса сульфита натрия потребуется для приготовления 5 л 8 % раствора плотностью  $1,075 \text{ г/см}^3$ ?

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

67. Какой объем воды потребуется для растворения 67,2 л хлороводорода (н.у.) для получения 9 % раствора (плотность  $1,04 \text{ г/мл}$ )?

68. Сколько грамм десятиводного сульфата натрия нужно растворить в 800 мл воды для получения раствора с концентрацией по безводному сульфату натрия 10 %?

69. Какая масса хлорида калия потребуется для приготовления 200 мл раствора с концентрацией 1,455 моль/л?

70. Необходимо приготовить 100 г раствора хлорида бария с концентрацией 5 %. Какая масса дигидрата хлорида бария потребуется для этого?

71. Какой объем 30 % раствора серной кислоты (плотность  $1,12 \text{ г/см}^3$ ) потребуется для приготовления 2 л раствора концентрацией 0,4 н.?

72. Какой объем аммиака при температуре  $25^\circ\text{C}$  и давлении 1 атм. следует растворить в 1 л воды для получения раствора гидроксида аммония концентрацией 20 %?

73. Рассчитать, какой объем воды следует взять для растворения 16 г  $\text{CH}_3\text{OH}$  для получения раствора метанола с мольной долей 0,02

74. Раствор хлорида алюминия в воде имеет концентрацию 2 экв/л и плотность  $1,08 \text{ г/см}^3$ . К 50 г этого раствора добавили 35 мл воды и его плотность стала  $1,035 \text{ г/см}^3$ . Найти массовую долю хлорида алюминия в новом растворе.

75. Сколько 5 % раствора можно приготовить из 1 т плавленного сульфида натрия, содержащего 30 % примесей?

76. Раствор хлорида алюминия в воде имеет концентрацию 2,18 экв/л и плотность  $1,08 \text{ г/см}^3$ . К 50 г этого раствора добавили 35 мл воды и его плотность стала  $1,044 \text{ г/см}^3$ . Найти концентрацию нового раствора (%).

77. К 200 мл 0,7 н. раствора серной кислоты прибавили 300 г воды. Рассчитать конечную концентрацию серной кислоты (в г/л).

78. Смешали 20 мл 0,5 н. раствора соляной кислоты и 10 мл 0,2 н. раствора гидроксида бария. Какое вещество, и в каком количестве будет находиться в избытке?

79. Имеется раствор хлорида бария, содержащий 2,3 г бария. Сколько миллилитров 0,5 н. раствора серной кислоты потребуется для осаждения всего бария в виде сульфата?

80. Сколько и какого вещества останется в избытке, если к 75 мл 0,3 н. раствора серной кислоты прибавить 125 мл 0,2 н. раствора калиевой щелочи?

81. Какой объем концентрированной серной кислоты концентрацией 96 % и плотностью  $1,96 \text{ г/см}^3$  потребуется для приготовления 5 л раствора концентрацией 3 экв/л?

82. Какую массу медного купороса (пентагидрат сульфата меди (II)) следует взять для приготовления 4 л раствора концентрацией по меди 1 г/л?

83. Какой объем концентрированной соляной кислоты (36 %, плотность –  $1,17 \text{ г/см}^3$ ) требуется для приготовления 10 л 5 % раствора плотностью  $1,02 \text{ г/см}^3$ ?

84. Требуется приготовить 1 л раствора 0,088 М хлорида кальция. Какой объем 6 н. раствора для этого потребуется?

85. Концентрация рабочего раствора сульфата никеля в фотометрическом анализе составляет 0,8 ммоль/л. Какой объем раствора с концентрацией по никелю 1 г/л потребуется для приготовления 100 мл рабочего раствора сульфата никеля?

86. У вас есть раствор нитрата натрия, концентрацией 40 %. Как из него приготовить 500 мл раствора концентрацией 1 моль/кг?

87. Концентрация товарной муравьиной кислоты составляет 30 %(масс.), плотность такого раствора –  $1,07 \text{ г/см}^3$ . Какой объем концентрированной муравьиной кислоты потребуется для приготовления 10 л 0,4 н. раствора?

88. Какой объем 40 % уксусной кислоты плотностью  $1,05 \text{ г/см}^3$  нужен для приготовления 5 л раствора уксусной кислоты концентрацией 0,3 н.?

89. Концентрация товарной муравьиной кислоты составляет 30 %(масс.), плотность такого раствора –  $1,07 \text{ г/см}^3$ . Какой объем концентрированной муравьиной кислоты потребуется для приготовления 10 л 0,5 н. раствора?

90. Какой объем 40 % уксусной кислоты плотностью  $1,05 \text{ г/см}^3$  нужен для приготовления 5 л раствора уксусной кислоты концентрацией 1,0 н.?

91. Концентрация товарной муравьиной кислоты составляет 30 %(масс.), плотность такого раствора –  $1,07 \text{ г/см}^3$ . Какой объем концентрированной муравьиной кислоты потребуется для приготовления 10 л 0,2 н. раствора?

92. Какой объем 46 % азотной кислоты плотностью 1,25 г/мл птребуется для приготовления 2 л. 0,2 н. раствора?

93. Смашали 3 л 5 % соляной кислоты и 5 л. 2 % соляной кислоты. Раствор какой концентрации в г/л получился после смешивания?

94. Смешали 1 л 20 % раствора соляной кислоты плотностью  $1,098 \text{ г/см}^3$  и 1 л 12,5 % раствора соляной кислоты плотностью

1,06 г/см<sup>3</sup>. Какой концентрации (моль/л) раствор получили после смешивания?

95. Смешали 100 мл 1,5 н. раствора и 100 мл 0,5 н. раствора серной кислоты. Рассчитать молярность полученного раствора.

96. К 100 мл раствора едкого натра (NaOH) концентрацией 10 % плотностью 1,109 г/см<sup>3</sup> прибавили 200 мл раствора NaOH концентрацией 20 % плотностью 1,219 г/см<sup>3</sup>. Рассчитать нормальность полученного раствора.

97. К 500 мл 6 % раствора хлорида натрия плотностью 1,04 г/см<sup>3</sup> прибавили 1 л раствора хлорида калия концентрацией 8 % плотностью 1,05 г/см<sup>3</sup>. Рассчитать молярную концентрацию хлорид-иона в растворе после смешения.

98. Для осаждения в виде хлорида всего серебра, содержащегося в 100 мл раствора нитрата серебра, потребовалось 50 мл 0,2 н. раствора соляной кислоты. Какова нормальность раствора нитрата серебра, какая масса хлорида серебра выпала в осадок?

99. На нейтрализацию 31 мл 0,16 н. раствора щелочи требуется 217 мл раствора серной кислоты. Чему равна нормальность раствора серной кислоты?

100. Какой объем 0,3 н. раствора кислоты требуется для нейтрализации раствора содержащего 0,32 г гидроксида натрия в 40 мл?

101. На нейтрализацию одного литра раствора, содержащего 1,4 г гидроксида калия, требуется 50 мл раствора кислоты. Вычислить нормальность раствора кислоты.

102. Какая масса азотной кислоты содержалась в растворе, если на нейтрализацию его потребовалось 35 мл 0,4 н. раствора гидроксида натрия?

103. Сколько миллилитров 1 н. раствора едкого натра потребуется для полной нейтрализации 300 мл 0,1 М раствора серной кислоты?

104. Сколько миллилитров 0,1 н. едкого натра (NaOH) потребуется для осаждения меди в виде гидроксида из 20 мл раствора сульфата меди, в 1 л которого содержится 10 г меди?

105. Сколько миллилитров 10 % соляной кислоты плотностью  $1,047 \text{ г/см}^3$  потребуется для нейтрализации раствора, содержащего 8,5 г гидроксида бария?

106. Сколько миллилитров раствора соды, содержащего в 1 л 21,2 г соли, надо добавить к 30 мл 0,2 н. раствора хлорида кальция для полного осаждения кальция в виде карбоната?

107. Сколько граммов гидроксида железа выпадет в осадок, если к 500 мл 0,2 н. раствора хлорида железа (III) добавить избыток щелочи?

108. На нейтрализацию 20 мл раствора едкого кали потребовалось 13 мл 0,2 н. раствора кислоты. Сколько граммов едкого кали содержится в 1 л раствора?

109. Сколько миллилитров раствора нитрата серебра, содержащего 5 г/л серебра, надо добавить к 10 мл 0,2 н. раствора хлорида натрия, чтобы полностью удалить из раствора ионы хлора?

110. Сколько миллилитров 2 н. серной кислоты потребуется для превращения 1,56 г гидроксида алюминия в сульфат алюминия?

111. Сколько граммов карбоната кальция можно растворить в 100 мл 20 % соляной кислоты плотностью  $1,1 \text{ г/см}^3$ ? Вычислить объем, который займет выделившийся газ при нормальных условиях.

112. К 5 г цинка прибавили 100 мл 10,2 % соляной кислоты (плотность раствора  $1,05 \text{ г/см}^3$ ). Какое вещество, и в каком количестве осталось в избытке? Вычислить объем выделившегося водорода при  $20^\circ\text{C}$  и 750 мм рт. ст.

113. На нейтрализацию 20 мл 5,66 % раствора гидроксида калия плотностью  $1,053 \text{ г/см}^3$  пошло 12,1 мл раствора серной кислоты плотностью  $1,052 \text{ г/см}^3$ . Определить концентрацию (%) раствора серной кислоты.

114. Какое количество миллилитров 0,5 н. раствора сульфата натрия надо прилить к 100 мл 16 % раствора хлорида бария плотностью  $1,156 \text{ г/см}^3$ , чтобы полностью осадить сульфат-ион?

115. На нейтрализацию 50 мл раствора фосфорной кислоты плотностью  $1,01 \text{ г/см}^3$  израсходовано 31,2 г 1 н. раствора гидроксида натрия плотностью  $1,04 \text{ г/см}^3$ . Определить концентрацию (%) фосфорной кислоты.

116. Для нейтрализации 20 мл 0,1 н. раствора кислоты потребовалось 8 мл раствора гидроксида натрия. Сколько граммов NaOH содержит 1 л этого раствора?

117. Какой объем 0,2 н. раствора кислоты требуется для нейтрализации раствора, содержащего 0,51 г гидроксида калия в 30 мл?

118. Сколько и какого вещества останется в избытке, если к 150 мл 0,4 н. раствора соляной кислоты прибавить 250 мл 0,2 н. раствора гидроксида натрия?

119. Определить эквивалентную массу кислоты, если на нейтрализацию раствора, содержащего 0,63 г кислоты, израсходовано 20 мл 0,5 н. раствора щелочи.

120. На нейтрализацию раствора, содержащего 4,05 г кислоты, израсходовано 40 мл раствора едкого натра (NaOH) концентрацией 10 % плотностью  $1,109 \text{ г/см}^3$ . Определить эквивалентную массу кислоты.

121. На нейтрализацию 10 мл раствора серной кислоты концентрацией 22 % плотностью  $1,155 \text{ г/см}^3$  потребовалось 50 мл раствора щелочи концентрацией 41,6 г/л. Определить из этих данных эквивалентную массу щелочи.

122. Сколько известняка с содержанием карбоната кальция 70 % потребуется для полной нейтрализации 10 л серной кислоты, концентрацией 5 г/л?

123. К раствору объемом 30 мл, содержащему 10 г серной кислоты в 100 мл раствора, прибавили 40 мл раствора NaOH, содержащего 9 г гидроксида натрия в 100 мл раствора. Найти молярную концентрацию того вещества, которое останется в избытке.

124. Смешали раствор нитрата серебра, концентрацией 1 % плотностью  $1,01 \text{ г/см}^3$  и раствор соляной кислоты концентрацией 5 % (плотность  $1,02 \text{ г/см}^3$ ) в соотношении 3:4. Рассчитать молярную концентрацию нитрат-иона в полученном растворе.

125. Какой объем раствора серной кислоты концентрацией 10 % (плотность  $1,07 \text{ г/см}^3$ ) потребуется для полной нейтрализации 0,5 л раствора NaOH концентрацией 16 г/л?

126. Смешали 10 мл раствора HCl концентрацией 10 % (плотность  $1,047 \text{ г/см}^3$ ) и 10 мл раствора HCl концентрацией 6 % (плотность  $1,028 \text{ г/см}^3$ ). Рассчитать массовую долю и молярную концентрацию соляной кислоты в полученном растворе.

127. Из раствора нитрата серебра концентрацией 2 % (плотность  $1,015 \text{ г/см}^3$ ) по реакции с хлоридом натрия образуется 14,35 г. хлорида серебра. Вычислить исходный объем раствора нитрата серебра.

128. Сколько миллилитров 0,5 н. раствора сульфата натрия нужно прилить к 100 мл раствора хлорида бария концентрацией 16 % (плотность  $1,156 \text{ г/см}^3$ ), чтобы полностью осадить сульфат-ионы?

129. К 200 мл раствора, содержащего 0,3 г сульфида калия прибавили 300 мл 0,1 % раствора серной кислоты (плотность –  $1,0 \text{ г/см}^3$ ). Найти объем выделившегося газа ( $T = 25^\circ\text{C}$ ,  $P = 1 \text{ атм.}$ ).

130. Смешали 200 мл 4 % раствора сульфата меди (II) (плотность  $1,04 \text{ г/см}^3$ ) и 400 мл 1 % раствора гидроксида натрия (плотностью  $1 \text{ г/см}^3$ ). Определить массу осадка.

131. 5 г карбоната кальция растворили в 150 мл 4 % соляной кислоты (плотность  $1,02 \text{ г/см}^3$ ). Найти объем выделившегося углекислого газа.

132. Смешали 200 мл 0,1 н. раствора бромид алюминия и 120 мл 0,15 н. раствора нитрата серебра. Определить массу образовавшегося осадка.

## рН 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 гидроксила:

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

Концентрации ионов водорода и гидроксила 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 рН в растворах сильных кислот и оснований

Для сильных кислот и щелочей, полностью диссоциированных на ионы,

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

где  $C_{\text{к}}$  и  $C_{\text{щ}}$  – моляльные 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  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ .

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

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

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  $\text{An}^-$  – кислотный остаток, константа диссоциации

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

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

$$\begin{aligned} K_d &= [H^+]^2 / C \\ [H^+] &= \sqrt{K_d C} . \end{aligned} \quad (52)$$

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:



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  $K_{d1}$ .

### 3. Расчет pH , при учете гидролиза

Соль образована одним слабым электролитом.

$$K_{h1} = K_w / K_{dn} , \quad (46)$$

где  $K_{h1}$  – константа гидролиза по первой ступени,  $K_w$  – ионное произведение воды, при 298 К  $K_w = 10^{-14}$ ;  $K_{dn}$  – константа диссоциации продукта гидролиза.

В растворах солей, гидролизующихся по аниону, среда щелочная и расчет ведут по формуле:

$$[OH^-] = \sqrt{K_{h1} C} . \quad (47)$$

В растворах солей, гидролизующихся по катиону, среда кислая, согласно уравнению, и расчет ведут по формуле

$$[H^+] = \sqrt{K_{h1} C} , \quad (48)$$

где  $C$  – концентрация гидролизующегося иона, моль/кг (моль/л в случае разбавленных растворов).

Соль образована двумя слабыми электролитами.

$$K_h = K_W / K_{\text{осн}} K_{\text{к}} \quad (49)$$

где  $K_{\text{осн}}$  и  $K_{\text{к}}$  – константы диссоциации основания и кислоты, образующих соль. Формула (51) служит для расчета константы гидролиза по табличным значениям констант диссоциации.

Степень гидролиза

$$[H^+] = 10^{-7} \sqrt[4]{\frac{K_{\text{к}}}{K_{\text{осн}}}} \quad (50)$$

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

## ЗАДАНИЯ

### I. Вычислить pH раствора сильного электролита

Таблица 2

№ задачи	Электролит	Концентрация раствора	$d$ раствора, г/см <sup>3</sup>
1.	Ca(OH) <sub>2</sub>	0,07 %	1,00
2.	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	0,01 % (мольн.)	1,0
3.	Sr(OH) <sub>2</sub>	5·10 <sup>-4</sup> н.	1,0
4.	HCl	1,36 %	1,005
5.	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	1,73 %	1,012
6.	KOH	0,577 %	1,003
7.	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	5·10 <sup>-4</sup> М	1,0
8.	KOH	0,001 н.	1,0
9.	NaOH	2,5·10 <sup>-3</sup> М	1,0
10.	HNO <sub>3</sub>	3 %	1,01
11.	Ba(OH) <sub>2</sub>	5 %	1,04
12.	HCl	0,3 %	1,0
13.	KOH	5,8 г/л	1,004
14.	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	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) <sub>2</sub>	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

Продолжение таблицы 2

23.	RbOH	1 %	1,0
24.	CsOH	0,5 %	1,0
25.	HCl	0,02 % (мольн.)	1,0
26.	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	0,6 %	1,003
27.	HNO <sub>3</sub>	0,7 % (мольн.)	1,0
28.	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	0,3 %	1,001
29.	HNO <sub>3</sub>	0,05 г/л	1,0
30.	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	0,03 н.	1,0
31.	Ca(OH) <sub>2</sub>	0,03 %	1,00
32.	HCl	0,2 %	1,0
33.	Ba(OH) <sub>2</sub>	0,1 г/л	1,0
34.	Sr(OH) <sub>2</sub>	0,02 н.	1,0
35.	Ca(OH) <sub>2</sub>	0,09 г/л	1,0

II. Определить pH и степень диссоциации предложенного раствора слабого электролита при температуре 25°C:

Таблица 3

№ задачи	Электролит	Концентрация раствора	$d$ р-ра, г/см <sup>3</sup>
36.	NH <sub>4</sub> OH	2 %	0,989
37.	CH <sub>3</sub> COOH	0,12 %	1,0
38.	HCOOH	4,5 %	1,01
39.	NH <sub>4</sub> OH	2,35 %	0,988
40.	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>3</sub> OH	93,02 г/л	-
41.	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> OH	5 %	1,02
42.	HCOOH	0,5 %	-
43.	CH <sub>3</sub> COOH	0,65 %	-
44.	HNO <sub>2</sub>	0,8 %	-
45.	HCN	2,7 %	1,01
46.	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> OH	9,4 г/л	-
47.	NH <sub>4</sub> OH	0,1 %	-
48.	HCN	8 %	1,04
49.	HCOOH	2,3 %	1,005
50.	CH <sub>3</sub> COOH	1 %	-
51.	NH <sub>4</sub> OH	0,34 %	1,0
52.	HCOOH	3 %	1,007
53.	H <sub>2</sub> S	0,32 н.	
54.	NH <sub>4</sub> OH	0,5 %	1,0
55.	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	1 %	1,005
56.	C <sub>9</sub> H <sub>6</sub> NH <sub>2</sub> OH	3 г/л	
57.	Лимонная к-та	120 г/л	
58.	Бензойная к-та	2 %	1,003
59.	N <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	0,5 %	

60.	HCOOH	4 %	1,01
61.	HNO <sub>2</sub>	2 %	1,01
62.	Винная к-та	1 %	1,02
63.	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	5 %	1,03
64.	HBrO	0,1 %	1,0
65.	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	10 %	1,04
66.	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> OH	6,5 г/л	
67.	H <sub>2</sub> S	10 г/л	
68.	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	8 %	1,05
69.	HF	6 %	1,03
70.	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	1,5 %	1,01

71. Смешали 10 л соляной кислоты концентрацией 3,65 г/л и 15 л гидроксида натрия концентрацией 2 г/л. Определить pH полученного раствора.

72. Определить объем раствора с pH = 3,8, если после добавления к нему 0,6 л раствора с pH=10,5 образовался раствор с pH = 4,2.

73. Найти объем раствора 0,005 М соляной кислоты, если после добавления к нему 0,5 л раствора гидроксида бария концентрацией 0,003 моль/л получился раствора с pH = 4,03.

74. Определить объем раствора с pH=10,13, если после добавления к нему 30 л раствора с pH = 9,76 образовался раствор с pH = 9,92.

75. Смешали 40 м<sup>3</sup> раствора с pH = 6,7 и 2000 л раствора с pH = 8,3. Определить pH раствора после смешивания.

76. Определить объем раствора с pH=13,4, если после добавления к нему 40000 л раствора с pH = 4,8 образовался раствор с pH=8,5.

77. Определить pH раствора, если к 40 л раствора с pH=6,7, добавили 2 л раствора с pH = 8,3.

78. Смешали 2 л серной кислоты концентрацией 0,01 моль/л и 3 л щелочи с pH=12,5. Определить pH полученного раствора.

79. Определить объем раствора с pH = 11,3, если после добавления к нему 0,2 л раствора с pH=2,9 и 0,5 л раствора с pH = 3,5 образовался раствор с pH = 4,1.

80. Определить объем раствора с pH=2,14, если после добавления к нему 1,75 л раствора с pH = 11,85 образовался раствор с pH=10,23.

81. Смешали 0,2 л 0,5 н. HCl и 0,3 л 0,3 М NaOH. Определить pH раствора после смешивания.

82. Определить объем раствора с pH=10,13, если после добавления к нему 30 л раствора с pH = 9,76 образовался раствор с pH=9,92

83. Определить объем раствора с pH=3,4, если после добавления к нему 9,8 л раствора с pH = 9,8 образовался раствор с pH=4,6.

84. Определить pH раствора после смешивания 200 мл 0,5 н. раствора серной кислоты и 300 мл раствора едкого натра с концентрацией 0,3 моль/л.

85. Смешали 100 мл 0,015 н. раствора и 100 мл 0,09 н. раствора серной кислоты. Рассчитать pH полученного раствора.

86. Смешали 20 мл 0,5 н. раствора соляной кислоты и 10 мл 0,2 н. раствора гидроксида бария. Найти pH полученного раствора.

87. К 100 мл 0,2 % раствора едкого натра (NaOH) прибавили 200 мл 0,1 % раствора NaOH. Рассчитать pH полученного раствора.

88. К 200 мл 0,7 н. раствора серной кислоты прибавили 300 г воды. Рассчитать конечную концентрацию серной кислоты и определить pH раствора.

89. Смешали 54 мл 0,5 % раствора NaOH и 10 мл 0,2 % раствора NaOH. Рассчитать концентрацию полученного раствора и определить его pH.

90. Какое значение pH получится в растворе, если к 500 мл 0,3 % раствора KOH прибавить 500 мл воды?

91. Смешали 4 мл 0,46 % серной кислоты и 200 мл серной кислоты, концентрацией 0,001 моль/л. Рассчитать pH полученного раствора.

92. Смешали 8 л раствора соляной кислоты концентрацией 0,04 моль/л и 11 л раствора ее же концентрацией 2 г/л. Рассчитать pH полученного раствора.

93. К раствору объемом 30 мл, содержащему 0,109 г серной кислоты в 100 мл раствора, прибавили 40 мл раствора NaOH, содержащего 0,098 г гидроксида натрия в 100 мл раствора. Найти концентрацию (в моль/л) того вещества, которое останется в избытке, и вычислить pH полученного раствора.

94. Смешали 10 мл 0,12 % раствора HCl и 10 мл 0,076 % раствора HCl. Рассчитать процентную концентрацию и pH полученного раствора.

95. К 10 мл 6 % раствора соляной кислоты плотностью 1,03 г/см<sup>3</sup> прибавили 10 мл 1 % раствора гидроксида бария плотностью 1,0 г/см<sup>3</sup>. Вычислить pH образующегося раствора.

96. Найти pH раствора гидроксида бария концентрацией 0,1 моль/л, если к 1 л этого раствора добавили 7,1 г сульфата натрия.

97. Найти pH раствора серной кислоты концентрацией 0,1 моль/л, если к 1 л этого раствора добавили 7,1 г хлорида бария.

98. Найти pH раствора после выщелачивания боксита по следующим данным: масса руды 1 т;  $\omega(\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 80\%$ ;  $V(\text{NaOH})=3,1 \text{ м}^3$ ;  $\omega(\text{NaOH})=15\%$ .

99. Найти pH 10 % раствора соляной кислоты ( $d = 1,047$  г/мл) при условии, что к 20 л этого раствора прибавили  $5 \text{ м}^3$  воды, содержащей гидроксид кальция концентрацией 0,02 экв/л.

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

Таблица 4

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

Продолжение таблицы 4

35.	KCN	0,002 н.	?	?	-
36.	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> OK	0,2 М	?	?	-
37.	HCOOK	1 % (мольн.)	?	?	1,02
38.	CH <sub>3</sub> COONa	?	8,72	?	-
39.	NH <sub>4</sub> Cl	?	5,41	?	-
40.	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> ONa	?	?	5,6 %	-
41.	HCOONa	0,01 н.	?	?	-
42.	NH <sub>4</sub> CN	?	9,175	?	-
43.	CH <sub>3</sub> COONH <sub>4</sub>	?	?	0,563 %	-
44.	CrCl <sub>3</sub>	2 %	?	?	1,014
45.	Na <sub>2</sub> Se	11,36 %	?	?	1,1
46.	Na <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	1 г/л	?	?	-
47.	Na <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	1 г/л	?	?	-
48.	K <sub>2</sub> GeO <sub>3</sub>	18,22 %	?	?	1,1
49.	NaBrO	1 М	?	?	-
50.	CoCl <sub>2</sub>	2,6 %	?	?	1,02

## 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  $H_2O$ . Уравнять кислород, затем водород, затем уравнивают электроны.

4. Балансируют (уравнивают) число отданных и принятых электронов ( $e^-$ ) 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	$S + 4H_2O - 6e^- \rightarrow SO_4^{2-} + 8H^+$
3	2-я полуреакция	$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O$
4	Суммарное ионное уравнение	$S + \underline{4H_2O} - 6e^- + 2NO_3^- + \underline{8H^+} + 6e^- \rightarrow$ $\rightarrow SO_4^{2-} + \underline{8H^+} + 2NO + \underline{4H_2O}$ $S + 2NO_3^- \rightarrow SO_4^{2-} + 2NO$
5	Добавляемые ионы	$2H^+ = 2H^+$
6	Итоговое молекулярное уравнение	$S + 2HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + 2NO$

### 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  $\text{H}_2\text{O}$  ставят коэффициент, показывающий разницу в числе атомов кислорода в левой и правой частях полуреакций, а перед  $\text{OH}^-$  – его удвоенный коэффициент. Получается так, что восстановитель присоединяет кислород из гидроксид анионов.

1	Схема уравнения	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
2	1-я полуреакция	$\text{Cr}^{3+} + 8\text{OH}^- - 3\bar{e} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$
3	2-я полуреакция	$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Cl}^-$
4	Суммарное ионное уравнение	$2\text{Cr}^{3+} + 16\text{OH}^- - 6\bar{e} + 3\text{Cl}_2 + 6\bar{e} \rightarrow$ $\rightarrow 2\text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}_2\text{O} + 6\text{Cl}^-$
5	Добавляемые ионы	$6\text{NO}_3^- + 16\text{Na}^+ = 6\text{NO}_3^- + 16\text{Na}^+$
6	Итоговое молекулярное уравнение	$2\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{Cl}_2 + 16\text{NaOH} \rightarrow$ $\rightarrow 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 6\text{NaCl} + 6\text{NaNO}_3 + 8\text{H}_2\text{O}$

### Нейтральная среда

1. Среду нейтральной считают условно. На самом деле вследствие гидролиза соли среда может быть слабокислотной ( $\text{pH} = 6-7$ ) или слабощелочной ( $\text{pH} = 7-8$ ), 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	$3\text{H}_2\text{S} - 6\bar{e} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \underline{6\text{OH}^-} + 6\bar{e} + \underline{7\text{H}_2\text{O}} \rightarrow$ $\rightarrow 3\text{S} + \underline{6\text{H}_2\text{O}} + 2\text{Cr}(\text{OH})_3 + \underline{8\text{OH}^-}$ $3\text{H}_2\text{S} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{S} + 2\text{OH}^- + 2\text{Cr}(\text{OH})_3$
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

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	Переманганат калия и сульфит олова (II).
13	Переманганат калия и хлорид железа (II).
14	Переманганат 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).

## БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Глинка Н.Л. Общая химия : учеб. пособие / Н.Л.Глинка. - Изд. стер. - М. : Кнорус, 2018. - 750 с.
2. Дзудцова Д.О., Бестаева Л.Б. Окислительно-восстановительные реакции/Д.О. Дзудцова, Л.Б. Бестаева. М.: Дрофа, 2007.
3. 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.
4. Цуьбербиллер О. Н. Общая и неорганическая химия: экспериментальные задачи и упражнения: Учебное пособие/ О.Н. Цуьбербиллер. Спб.: Лань, 2013. 352 с.
5. Химия: Большой энциклопедический словарь / Гл. ред. И.Л. Кнунянц. - 2-е изд. - М. : Большая Российская энциклопедия, 2000. - 792 с.

## СОДЕРЖАНИЕ

<b>Введение .....</b>	<b>3</b>
<b>Вопросы для самопроверки по темам (разделам) .....</b>	<b>4</b>
<b>Номенклатура неорганических соединений и реакции обмена ..</b>	<b>13</b>
1. Основные классы неорганических соединений.....	13
<b>Номенклатура .....</b>	<b>13</b>
1.1. Оксиды.....	13
1.2. Гидроксиды .....	14
1.3. Кислоты .....	15
1.4. Соли .....	17
2. Составление ионных уравнений реакций обмена .....	19
Задания .....	21
<b>Общие законы химии.....</b>	<b>24</b>
1. Основные понятия.....	24
2. Общие свойства газовых смесей .....	25
3. Химический эквивалент.....	27
Задания .....	29
<b>Концентрации растворов .....</b>	<b>34</b>
1. Способы выражения концентрации .....	34
Задания .....	37
<b>pH растворов кислот и оснований .....</b>	<b>47</b>
1. Расчет pH в растворах сильных кислот и оснований .....	47
2. Расчет pH в растворах слабых кислот и оснований .....	48
3. Расчет pH , при учете гидролиза .....	49
Задания .....	50
<b>Окислительно-восстановительные реакции.....</b>	<b>55</b>
1. Метод ионно-электронного баланса .....	55
Задания .....	59
<b>Библиографический список .....</b>	<b>60</b>

## **ХИМИЯ**

***Методические указания к самостоятельной работе  
для студентов бакалавриата направлений 08.03.01, 09.03.02***

Сост.: *А.А. Кужаева, П.В. Згонник*

Печатается с оригинал-макета, подготовленного кафедрой  
общей химии

Ответственный за выпуск *А.А. Кужаева*

Лицензия ИД № 06517 от 09.01.2002

Подписано к печати 25.03.2019. Формат 60×84/16.  
Усл. печ. л. 3,5. Усл.кр.-отг. 3,5. Уч.-изд.л. 3,2. Тираж 50 экз. Заказ 253. С 92.

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