МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
«СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Методические указания для самостоятельной работы по дисциплине
«Дополнительные главы неорганической химии»
Направление подготовки 04.04.01 Химия
Направленность (профиль) «Аналитическая химия и химическая экспертиза»

Ставрополь, 2026

Содержание

1. Формулировка задания и его объем……..…….5
2. Общие требования к написанию к оформлению самостоятельной работы.……..……...…..5
3. Рекомендации для практических занятий и организации самостоятельной работы.
3.1 Индивидуальные задания...…….....6
3.2 Примеры решения задач…….……46
3.3 Примерный календарный план выполнения самостоятельной работы…….....……. 64
4. Порядок защиты и ответственность студента за выполнение самостоятельной работы…… 64
5.Список рекомендуемой литературы…….…….…….……65
Приложение А…..…….....……...67

Одним из основных видов учебных занятий студентов– самостоятельная работа над учебным материалом, которая слагается из изучения дисциплины по учебникам и учебным пособиям; выполнения контрольного задания; выполнения лабораторного практикума; индивидуальных консультаций (очные и письменные); защита лабораторного практикума; сдачи экзамена по дисциплине.

Дисциплина «Дополнительные главы неорганической химии» необходима для формирования умений, навыков научного экспериментирования, исследовательского подхода к изучению предмета, логического химического мышления.

В самостоятельной работе предусматривается 12 заданий, что позволяет оценить теоретическую и практическую подготовку студента по дисциплине.

1. Формулировка задания и его объем

Выполнение самостоятельной работы является одним из этапов изучения данной дисциплины и выполняется студентами по индивидуальному заданию. Вариант выбирается по последним двум цифрам зачетной книжки. Если две цифры превышают 30, то вариант выбирается из суммы двух последних цифр. Исходные данные для решения задач представлены в таблице 1 (приложение А).

Самостоятельная работа выполняется с целью закрепления, систематизации и углубления теоретических знаний, выработки умения применять практические знания при проведении научного эксперимента, логического химического мышления, осмысление материала лабораторного практикума.

Самостоятельная работа предусматривает решение 12 задач и выполняется по следующим темам: 1. Моль. Эквиваленты и эквивалентные массы простых и сложных веществ. Закон эквивалентов. 2. Строение атома и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Химическая связь. 3. Энергетика химических процессов (Химическое сродство). 4. Химическая кинетика и химическое равновесие. 5. Способы выражения концентрации растворов. 6. Свойство растворов. 7. Ионно-молекулярные (ионные) реакции обмена. 8. Гидролиз солей. 9. Окислительно-восстановительные реакции. 10. Электродные потенциалы и электродвижущие силы. 11. Электролиз водных растворов. 12. Коррозия металлов и методы защиты от коррозии. 13. Жесткость воды и методы ее умягчения. 14. Основы химии вяжущих веществ.

Рекомендуемый объем работы составляет 13 - 15 страниц рукописного текста.

2. Общие требования к написанию и оформлению самостоятельной работы

1. Самостоятельная работа выполняется в обычной ученической тетради (12 или 18 листов) или на листах формата А 4.

2. На титульном листе указываются: наименование вуза (первая страница данного МУ), кафедра (химия), предмет (химия), вариант самостоятельной работы, номер зачетной книжки с указанием специальности, ФИО студента и ведущего преподавателя, дата выполнения работы. Образец титульного листа приведен в приложении А (с. 92).

3. На каждой странице тетради оставлять широкие поля: 5 - 6 клеток или 3 см для замечаний преподавателя; писать четко и ясно, номера и условия задач переписывать в том порядке, в каком они указаны в задании.

4. Нумерация страниц ведется арабскими цифрами сверху, по центру, начиная с титульного листа и далее последовательно до последней страницы. На титульном листе номер страниц не ставится.

5. Для решения задач записать данные (если это требуется в соответствии с условием задач). Охарактеризовать закон, метод, дать пояснение к применяемой формуле или решению задач. Решение задач должно быть подробным с проведением всех расчетов, формул и пояснений к ней, графических изображений электронных формул.

При положительном заключении работы студент допускается к защите. Порядок защиты следующий: студент обязан изложить сущность теоретического материала, расчетные формулы и определения к ним, основные понятия и определения по строению вещества.

Работа должна включать:

1. Титульный лист.
2. Расчеты теоретических задач.
3. Роспись электронных конфигураций атомов элементов.
4. Список используемой литературы.

Расчетную часть студент проводит с подробным изложением основных законов химии, закономерностей протекания химических реакций, термодинамической вероятности протекания реакций, подбора коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях, электрохимических процессов, возможных методов умягчения воды, способов выражения концентраций, растворов электролитов и вопросы дисциплины химии, связанные с ее применением в строительстве.

3.1 Индивидуальные задания

Моль. Эквиваленты и эквивалентные массы простых и сложных веществ. Закон эквивалентов

1. Вычислите эквивалент H_3PO_4, при реакциях обмена, в результате которых образуются кислые и средние соли.

2. Найдите эквивалент H_2SO_4 и $Cu(OH)_2$ в следующих реакциях:

а) $H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2H_2O$;

б) $H_2SO_4 + KOH = KHSO_4 + H_2O$;

в) $Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O$;

г) $Cu(OH)_2 + HCl = CuOHCl + H_2O$.

3. Определите эквивалент и эквивалентную массу фосфора, кислорода и брома в соединениях PH_3, H_2O, HBr.

4. В какой массе $NaOH$ содержится столько же эквивалентов, сколько в $140\ г\ KOH$? Ответ: $100\ г$.

5. Из $1{,}35\ г$ оксида металла получается $3{,}15\ г$ его нитрата. Вычислите эквивалентную массу этого металла. Ответ: $32{,}5\ г/моль$.

6. Олово образует два оксида. Первый содержит $78{,}8\,\%$, второй - $88{,}2\,\%$ олова. Вычислите эквивалент олова в этих оксидах. Ответ: $29{,}7$; $59{,}3\ г/моль$.

7. Из $1{,}35\ г$ оксида металла получается $2{,}85\ г$ сульфата этого же металла $MeSO_4$. Вычислите эквивалент металла. Ответ: $28\ г/моль$.

8. Из $1{,}3\ г$ гидроксида металла получается $2{,}85\ г$ его сульфата. Вычислите эквивалентную массу этого металла. Ответ: $9\ г/моль$.

9. Оксид трехвалентного элемента содержит $31{,}58\,\%$ кислорода. Вычислите эквивалентную, мольную и атомную массы этого элемента.

10. Чему равен при $н.у.$ эквивалентный объем водорода. Вычислите эквивалентную массу металла, если на восстановление $1{,}017\ г$ его оксида израсходовалось $0{,}28\ л$ водорода ($н.у.$). Ответ: $32{,}68\ г/моль$.

11. Один оксид марганца содержит $22{,}56\,\%$ кислорода, а другой $50{,}50\,\%$. Вычислите эквиваленты марганца в этих оксидах и составьте их формулы.

12. Выразите в молях: а) $6{,}02\cdot10^{22}$ молекул C_2H_2; б) $1{,}80\cdot10^{24}$ атомов азота; в) $3{,}01\cdot10^{23}$ молекул NH_3. Какова мольная масса указанных веществ?

13. Вычислить эквивалент и эквивалентную массу H_3PO_4 в реакциях образования: а) гидрофосфата, б) дигидрофосфата; в) ортофосфата натрия.

14. В $2{,}48\ г$ оксида одновалентного металла содержится $1{,}84\ г$ металла. Вычислите эквивалентные массы металла и его оксида. Чему равна мольная и атомная масса этого металла?

15. Чему равен при $н.у.$ эквивалентный объем кислорода? На сжигание $1{,}5\ г$ двухвалентного металла требуется $0{,}69\ л$ кислорода ($н.у.$). Вычислите эквивалентную массу, мольную массу и атомную массу этого металла.

Ответ: $12{,}17\ г/моль$; $24{,}35\ г/моль$; $12{,}17\ г/моль$.

16. Из $3{,}31\,г$ нитрата металла получается $2{,}78\,г$ его хлорида. Вычислите эквивалентную массу этого металла. Ответ: $103{,}6\,г/моль$.

17. Напишите уравнения реакций $Fe(OH)_3$ с хлороводородной (HCl) кислотой, при которых образуются следующие соединения железа: а) хлорид дигидроксожелеза (III); б) дихлорид гидроксожелеза (III); в) хлорид железа (III). Вычислите эквивалент и эквивалентную массу $Fe(OH)_3$ в каждой из этих реакций?

18. При восстановлении $1{,}2\,г$ оксида металла водородом образовалось $0{,}27\,г$ воды. Вычислите эквивалент оксида и эквивалент металла.

Ответ: $40{,}00\,г/моль$; $32\,г/моль$.

19. Избытком гидроксида калия подействовали на растворы:
а) дигидрофосфата калия; б) нитрата дигидроксовисмута (III). Напишите уравнения реакций этих веществ с KOH и определите их эквиваленты и эквивалентные массы.

20. Вещество содержит $39{,}0\,г$ серы, эквивалент которой $16{,}0\,г/моль$ и мышьяк. Вычислите эквивалент и валентность мышьяка, составьте формулу этого вещества. Ответ: $25{,}03\,г/моль$; -3; As_2S_3.

21. В каком количестве $Cr(OH)_3$ содержится столько же эквивалентов, сколько в $174{,}96\,г$ $Mg(OH)_2$? Ответ: $207{,}14\,г$.

22. Избытком хлороводородной (соляной) кислоты подействовали на растворы: а) гидрокарбоната кальция; б) дихлорида гидроксоалюминия. Напишите уравнения реакций этих веществ с HCl и определите их эквиваленты и эквивалентные массы.

23. При окислении $16{,}74\,г$ двухвалентного металла образовалось $21{,}54\,г$ оксида. Вычислите эквивалентные массы металла и его оксида. Чему равны мольная и атомная массы металла?

Ответ: $27{,}9\,г/моль$; $35{,}9\,г/моль$; $55{,}8\,г/моль$; $27{,}9$ *а.е.м.*

24. При взаимодействии $3{,}24\,г$ трехвалентного металла с кислотой выделяется $4{,}03\,л$ водорода ($н.у.$). Вычислите эквивалентную, мольную и атомную массы металла.

25. Исходя из мольной массы углерода и воды, определите абсолютную массу атома углерода и молекулы воды в граммах.

Ответ: $2{,}0\cdot10^{-23}\,г$; $3{,}0\cdot10^{-23}\,г$.

26. На нейтрализацию $9{,}797\ г$ фосфорной кислоты израсходовано $7{,}889\ NaOH$. Вычислите эквивалент, эквивалентную массу и основность H_3PO_4 в этой реакции. На основании расчета напишите уравнение реакции.

Ответ: $0{,}5\ моль$, $49\ г/моль$, 2.

27. На нейтрализацию $0{,}943\ г$ фосфористой кислоты H_3PO_3 израсходовано $1{,}291\ г$ KOH. Вычислите эквивалент, эквивалентную массу и основность кислоты. На основании расчета напишите уравнение реакции.

Ответ: $0{,}5\ моль$, $41\ г/моль$, 2.

28. Одна и та же масса металла, измеренного при *н.у.* соединяется с $1{,}591\ г$ галогена и с $70{,}2\ см^3$ кислорода, измеренного при *н.у.*. Вычислите эквивалент галогена. Ответ: $126{,}9\ г/моль$.

29. На нейтрализацию $1{,}125\ г$ щавелевой кислоты потребовалось $1\ г$ $NaOH$. Определите эквивалент кислоты. Ответ: $45\ г/моль$.

30. Одно и то же количество металла соединяется с $0{,}6\ г$ кислорода и $9{,}534\ г$ галогена. Рассчитайте эквивалент галогена. Ответ: $127{,}1\ г/моль$.

Строение атома и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Химическая связь

31. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 40 и 51. Покажите распределение электронов этих атомов по квантовым ячейкам, к какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

32. Для атома с электронной структурой $1s^2 2s^2 2p^5$ впишите в таблицу значения четырех квантовых чисел: n, l, m_l, m_S определяющие каждый из электронов в нормальном состоянии (таблица 1).

Таблица 1 - Распределение электронов с помощью 4-х квантовых чисел

Квантовые числа	Номер электрона								
	1	2	3	4	5	6	7	8	9
n l m_l m_s									

33. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 39 и 53. Распределите электроны этих атомов по квантовым ячейкам. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

34. Сколько свободных $d-$ орбиталей содержится в атомах Sc, Ti, V? Напишите электронные формулы атомов этих элементов, применив правила Клечковского.

35. Энергетическое состояние внешнего электрона атома описывается следующими значениями квантовых чисел: $n=4$, $l=0$, $m_l=0$, $m_s=\frac{1}{2}$. Атомы, каких элементов имеют такой электрон? Составьте электронные формулы атомов этих элементов, применив правила Клечковского.

36. Какое максимальное число электронов могут занимать s-, p-, d- и f-орбитали данного энергетического уровня? Почему? Напишите электронную формулу атома элемента с порядковым номером 52.

37. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: $4s$ или $3d$; $6s$ или $4p$? Почему? Напишите электронную формулу атома элемента с порядковым номером 56.

38. Как зависит энергия электрона в атоме от орбитального квантового числа (l) при постоянном значении главного квантового числа (n): увеличивается, уменьшается с ростом l или остается неизменной. Ответ мотивируйте.

39. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: $4d$ или $5s$; $6s$ или $5p$? Почему? Напишите электронную формулу атома элемента с порядковым номером 75.

40. Сколько атомных орбиталей содержится на подуровне, для которого: $l=0$; $l=1$; $l=2$. Объясните.

41. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 35 и 73. Сколько свободных d- орбиталей у атомов последнего элемента?

42. Какое максимальное число электронов может содержаться на энергетическом уровне: $n=2$, $n=3$, $n=4$, $n=5$?

43. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 49 и 75. Чему равен суммарный спин p- электронов у атомов первого и d- электронов у атомов второго элемента?

44. Сколько и какие значения может принимать магнитное квантовое число m_l при орбитальном числе $l = 0, 1, 2, 3$? Какие элементы в периодической системе называют s-, p-, d-, f- элементами? Приведите примеры.

45. Какие значения могут принимать квантовые числа n, l, m_l, m_S, характеризующие состояние электронов в атоме? Какие значения они принимают для внешних электронов атома магния?

46. Какие из электронных формул, отражающих строение невозбужденного атома некоторого элемента неверны: а) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$ или $1s^2 2s^2 2p^6$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2$? Почему? Атомам каких элементов отвечают правильно составленные электронные формулы?

47. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 42 и 33, учитывая, что у первого происходит «проскок» одного $5s$- электрона на $4d$- подуровень. Чему равен суммарный спин d-электронов у атомов первого и p-электронов у атомов второго элементов?

48. Квантовые числа для электронов внешнего энергетического уровня атомов некоторого элемента имеют следующие значения: $n = 4$, $l = 0$, $m_l = 0$, $m_S = +\frac{1}{2}$. Напишите электронную формулу атома этого элемента и определите, сколько свободных $3d$-орбиталей он содержит.

49. В чем заключается принцип Паули? Может ли быть на каком-нибудь подуровне атома p^7 или d^{12} электронов? Почему? Составьте электронную формулу атома элемента с порядковым номером 82 и укажите его валентные электроны.

50. Назовите электронную конфигурацию атомов, пользуясь электронными формулами для элементов с порядковыми номерами 12, 25, 45.

51. Пользуясь правилом Гунда, распределите электроны по энергетическим ячейкам, соответствующим внешнему энергетическому состоянию, для атомов элементов с порядковыми номерами 26, 49, 74.

52. Напишите все квантовые числа для электронов атомов: а) лития, бериллия, углерода; б) азота, кислорода, фтора.

53. Напишите значения квантовых чисел m_l и m_S для тех четырнадцати электронов, для которых главное и орбитальное числа соответственно равны 4 и 3.

54. Определите по правилу Клечковского порядок заполнения электронами подуровней в атомах элементов, если их суммы $(n+l)$ соответственно равны $4;\ 5;\ 6$.

55. Сколько свободных f-орбиталей содержится в атомах элементов с порядковыми номерами $61,\ 62,\ 91,\ 92$? Пользуясь правилом Гунда, распределите электроны по энергетическим ячейкам для атомов этих элементов.

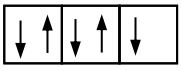
56. В атомах каких элементов IV периода наибольшее число не спаренных d-электронов? Представьте структуру d-подуровней атомов этих элементов.

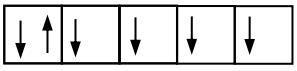
57. Напишите электронные формулы атомов элементов и назовите их, если значения квантовых чисел $(n,\ l,\ m_l,\ m_S)$ электронов наружного электронного слоя следующие: а) $1,\ 0,\ 0,\ +\frac{1}{2};\ 2,\ 0,\ 0,\ -\frac{1}{2}$; б) $3,\ 1,\ -1,\ -\frac{1}{2};\ 3,\ 1,\ 0,\ -\frac{1}{2};\ 3,\ 1,\ +1,\ -\frac{1}{2}$.

58. Составьте электронные формулы еще не открытых элементов $N\ 108, 113$, укажите, какое место они займут в периодической системе Д. И. Менделеева.

59. Охарактеризуйте квантовыми числами следующие состояния электронов:

60. Напишите электронные формулы атомов элементов и назовите их, если значения

а) 2p 

б) 3d 

в) 4s

квантовых чисел $(n,\ l,\ m_l,\ m_S)$ электронов наружного (последнего) и предпоследнего электронных слоев следующие:

а) $6,\ 0,\ 0,\ +\frac{1}{2};\ 6,\ 0,\ 0,\ -\frac{1}{2};\ 6,\ 1,\ -1,\ +\frac{1}{2}$;

б) $3, 2, -2,\ +\frac{1}{2};\ 3, 2, -1,\ +\frac{1}{2};\ 4,\ 0,\ 0,\ \pm\frac{1}{2}$.

61. Что такое энергия ионизации? В каких единицах она выражается? Как измеряется восстановительная активность s- и p-элементов в группах периодической системы с увеличением порядкового номера? Почему?

62. Исходя из величин потенциалов ионизации, укажите, какой из приведенных элементов: Be, Mg, Ca, Sr, Ba – проявляет наиболее ярко выраженные металлические свойства? Почему?

63. Что такое электроотрицательность? Как изменяется электроотрицательность p-элементов в периоде и группе периодической системы с увеличением порядкового номера элемента? Почему?

64. Что такое сродство к электрону? В каких единицах оно выражается? Как изменяется окислительная активность неметаллов в периоде и группе периодической системы с увеличением порядкового номера? Ответ мотивируйте строением атома соответствующего элемента.

65. Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов третьего периода в периодической системе, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменяется кислотно-основной характер этих соединений при переходе от натрия к хлору? Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксидов алюминия. Какие из элементов четвертого периода ванадий или мышьяк обладают более выраженными металлическими свойствами? Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом? Ответ мотивируйте, исходя из строения атома данных элементов.

66. Марганец образует соединения, в которых он проявляет степень окисления $+2, +3, +4, +6, +7$. Составьте формулы его оксидов, гидроксидов, отвечающих этим степеням окисления. Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида марганца (IV).

67. У какого элемента четвертого периода хрома или селена сильнее выражены металлические свойства? Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом? Ответ мотивируйте строением атомов хрома и селена.

68. Какую низшую степень окисления проявляют хлор, сера, азот и углерод? Почему? Составьте формулы соединений алюминия с данными элементами, в этой степени окисления. Как называются соответствующие соединения?

69. У какого из p-элементов пятой группы периодической системы фосфора, или сурьмы, сильнее выражены неметаллические свойства? Какое из водородных соединений данных элементов более сильный восстановитель? Ответ мотивируйте строением атомов этих элементов.

70. Исходя из положения металла в периодической системе, дайте мотивированный ответ на вопрос: какой из двух гидроксидов является более сильным основанием: $Ba(OH)_2$ или $Mg(OH)_2$; $Ca(OH)_2$ или $Fe(OH)_2$; $Cd(OH)_2$ или $Sr(OH)_2$?

71. Какова современная формулировка периодического закона? Объясните, почему в периодической системе элементов аргон, кобальт, теллур и торий помещены соответственно перед калием, никелем, иодом и протактинием, хотя и имеют большую атомную массу?

72. Атомы каких элементов четвертого периода периодической системы образуют оксиды, отвечающие их высшей степени окисления $Э_2O_5$? Какой из них дает газообразные соединения с водородом? Составьте формулы кислот, отвечающих этим оксидам, и изобразите их графически.

73. Каков характер изменения свойств элементов в V периоде периодической системы? Каков порядок заполнения электронных оболочек атомов элементов этого периода?

74. Какое положение занимает химический элемент хлор в периодической системе элементов Д. И. Менделеева? Какие степени окисления характерны для хлора? Как изменяются кислотные, окислительно-восстановительные свойства и термические свойства (устойчивость) в ряду кислородсодержащих кислот хлора?

75. Какие водородные соединения образуют p-элементы второго периода? Как изменяются прочность и кислотные свойства этих соединений в периоде слева направо?

76. Какую химическую связь называют ковалентной? Как метод валентных связей (BC) объясняет строение молекулы воды?

77. Какая ковалентная связь называется неполярной и какая полярной? Что служит количественной мерой полярности ковалентной связи? Составьте электронные схемы строения молекул N_2, H_2O, HI. Какие из них являются диполями?

78. Какой способ образования ковалентной связи называется донорно-акцепторным? Какие химические связи имеются в ионах NH_4^+ и BF_4^-? Укажите донор и акцептор.

79. Какая ковалентная связь называется σ-связью и какая π-связью? Разберите на примере строения молекулы азота.

80. Какая химическая связь называется ионной? Каков механизм ее образования? Какие свойства ионной связи отличают ее от ковалентной? Приведите два примера типичных ионных соединений. Напишите уравнения превращения соответствующих ионов в нейтральные атомы.

81. Как изменяются в периоде слева направо и в группе сверху вниз атомные радиусы элементов: а) уменьшаются; б) увеличиваются; в) остаются неизменными? Ответ мотивируйте.

82. Как изменяется электроотрицательность атомов элементов при переходе в периоде слева направо и в группе сверху вниз: а) уменьшается?
б) увеличивается? в) остается неизменным? Ответ мотивируйте.

83. Исходя из значений энергии ионизации, укажите, какой из элементов проявляет наиболее выраженные металлические свойства: Li, Na, K, Rb, Cs.

84. Исходя из величин электроотрицательности, укажите, какой из элементов обладает наибольшей способностью принимать электроны: F, Cl, Br, I?

85. Какое из приведенных газообразных водородных соединений наиболее прочно и какое наименее прочно: NH_3, PH_3, AsH_3, SbH_3, BiH_3?

Энергетика химических процессов

(Химическое сродство)

86. Вычислите, какое количество теплоты выделится при восстановлении Fe_2O_3 металлическим алюминием, если было получено $335{,}1\ г$ железа.

87. Газообразный этиловый спирт C_2H_5OH можно получить при взаимодействии этилена C_2H_4 и водяных паров. Напишите термохимическое равнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект. Ответ: $-45{,}67\ кДж$.

88. Вычислить тепловой эффект реакции восстановления оксида железа (II) водородом, исходя из следующих термохимических уравнений:

$$FeO(к) + CO(г) = Fe(к) + CO_2(г); \qquad \Delta H = -13{,}18\ кДж;$$

$$CO(г) + \frac{1}{2}O_2(г) = CO_2(г); \qquad \Delta H = -283{,}0\ кДж;$$

$$H_2(г) + \frac{1}{2}O_2(г) = H_2O(г); \qquad \Delta H = -241{,}83\ кДж.$$

Ответ: $+27{,}99\ кДж$.

89. Найти изменение внутренней энергии при испарении $75\ г$ этилового спирта при температуре кипения, если удельная теплота его испарения равна $857{,}7\ Дж/г$, а удельный объем пара при температуре кипения равен $607\ см^3/г$. Объемом жидкости пренебречь.

Ответ: $59{,}72\ кДж$.

90. При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и сероуглерода $CS_2(г)$. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.

Ответ: $65{,}43\ кДж$.

91. Напишите термохимическое уравнение реакции между $CO(г)$ и водородом, в результате которого образуются $CH_4(г)$ и $H_2O(г)$. Сколько теплоты выделится при этой реакции, если было получено $67{,}2\ л$ метана в пересчете на нормальные условия? Ответ: $+618{,}48\ кДж$.

92. Растворение моля безводной соли Na_2CO_3 в достаточно большом количестве воды сопровождается выделением $25{,}10\ кДж$ теплоты, тогда так при растворении кристаллогидрата $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ поглощается $66{,}94\ кДж$ теплоты. Вычислить теплоту гидратации Na_2CO_3 (теплоту образования кристаллогидрата). Ответ: $-92{,}04\ кДж$.

93. При взаимодействии газообразных метана и сероводорода образуются сероуглерод $CS_2(г)$ и водород. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.

Ответ: $+230{,}43\ кДж$.

94. Кристаллический хлорид аммония образуется при взаимодействии газообразных аммиака и хлорида водорода. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект. Сколько теплоты выделится, если в реакции было израсходовано $10\ л$ аммиака в пересчете на нормальные условия? Ответ: $+78{,}97\ кДж$.

95. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования NO? Вычислите теплоту образования NO, исходя из следующих термохимических уравнений:

$$4NH_{3(г)} + 5O_{2(г)} = 4NO_{(г)} + 6H_2O_{(ж)}; \quad \Delta H = -1168{,}88\ кДж;$$

$$4NH_{3(г)} + 3O_{2(г)} = 2N_{2(г)} + 6H_2O_{(ж)}; \quad \Delta H = +1530{,}208\ кДж.$$

Ответ: $90{,}37\ кДж$.

96. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования метана? Вычислите теплоту образования метана, исходя из следующих термохимических уравнений:

$$H_{2(г)} + \frac{1}{2}O_{2(г)} = H_2O_{(ж)}; \qquad \Delta H = -285{,}84\ кДж;$$

$$C_{(к)} + 2O_{2(г)} = CO_{2(г)}; \qquad \Delta H = -393{,}51\ кДж;$$

$$CH_{4(г)} + 2O_{2(г)} = 2H_2O_{(ж)} + CO_{2(г)}; \quad \Delta H = -890{,}31\ кДж.$$

Ответ: $-74{,}88\ кДж$.

97. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования гидроксида кальция? Вычислите теплоту образования гидроксида кальция, исходя из следующих термохимических уравнений:

$$Ca_{(к)} + \frac{1}{2}O_{2(г)} = CaO_{(к)}; \qquad \Delta H = -635{,}68\ кДж;$$

$H_{2(г)} + \frac{1}{2} O_{2(г)} = H_2O_{(ж)}$; $\Delta H = -285{,}84\ кДж$;

$CaO_{(к)} + H_2O_{(ж)} = Ca(OH)_{2(к)}$; $\Delta H = -65{,}06\ кДж$.

Ответ: $-986{,}50\ кДж/моль.$

98. Тепловой эффект реакции сгорания жидкого бензола с образованием паров воды и оксида углерода (IV) равен $-3135{,}58\ кДж$. Составьте термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования $C_6H_{6(ж)}$. Ответ: $+49{,}03\ кДж$.

99. При взаимодействии трех молей гемиоксида азота N_2O с аммиаком образуются азот и пары воды. Тепловой эффект реакции равен $-877{,}76\ кДж$.

Вычислите теплоту образования $N_2O_{(г)}$. Ответ: $+81{,}55\ кДж$.

100. Вычислите, сколько теплоты выделится при сгорании $165\ л\ (н.у.)$ ацетилена C_2H_2, если продуктами сгорания являются оксид углерода (IV) и пары воды? Ответ: $+9248{,}8\ кДж$.

101. Реакция горения метилового спирта выражается термохимическим уравнением:

$$CH_3OH_{(ж)} + \frac{3}{2} O_{2(г)} = CO_{2(г)} + 2H_2O_{(ж)};\ \Delta H = ?$$

Вычислите тепловой эффект этой реакции, если известно, что мольная теплота парообразования $CH_3OH_{(ж)}$ равна $+37{,}4\ кДж$.

102. При сгорании $11{,}5\ г$ жидкого этилового спирта (C_2H_5OH) выделилось $308{,}71\ кДж$ теплоты. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и оксид углерода (IV). Вычислите теплоту образования $C_2H_5OH(ж)$. Ответ: $-277{,}67\ кДж$.

103. Вычислите тепловой эффект реакции и напишите термохимическое уравнение горения $1\ моль$ этана $C_2H_6(г)$, в результате которого образуются пары воды и оксид углерода (IV). Сколько теплоты выделится при сгорании $1\ м^3$ этана в пересчете на нормальные условия.

Ответ: $63742{,}86\ кДж$.

104. При взаимодействии $6{,}3\ г$ железа с серой выделилось $11{,}31\ кДж$ теплоты. Вычислите теплоту образования сульфида железа (II) FeS.

Ответ: $-100{,}26\ кДж$.

105. При сгорании $1\ л$ ацетилена $(н.у.)$ выделяется $56{,}053\ кДж$ теплоты. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и оксид углерода (IV). Вычислите теплоту образования $C_2H_2(г)$. Ответ: $+226{,}75\ кДж$.

106. При получении эквивалентной массы гидроксида кальция из $CaO_{(к)}$ и $H_2O_{(ж)}$ выделяется $32{,}53\ кДж$ теплоты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования оксида кальция. Ответ: $-635{,}6\ кДж$.

107. Подсчитав $\Delta G°$ реакции: $N_2 + 2H_2O = NH_4NO_2$. Определите, возможна ли такая? $\Delta G(NH_4NO_2) = -256{,}04\ кДж$.

108. Пользуясь значениями $\Delta G°$ реагирующих веществ, рассчитайте $\Delta G°$ реакции и определите возможность ее протекания: $PbO(к) + C(к) = CO(г) + Pb(к)$.

109. На основании значений $\Delta G°_{298}$ приведенных ниже оксидов германия, олова и свинца, укажите, какие из них являются окислителями, какие восстановителями.

$PbO_2(к) + Pb(к) = 2PbO(к)$;

$Ge_2O_3(к) + Ge(к) = 2GeO(к)$;

$SnO_2(к) + Sn(к) = 2SnO(к)$;

$\Delta G°_{298}(SnO_2(к)) = -519{,}65\ кДж/моль$;

$\Delta G°_{298}(SnO(к)) = -257{,}32\ кДж/моль$.

110. Реакция горения бензола выражается $\Delta G°_{298}(SnO_2(к)) = -519{,}65\ кДж$ термохимическим уравнением:

$C_6H_6(ж) + 7{,}5O_2(г) = 6CO_2(г) + 3H_2O(г);\ \Delta H = ?$

Вычислите тепловой эффект этой реакции; если известно, что мольная теплота парообразования бензола равна $+33{,}9\ кДж$.

111. Вычислить $\Delta H°$, $\Delta S°$, $\Delta G°_T$ реакции, протекающей по уравнению: $TiO_2(к) + 2C(к) = Ti(к) + 2CO(г)$.

Возможна ли реакция восстановления TiO_2 углеродом при температурах 1000 и $3000K$?

Таблица 2 – Стандартные теплоты (энтальпии) образования $\Delta H°_{298}$ некоторых веществ

Вещество	Состояние	$\Delta H°_{298}$, *кДж / моль*	Вещество	Состояние	$\Delta H°_{298}$, *кДж / моль*
1	*2*	*3*	*4*	*5*	*6*
C_2H_2	*г*	$+226{,}75$	CO	*г*	$-110{,}52$
CS_2	*г*	$+115{,}28$	CH_3OH	*г*	$-210{,}17$
NO	*г*	$+90{,}37$	C_2H_5OH	*г*	$-235{,}31$
C_6H_6	*г*	$+82{,}93$	H_2O	*г*	$-241{,}83$
C_2H_4	*г*	$+52{,}28$	H_2O	*ж*	$-285{,}84$
H_2S	*г*	$-20{,}15$	NH_4Cl	*к*	$-315{,}39$
NH_3	*г*	$-46{,}19$	CO_2	*г*	$-393{,}51$
CH_4	*г*	$-74{,}85$	Fe_2O_3	*к*	$-882{,}10$
C_2H_6	*г*	$-84{,}67$	$Ca(OH)_2$	*к*	$-986{,}50$
HCl	*г*	$-92{,}31$	Al_2O_3	*к*	$-669{,}80$

Химическая кинетика и химическое равновесие

112. Окисление аммиака идет по уравнению:

$$4NH_3 + 5O_2 \leftrightarrow 4NO + 6H_2O\,.$$

Через некоторое время после начала реакции концентрации реагирующих веществ были (*моль / л*): $[NH_3] = 0{,}9$; $[O_2] = 2{,}0$; $[NO] = 0{,}3$. Вычислите концентрацию $[H_2O]$ в этот момент и начальные концентрации $[NH_3]$ и $[O_2]$. Ответ: $0{,}45$ *моль / л*; $1{,}2$ *моль / л*; $2{,}375$ *моль / л*.

113. При $393\,K$ реакция заканчивается за 25 минут. Через сколько времени эта реакция закончится при $443\,K$, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2,5? Ответ: $15{,}3\,c$.

114. Реакция протекает по уравнению $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$. Как изменится скорость реакции, если концентрацию $[N_2]$ увеличить в 3 раза, а $[H_2]$ в 5 раз. Ответ: в 375 раз.

115. Константа скорости реакции $A + 2B \leftrightarrow C$ равна $0{,}6\ л^2 \cdot моль^{-1} \cdot с^{-1}$. Начальная концентрация: $[A] = 5\ моль/л$, $[B] = 3\ моль/л$. Какова стала концентрация вещества A и скорость реакции, если в результате реакции $[B] = 1\ моль/л$.
Ответ: $4\ моль/л; 2{,}4\ моль/л \cdot с$.

116. Константа равновесия реакции $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ равна $0{,}1$. Равновесные концентрации; $[H_2] = 3\ моль/л$, $[NH_3] = 9\ моль/л$. Рассчитайте исходную и равновесную концентрацию $[N_2]$.

Ответ: $34{,}5\ моль/л$; $30\ моль/л$.

117. Разложение N_2O протекает по уравнению $2N_2O = 2N_2 + O_2$. Константа скорости данной реакции $5 \cdot 10^{-4}\ л \cdot мин^{-1} \cdot моль^{-1}$. Начальная концентрация $[N_2O] = 6\ моль/л$. Определите скорость реакции в начальный момент когда разложится $50\,\%$ N_2O.

Ответ: $0{,}018\ моль/л \cdot мин$, $0{,}0045\ моль/л \cdot мин$.

118. Константа равновесия гомогенной системы $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ при некоторой температуре равна $0{,}1$. Равновесие концентрации водорода и аммиака соответственно равны $0{,}2$ и $0{,}08\ моль/л$. Вычислите равновесную и исходную концентрации азота.
Ответ: $8\ моль/л$; $8{,}04\ моль/л$.

119. Равновесие в системе $2Cl_{2(г)} + 2H_2O_{(г)} = 4HCl_{(г)} + O_{2(г)}$ установилось при следующих концентрациях ($моль/л$): $[Cl_2] = 0{,}8$; $[H_2O] = 2{,}2$; $[HCl] = 1{,}1$; $[O_2] = 1{,}6$. Вычислить константу равновесия и исходные концентрации $[Cl_2]$ и $[H_2O]$.
Ответ: $0{,}75\ моль/л$.

120. В каком направлении будет смещаться равновесие реакции $2Cl_{2(г)} + 2H_2O_{(г)} = 4HCl_{(г)} + O_{2(г)}$ при уменьшении объема в три раза?

121. На сколько нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 50 раз? Температурный коэффициент равен $2{,}3$.

Ответ: $47°C$.

122. Определить температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры на $45°C$ реакция замедлилась в 30 раз.

Ответ: $2{,}13$.

123. На сколько нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 50 раз? Температурный коэффициент равен $2{,}3$.

Ответ: $47°C$.

124. Реакция протекает по уравнению $2A = B$. Исходная концентрация вещества $[A] = 0{,}5\ моль/л$. Константа равновесия реакции $0{,}5\ моль/л$. Найдите равновесие концентрации вещества.

Ответ: $0{,}067\ моль/л$; $0{,}366\ моль/л$.

Способы выражения концентраций растворов

125. Вычислить молярную и нормальную концентрации $20\%-го$ раствора хлорида кальция, плотность которого $1{,}178\ г/см^3$.

Ответ: $2{,}1\ M$, $4{,}2\ н.$

126. Чему равна нормальность $30\%-го$ раствора $NaOH$, плотность которого $1{,}328\ г/см^3$? К $1\ л$ этого раствора прибавили $5\ л$ воды. Вычислите процентную концентрацию полученного раствора.

Ответ: $9{,}96\ н.$; $7{,}3\%$.

127. Вычислите нормальную и моляльную концентрацию $20{,}8\%-го$ раствора HNO_3, плотность которого $1{,}12\ г/см^3$. Сколько граммов кислоты содержится в $4\ л$ этого раствора? Ответ: $3{,}7\ н.$, $4{,}17\ m$, $931{,}8\ г$.

128. К $3\ л$ $10\%-го$ раствора HNO_3 плотностью $1{,}054\ г/см^3$ прибавили $5\ л$ $2\%-го$ раствора той же кислоты плотностью $1{,}009\ г/см^3$. Вычислите процентную и молярную концентрацию полученного раствора, объем которого равен $8\ л$. Ответ: 5%, $0{,}82\ M$.

129. Вычислите молярную, эквивалентную и моляльную концентрации $16\%-го$ раствора хлорида алюминия ($AlCl_3$) плотностью $1{,}149\ г/см^3$.

Ответ: $1{,}38\ M$, $4{,}14\ н$, $1{,}43\ m$.

130. Сколько и какого вещества останется в избытке, если к $75\ см^3$ $0{,}3\ н.$ раствора H_2SO_4 прибавить $125\ см^3$ $0{,}2\ н.$ раствора KOH ?

Ответ: $0{,}14\ г\ KOH$.

131. Для осаждения в виде $AgCl$ всего серебра, содержащегося в $100\ см^3$ раствора $AgNO_3$, потребовалось $50\ см^3$ $0{,}2\ н.$ раствора HCl. Какова нормальность раствора $AgNO_3$? Какая масса $AgCl$ выпала в осадок?

Ответ: $0{,}1\ н.$; $1{,}435\ г$.

132. Какой объем $20{,}01\,\% - го$ раствора HCl (плотность $1{,}1\ г/см^3$) требуется для приготовления $1\ л$ $10{,}17\,\% - го$ раствора ($\rho = 1{,}050\ г/см^3$).

Ответ: $488{,}88\ см^3$.

133. Смешали $10\ см^3$ $10\,\% - го$ раствора HNO_3 ($\rho = 1{,}056\ г/см^3$) и $100\ см^3$ $30\,\% - го$ раствора HNO_3 ($\rho = 1{,}184\ г/см^3$). Вычислите процентную концентрацию полученного раствора. Ответ: $28{,}38\,\%$.

134. Какой объем $50\,\% - го$ раствора KOH ($\rho = 1{,}538\ г/см^3$) требуется для приготовления $3\ л$ $6\,\% - го$ раствора ($\rho = 1{,}048\ г/см^3$)?

Ответ: $245{,}5\ см^3$.

135. Какой объем $10\,\% - го$ раствора карбоната натрия ($\rho = 1{,}05\ г/см^3$) требуется для приготовления $5\ л$ $2\% - го$ раствора ($\rho = 1{,}02\ г/см^3$).

Ответ: $923{,}1\ см^3$.

136. На нейтрализацию $31\ см^3$ $0{,}16\ н.$ раствора щелочи требуется $217\ см^3$ раствора H_2SO_4. Чему равны нормальность и титр раствора H_2SO_4 ?

Ответ: $0{,}023\ н.$, $1{,}127 \quad 10\ г/см^3$.

137. Какой объем $0{,}3\ н.$ раствора кислоты требуется для нейтрализации раствора, содержащего $0{,}32\ г$ $NaOH$ в $40\ см^3$?

Ответ: $26{,}6\ см^3$.

138. На нейтрализацию $1\,л$ раствора, содержащего $1{,}4\,г$ KOH, требуется $50\,см^3$ раствора кислоты. Вычислите нормальность раствора кислоты. Ответ: $0{,}53\,н$.

139. Какая масса HNO_3 содержалась в растворе, если на нейтрализацию его потребовалось $35\,см^3$ $0{,}4\,н.$ раствора $NaOH$? Каков титр раствора $NaOH$? Ответ: $0{,}882\,г$, $0{,}016\,г/см^3$.

140. Какую массу $NaNO_3$ нужно растворить в $400\,г$ воды, чтобы приготовить $20\,\%-ый$ раствор? Ответ: $100\,г$.

141. Смешали $300\,г$ $20\,\%-го$ раствора и $500\,г$ $40\,\%-го$ раствора $NaCl$. Чему равна процентная концентрация полученного раствора?

Ответ: $32{,}5\,\%$.

142. Смешали $247\,г$ $62\,\%-го$ и $145\,г$ $18\,\%-го$ раствора серной кислоты. Какова процентная концентрация полученного раствора?

Ответ: $42{,}75\,\%$.

143. Из $700\,г$ $60\,\%-го$ раствора серной кислоты выпариванием удалили $200\,г$ воды. Чему равна процентная концентрация оставшегося раствора? Ответ: $84\,\%$.

144. Из $10\,кг$ $20\,\%-го$ раствора при охлаждении выделилось $400\,г$ соли. Чему равна процентная концентрация охлажденного раствора?

Ответ: $16{,}7\,\%$.

145. Вычислите степень диссоциации HNO_2 в ее $0{,}01\,M$ растворе и концентрацию ионов водорода а растворе, если $K_Д = 4{,}6 \cdot 10^{-4}$.

146. В $6\,л$ насыщенного раствора $PbSO_4$ содержится $0{,}186\,г$ иона свинца (II). Вычислите произведение растворимости.

Ответ: $2{,}25 \cdot 10^{-8}$.

147. Определите константу диссоциации кислоты, если водородный показатель в $0{,}08\,н.$ растворе одноосновной кислоты равен $pH = 2{,}4$.

148. В $0{,}5\ л$ раствора содержится $2\ г$ неэлектролита, и этот раствор при $t = 0°C$ имеет осмотическое давление, равное $0{,}51 \cdot 10^5\ Па$. Определите молекулярную массу растворенного вещества.

149. Концентрация насыщенного при $t = 20°C$ раствора сероводородной кислоты составляет $0{,}13\ моль/л$. Константа диссоциации по первой ступени $K_{Д_1} = 1 \cdot 10^{-7}$. Определите концентрации ионов $[H^+]$ и $[HS^-]$.

150. Произведение растворимости иодида серебра AgI $8{,}5 \cdot 10^{-7}$. Образуется ли осадок, если смещать равные объемы $0{,}02\ н.$ раствора KJ и $0{,}04\ н.$ раствора $AgNO_3$?

151. Определите pH $0{,}001\ M$ раствора KOH, считая диссоциацию полной.

152. Определите pH раствора в $3\ л$ которого содержится $0{,}81 \cdot 10^{-3}\ г-ионов\ [OH]^-$.

153. Какое количество нитрата серебра ($AgNO_3$) содержалось в растворе, если из этого раствора было вытеснено медью $4{,}32\ г$ серебра.

154. Из $3\ л$ $50\,\% - го$ раствора едкого калия, плотность которого равна $1{,}51\ г/см^3$, нужно приготовить $10\,\%$ раствор ($\rho = 1{,}09\ г/см^3$). Сколько воды нужно взять для приготовления указанного раствора?

155. Константа диссоциации сероводородной кислоты по первой ступени $K_{Д_1} = 9 \cdot 10^{-8}$. Определить концентрацию водородных ионов в $0{,}1\ н.$ растворе H_2S.

156. При $t = 20°C$ в $1\ л$ насыщенного раствора иодида серебра AgI содержится $0{,}044\ г$ соли. Вычислите произведение растворимости.

157. Сколько граммов $CaCl_2$ потребуется для приготовления $2\ л$ $20\,\% - го$ раствора, плотность равна $1{,}177\ г/см^3$. Ответ: $470{,}8\ г$.

158. Степень диссоциации H_3PO_4 по первой ступени в $0{,}1\ M$ растворе равна $0{,}17$ не учитывая диссоциацию по следующим ступеням, вычислите концентрацию водородных ионов $[H^+]$ в растворе.

159. Растворимость $BaCO_3$ равна $8{,}9 \cdot 10^{-5}\ моль/л$. Вычислите произведение растворимости карбоната бария.

160. Концентрация ионов водорода в растворе равно $2{,}5 \cdot 10^{-5}\ г-ион/л$, определите pH и pOH.

161. К $780\ мл$ $20\%-го$ раствора $NaOH$ ($\rho = 1{,}225\ г/мл$) прибавили $140\ мл$ $10\%-го$ раствора $NaOH$ ($\rho_1 = 1{,}1152\ г/мл$). Определить процентную концентрацию полученного раствора. Ответ: $18{,}596\%$.

162. Вычислите степень диссоциации α и $[H^+]$ в $0{,}1\ M$ растворе хлорноватистой кислоты, если $K_Д = 5 \cdot 10^{-8}$.

163. Вычислите молярную концентрацию раствора K_2SO_4, в $0{,}02\ л$ которого содержится $17{,}4\ г$ растворенного вещества.

164. Степень диссоциации $0{,}1\ н.$ раствора NH_4OH равна $1{,}3\%$ $(0{,}013)$. Сколько растворенных частиц (молекул и ионов) содержится в $1\ л$ такого раствора?

165. Произведение растворимости PbI_2 равно $8{,}7 \cdot 10^{-6}$. Вычислите концентрацию ионов $[Pb^{2+}]$ и ионов $[I^-]$ в насыщенном растворе PbI_2.

Свойства растворов

166. Раствор, содержащий $0{,}512\ г$ неэлектролита в $100\ г$ бензола C_6H_6, кристаллизуется при $6{,}296°C$. Температура кристаллизации бензола $5{,}5°C$. Криоскопическая константа $5{,}1°$. Вычислите мольную массу растворенного вещества. Ответ: $128\ г/моль$.

167. Вычислите процентную концентрацию водного раствора сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$, зная, что температура кристаллизации раствора - $0{,}93°C$. Криоскопическая константа воды $1{,}86°$. Ответ: $14{,}6\%$.

168. Вычислите температуру кристаллизации раствора мочевины $(NH_2)_2CO$ с содержанием $5\ г$ мочевины в $150\ г$ воды. Криоскопическая константа воды $1{,}86°$. Ответ: $-1{,}03°C$.

169. Вычислите процентную концентрацию водного раствора глицерина $C_3H_5(OH)_3$, зная, что этот раствор кипит при $100{,}39°C$. Эбуллиоскопическая константа воды $0{,}52°$. Ответ: $6{,}45\%$.

170. Вычислите мольную массу неэлектролита, зная, что раствор, содержащий $2{,}25\,г$ этого вещества в $250\,г$ воды, кристаллизуется при $0{,}279°C$. Криоскопическая константа воды $1{,}86°$. Ответ: $60\,г/моль$.

171. Вычислите криоскопическую константу уксусной кислоты CH_3COOH, зная, что раствор, содержащий $4{,}25\,г$ антрацена $C_{14}H_{10}$ в $100\,г$ уксусной кислоты, кристаллизуется при $15{,}718°C$. Температура кристаллизации уксусной кислоты $16{,}65°C$. Ответ: $3{,}9°C$.

172. Температура кристаллизации раствора, содержащего $66{,}3\,г$ некоторого неэлектролита в $500\,г$ воды, равна $0{,}558°C$. Вычислите мольную массу растворенного вещества. Криоскопическая константа воды $1{,}86°$.

Ответ: $442\,г/моль$.

173. Вычислите температуру кристаллизации $2\%-го$ раствора этилового спирта C_2H_5OH. Криоскопическая константа воды $1{,}86°$.

Ответ: $-0{,}82°C$.

174. Вычислите процентную концентрацию водного раствора глюкозы $C_6H_{12}O_6$ зная, что этот раствор кипит при 100,26°С. Эбуллиоскопическая константа воды $0{,}52°$. Ответ: 8,25%.

175. Сколько граммов мочевины следует растворить в $250\,г$ воды, чтобы температура кипения повысилась на $0{,}26°$? Эбуллиоскопическая константа воды $0{,}52°$. Ответ: $7{,}5\,г$.

176. Определите давление пара $10\%-го$ раствора мочевины $CO(NH_2)_2$ в воде при $t=100°C$. P_0 - давление паров воды при $100°C$ равно $1{,}01\cdot10^4\,Па$. Ответ: $0{,}98\cdot10^5\,Па$.

177. Определите молярную массу анилина, зная, что при $t=30°C$ давление пара раствора, содержащего $3{,}09\,г$ анилина $C_6H_5NH_2$ в $350\,г$ эфира $C_4H_{10}O$, равно $0{,}858\cdot10^5\,Па$, а давление чистого эфира при той же температуре равно $0{,}864\cdot10^5\,Па$. Ответ: $92\,г/моль$.

178. Окисление аммиака протекает по уравнению:

$4NH_3(г) + 3O_2(г) = 2N_2(г) + 6H_2O(ж) - 1528\ кДж$. Определите $\Delta H°_{298}(NH_{3(г)})$ и $NH_4OH(р)$, если теплота растворения $NH_3(г)$ в воде равна $34{,}65\ кДж$.

179. Вычислить температуру кипения $15\% - го$ водного раствора пропилового спирта C_3H_7OH. Эбуллиоскопическая константа воды равна $0{,}52°$.

Ионно-молекулярные (ионные) реакции обмена

180. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах, посчитайте сумму стехиометрических коэффициентов в сокращенных уравнениях между:

а) H_2SO_4 и $NaOH$;

б) K_2SiO_3 и HCl;

в) $BaCl_2$ и Na_2SO_4.

181. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах, посчитайте сумму стехиометрических коэффициентов в молекулярных уравнениях между:

а) K_2S и HCl;

б) $FeSO_4$ и $(NH_4)_2S$;

в) $Cr(OH)_3$ и KOH.

182. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих при смешивании растворов, чему равна сумма стехиометрических коэффициентов в полном и сокращенном ионных уравнениях следующих веществ:

а) $AgNO_3 + FeCl_3$;

б) $CaCO_3 + HCl$;

в) $Na_3PO_4 + Ba(NO_3)_2$.

183. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия:

а) хлорида бария и сульфата алюминия;

б) ацетата калия и серной кислоты;

в) хлорида аммония и едкого кали (при нагревании).

184. Смешивают попарно растворы:

а) $Cu(NO_3)_2 + Na_2SO_4 \rightarrow$;

б) $BaCl_2 + K_2SO_4 \rightarrow$;

в) $Ca(OH_2) + HCl \rightarrow$;

г) $K_2Cr_2O_7 + K_2SO_4 \rightarrow$;

д) $K_2Cr_2O_7 + CaCl_2 \rightarrow$.

В каких из приведенных случаев реакции пойдут до конца? Составьте для них молекулярные и ионные уравнения, чему равна сумма коэффициентов в полных ионных уравнениях.

185. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих в растворах между следующими веществами:

а) дигидрофосфатом калия и едким кали;

б) карбонатом кальция и соляной кислотой;

в) гидроксидом олова (II) и едким натром.

186. Составьте молекулярные и ионные уравнения, протекающие в растворах следующих веществ:

а) $MgCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow$;

б) $CH_3COOK + H_2SO_4 \rightarrow$;

в) $MgCO_3 + HCl \rightarrow$.

187. Составьте уравнения реакций, протекающих в растворах при взаимодействии следующих веществ:

а) $Na_2S + FeSO_4 \rightarrow$;

б) $K_2S + HCl \rightarrow$;

в) $Pb^{2+} + HCl \rightarrow$.

Уравнения реакций напишите в молекулярной и ионной формах.

188. Какое из веществ: $Al(OH)_3$; H_2SO_4; $Ba(OH)_2$ будет взаимодействовать с гидроксидом калия? Выразите эти реакции молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

189. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции взаимодействия в растворах между:

а) $KHCO_3$ и H_2SO_4; б) $Zn(OH)_2$ и $NaOH$; в) $CaCl_2$ и $AgNO_3$.

190. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:

а) $CuSO_4$ и H_2S; б) $BaCO_3$ и HNO_3; в) $FeCl_3$ и KOH.

191. Составьте по три молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

а) $Cu^{+2} + S^{-2} = CuS\downarrow$; б) $SiO_3^{2-} + H^+ = H_2SiO_3$.

192. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:

а) $Sn(OH)_2$ и HCl; б) $BeSO_4$ и KOH; в) NH_4Cl и $Ba(OH)_2$.

193. Какое из веществ: $KHCO_3$, CH_3COOH, $NiSO_4$, Na_2S взаимодействует с раствором серной кислоты? Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения этих веществ.

194. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:

а) $AgNO_3$ и K_2CrO_4; б) $Pb(NO_3)_2$ и KI; в) $CdSO_4$ и Na_2S.

195. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

а) $CaCO_3 + 2H^+ = Ca^{2+} + H_2O + CO_2$;

б) $Al(OH)_3 + OH^- = AlO_2^- + 2H_2O$;

в) $Pb^{+2} + 2I^- = PbI_2\downarrow$.

196. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:

а) $Be(OH)_2$ и $NaOH$; б) $Cu(OH)_2$ и HNO_3; в) $ZnOHNO_3$ и HNO_3.

197. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:

а) Na_3PO_4 и $CaCl_2$; б) K_2CO_3 и $BaCl_2$; в) $Zn(OH)_2$ и KOH.

Чему равна сумма стехиометрических коэффициентов в полном ионном уравнении реакции (а).

198. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

$$Fe(OH)_3 + 3H^+ = Fe^{+3} + 3H_2O;$$

$$Cd^{2+} + 2OH^- = Cd(OH)_2;$$

$$H^+ + NO_2^- = HNO_2.$$

199. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:

а) CdS и HCl; б) $Cr(OH)_3$ и $NaOH$; в) $Ba(OH)_2$ и $CuCl_2$.

200. Какое из веществ: $NaCl$, $NiSO_4$, $Be(OH)_2$, $KHCO_3$ взаимодействует с раствором гидроксида натрия? Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения этих реакций.

Гидролиз солей

201. Хлорид кальция и силикат натрия используют в производстве фибролитовых плит. Напишите уравнения диссоциации этих солей в водных растворах. По катиону или по аниону идет гидролиз соли силиката натрия. Напишите соответствующие реакции в сокращенном, полном ионном и в молекулярном виде.

202. Почему раствор соды Na_2CO_3 имеет щелочную реакцию, а раствор хлорида цинка - кислую? Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций гидролиза.

203. Казеиновый клей в порошке, поступающий в торговую сеть, кроме органического вещества казеина содержит гидроксид кальция, карбонат натрия, сульфат меди (II) и фторид натрия. Напишите полные и сокращенные ионные уравнения реакций, которые происходят между входящими в клей минеральными веществами при растворении его в воде. Напишите возможные реакции гидролиза.

204. К раствору $FeCl_3$ добавили следующие вещества: *а*) HCl;

б) KOH; *в*) $ZnCl_2$; *г*) Na_2CO_3. В каких случаях гидролиз хлорида железа (III) усилится? Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

205. К раствору Na_2CO_3; добавили следующие вещества: *а*) HCl;

б) $NaOH$; *в*) $Cu(NO_3)_2$; *г*) K_2S. В каких случаях гидролиз карбоната натрия усилится? Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

206. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей: CH_3COOK, $ZnSO_4$, $Al(NO_3)_3$. Какое значение $pH(>7<)$ имеют растворы этих солей? В какой цвет окрасится лакмус?

207. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: Na_2CO_3 или Na_2SO_3; $FeCl_3$ или $FeCl_2$? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

208. При смешивании растворов $Al_2(SO_4)_3$ и Na_2CO_3 каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения происходящего совместного гидролиза.

209. Почему изменение температуры раствора влияет на степень гидролиза соли? Составьте уравнения гидролиза по первой ступени для следующих солей: $CuSO_4$ и Na_3PO_4, укажите pH раствора.

210. Какую реакцию среды имеют растворы следующих солей: $Zn(NO_3)_2$, K_2CO_3, KNO_3, $NaCN$?

211. Определите степень гидролиза (для первой ступени) и pH в 0,001 M растворе $K_2S(K_{д_1}(H_2S)=1{,}1\cdot10^{-7}$ и $Na_2CO_3(K_{д_1}(Na_2CO_3))=4{,}45\cdot10^{-7}$.

212. Какая из солей подвергается гидролизу $FeCO_3$, CaS, $AlCl_3$, запишите ионные и молекулярные уравнения определите реакции сред.

213. Какие из солей подвергаются гидролизу $CaCO_3$, Na_2S, $Cr_2(SO_4)_3$, запишите ионные и молекулярные уравнения определите реакции сред, в какой цвет окрасится метиловый-оранжевый?

214. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза следующих солей: $CuSO_4$, Al_2S_3, NH_4CN, Na_2CO_3, определите среду.

215. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза следующих солей: $(NH_4)_2SO_3$, K_2S, $Cr_2(CO_3)_3$, определите среду.

Окислительно-восстановительные реакции

216. Исходя из степени окисления элементов в молекулах реагирующих веществ соединений, определите, какое вещество является окислителем, какое восстановителем. На основании электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:

$$K_2SO_3 + KMnO_4 + H_2O \to MnSO_4 + H_3PO_4 + K_2SO_4 + KOH\,.$$

217. Почему азотистая кислота может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Какое свойство проявляет нитрит калия в данной реакции? Напишите уравнения окислительно-восстановительной реакции, составив электронный баланс:

$$KMnO_4 + KNO_2 + H_2SO_4 \to MnSO_4 + K_2SO_4 + KNO_3 + H_2O\,.$$

218. Исходя из степени окисления хлора в соединениях HCl, $HClO_3$, $HClO_4$, определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:

$$KBr + KBrO_3 + H_2SO_4 \to Br_2 + K_2SO_4 + H_2O\,.$$

219. Реакции выражаются схемами:

$$P + HIO_3 + H_2O \to H_3PO_4 + HI\,; \qquad H_2S + Cl_2 + H_2O \to H_2SO_4 + HCl\,.$$

Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое восстановителем, какое вещество окисляется, какое восстанавливается.

220. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс окисления или восстановления происходит при следующих превращениях: $As^{-3} \to As^{+5}$; $N^{+3} \to N^{-3}$; $S^{-2} \to S^{0}$.

На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:

$$Na_2SO_3 + KMnO_4 + H_2O \to Na_2SO_4 + MnO_2 + KOH\,.$$

221. Исходя из степени окисления фосфора в соединениях PH_3, H_3PO_3, H_3PO_4, определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:

$$PbS + HNO_3 \to S + Pb(NO_3)_2 + NO + H_2O\,.$$

222. См. условие задачи 215.

$$P + HNO_3 + H_2O \to H_3PO_4 + NO\,;$$

$$KMnO_4 + Na_2SO_3 + KOH \to K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O\,.$$

223. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс окисления или восстановления происходит при следующих превращениях:

$$Mn^{+6} \to Mn^{+2}; \qquad Cl^{+5} \to Cl^{-}; \qquad N^{-3} \to N^{+5}.$$

На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в реакции, идущей по схеме: $Cu_2O + HNO_3 \to Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$.

224. См. условие задачи 219.

$$HNO_3 + Ca \to NH_4NO_3 + Ca(NO_3)_2 + H_2O;$$

$$K_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \to S + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O.$$

225. Исходя из степени окисления хрома, йода и серы в соединениях $K_2Cr_2O_7$, KCl, H_2SO_3, определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $NaCrO_2 + PbO_2 + NaOH \to Na_2CrO_4 + Na_2PbO_2 + H_2O$.

226. См. условие задачи 219.

$$H_2S + Cl_2 + H_2O \to H_2SO_4 + HCl;$$

$$K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 \to S + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O.$$

227. См. условие задачи 219.

$$KClO_3 + Na_2SO_3 \to KCl + Na_2SO_4;$$

$$KMnO_4 + HBr \to Br_2 + KBr + MnBr_2 + H_2O.$$

228. Напишите уравнения взаимодействия, подберите коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях между веществами: а) сульфид калия и азотная кислота, при этом выделяется элементарная сера и оксид азота (II); б) иодид калия и пероксид водорода, при этом образуется молекулярный йод и едкое кали.

229. Напишите окислительно-восстановительную реакцию, составьте электронные уравнения, определите эквивалент восстановителя:

$$H_2S + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \to S + K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O.$$

230. Определите эквивалент окислителя, написав окислительно-восстановительную реакцию, подберите коэффициенты составлением электронных уравнений: $NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \to Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$.

231. См. условие задачи 219.

$$P + HClO_3 + H_2O \to H_3PO_4 + HCl;$$

$$H_3AsO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \to H_3AsO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O.$$

232. См. условие задачи 219.

$$NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow NaCrO_4 + NaBr + H_2O;$$

$$FeS + HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_2 + S + NO + H_2O.$$

233. См. условие задачи 219.

$$HNO_3 + Zn \rightarrow N_2O + Zn(NO_3)_2 + H_2O;$$

$$FeSO_4 + KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + KCl + H_2O.$$

234. См. условие задачи 219.

$$K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow Cl_2 + CrCl_3 + KCl + H_2O;$$

$$Au + HNO_3 + HCl \rightarrow AuCl_3 + NO + H_2O.$$

235. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) NH_3 и $KMnO_4$; б) HNO_2 и HI; в) HCl и H_2Se? Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:

$$KMnO_4 + KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O + KNO_3.$$

236. См. условие 219.

$$HCl + CrO_3 \rightarrow Cl_2 + CrCl_2 + H_2O;$$

$$Cd + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow CdSO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O.$$

237. См. условие задачи 219.

$$Cr_2O_3 + KClO_3 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KCl + H_2O;$$

$$MnSO_4 + PbO_2 + HNO_3 \rightarrow HMnO_4 + Pb(NO_3)_2 + PbSO_4 + H_2O.$$

238. См. условие задачи 219.

$$H_2SO_3 + HClO_3 \rightarrow H_2SO_4 + HCl;$$

$$FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O.$$

239. См. условие задачи 219**.**

$$I_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow HIO_3 + HCl;$$

$$K_2Cr_2O_7 + H_3PO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + H_3PO_4 + K_2SO_4 + H_2O.$$

240. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) PH_3 и HBr; б) $K_2Cr_2O_7$ и H_3PO_3; в) H_2S и HNO_3? Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:

$$AsH_3 + HNO_3 \rightarrow H_3AsO_4 + NO_2 + H_2O.$$

241. См. условие задачи 219.

$$I_2 + NaOH \rightarrow NaOCl + NaI + H_2O;$$

$$FeCO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_\$)_3 + CO_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O.$$

242. Исходя из степени окисления серы, азота, определите, какими свойствами обладают вещества, участвующие в приведенных ниже окислительно-восстановительных реакциях. Составьте ионно-электронные уравнения, подберите коэффициенты:

а) $H_2S + HNO_3 \rightarrow S + NO_2 + H_2S$;

б) $H_2S + SO_2 \rightarrow S + H_2O$.

243. Закончите уравнения реакций внутримолекулярного окисления-восстановления, подобрав коэффициенты:

$KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$;

$AgNO_3 \rightarrow Ag + NO_2 + O_2$.

244. Составьте уравнения реакций диспропорционирования:

$$H_2MnO_4 \rightarrow MnO_2 + HMnO_4 + H_2O.$$

245. Закончите уравнения реакций внутримолекулярного окисления-восстановления, подобрав коэффициенты у реагирующих веществ:

а) $NH_4NO_2 \rightarrow N_2O + H_2O$,

б) $HgO \rightarrow Hg + O_2$.

Электродные потенциалы и электродвижущие силы

246. В два сосуда с голубым раствором медного купороса поместили: в первый цинковую пластинку, а во второй серебряную. В каком сосуде цвет раствора постепенно пропадает? Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

247. Уменьшится, увеличится или останется без изменения масса цинковой пластины при взаимодействии ее с растворами: а) $CuSO_4$; б) $MgSO_4$; в) $Pb(NO_3)_2$? Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

248. При какой концентрации ионов $[Zn^{+2}]\,(моль/л)$ потенциал цинкового электрода будет на $0{,}015\,B$ меньше его стандартного электродного потенциала? Ответ: $0{,}30\ моль/л$.

249. Марганцовый электрод в растворе его соли имеет потенциал $(-1{,}23\ B)$. Вычислите концентрацию ионов $[Mg^{+2}]\,(моль/л)$.

Ответ: $1{,}89\cdot10^{-2}\ моль/л$.

250. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС медно-кадмиевого гальванического элемента, в котором $[Cd^{+2}]=0{,}8\ моль/л$, а $[Cu^{+2}]=0{,}01\ моль/л$. Ответ: $0{,}68\ B$.

251. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медь была бы катодом, а в другом – анодом. Напишите для каждого из этих элементов электронные уравнения реакций, протекающие на катоде и на аноде.

252. При какой концентрации ионов $[Cu^{+2}]\,(моль/л)$ значение электродного потенциала медного электрода становится равным стандартному электродному потенциалу водородного электрода?

Ответ: $1{,}89\cdot10^{-12}\ моль/л$.

253. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из свинцовой и магниевой пластин, опущенных в растворы своих солей с концентрацией $[Cu^{+2}]=[Mg^{+2}]=0{,}01\ моль/л$. Изменится ли ЭДС этого элемента, если концентрацию каждого из ионов увеличить в одинаковое число раз? Ответ: $2{,}244\ B$.

254. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых никель является катодом, а в другом анодом. Напишите для каждого из этих элементов электронные уравнения реакций, протекающие на катоде и на аноде.

255. Составьте схему гальванического элемента, в основе которого лежит реакция, протекающая по уравнению: $Ni+Pb(NO_3)_2\rightarrow Ni(NO_3)_2+Pb$. Напишите электронные уравнения анодного и катодного процессов. Вычислите ЭДС этого элемента, если $[Ni^{+2}]=0{,}01\ моль/л$, $[Pb^{+2}]=0{,}0001\ моль/л$. Ответ: $0{,}064\ B$.

Электролиз водных растворов

256. Электролиз раствора K_2SO_4 проводили при силе тока $5\ A$ в течение $3\ ч$. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какая масса воды при этом разложилась и чему равен объем газов ($н.у.$), выделившихся на катоде и на аноде?

Ответ: $5{,}03\ г$; $6{,}266\ л$; $3{,}133\ л$.

257. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора KOH. Чему равна сила тока, если в течение $1\ час\ 15\ мин\ 20\ сек$ на аноде выделилось $6{,}4\ г$ газа? Сколько литров газа ($н.у.$) выделилось при этом на катоде? Ответ: $17{,}08\ А$; $8{,}96\ л$.

258 . Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах при электролизе раствора Na_2SO_4. Вычислите массу вещества, выделившегося на катоде, если на аноде выделяется $1{,}12\ л$ газа ($н.у.$). Какая масса H_2SO_4 образуется при этом возле анода?

Ответ: $0{,}8\ г$; $9{,}8\ г$.

259. При электролизе соли некоторого металла в течение $1{,}5\ ч$ при силе тока $1{,}8\ А$ на катоде выделилось $17{,}5\ г$ этого металла. Вычислите эквивалентную массу металла. Ответ: $17{,}37\ г/моль$.

260. При электролизе раствора $CuSO_4$ на аноде выделилось $168\ см^3$ газа ($н.у.$). Составьте электронные уравнения процессов, протекающих на электродах, и вычислите, какая масса меди выделилась на катоде.

Ответ: $0{,}953\ г$.

261. Составьте схемы электролиза электролитов в водных растворах:

а) нитрата меди (II) с медным анодом; б) нитрата серебра с серебряным анодом; в) сульфата кадмия с кадмиевым анодом.

262. Сколько времени надо пропускать ток силой $2\ А$ через раствор нитрата серебра при серебрении медного цилиндра глубокой печати, чтобы на его поверхности отложилось $9\ г$ серебра? Ответ: $67\ мин$.

263. Определите эквивалент кадмия, если известно, что при пропускании тока через раствор нитрата кадмия на катоде выделилось $11{,}2\ г$ кадмия, а на аноде $1{,}12\ л$ кислорода ($н.у.$). Ответ: $56\ г/моль$.

264. Сколько литров хлора при $н.у.$ выделилось на аноде при электролизе хлорида меди (II), если на катоде выделилось $1{,}6\ г$ меди?

Ответ: $560\ мл$.

265. Электролиз раствора Na_2SO_4 проводили в течение $5\,ч$ при силе тока $7\,A$. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какая масса воды при этом разложилась и чему равен объем газов ($н.у.$), выделившихся на катоде и аноде?

Ответ: $11{,}75\,г$; $14{,}62\,л$; $7{,}31\,л$.

266. Сколько граммов серебра выделится на катоде при пропускании через раствор нитрата серебра тока силой $4\,A$ в течение $0{,}5\,ч$.

Ответ: $8{,}06\,л$.

267. Электролиз раствора $CuSO_4$ проводили с медным анодом в течение $4\,ч$ при силе тока $50\,A$. При этом выделилось $224\,г$ меди. Вычислите выход по току (отношение массы выделившегося вещества к теоретически возможной). Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах в случае медного и угольного анода.

Ответ: $94{,}48\,\%$.

268. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах при электролизе раствора $AgNO_3$. Если электролиз проводить с серебряным анодом, то его масса уменьшается на $5{,}4\,г$. Определите расход электричества при этом. Ответ: $4830\,Кл$.

269. Какой силы ток надо пропустить через раствор сульфата хрома (III), чтобы в течение $0{,}5\,ч$ выделилось $3{,}25\,г$ хрома? Ответ: $10\,A$.

270. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на графитовых электродах при электролизе раствора KBr. Какая масса вещества выделяется на катоде и на аноде, если электролиз проводить в течение $1\,ч\,35\,мин$ при силе тока $15\,A$? Ответ: $0{,}886\,г$; $70{,}79\,г$.

271. При пропускании через раствор хлорида калия постоянного электрического тока на катоде выделилось $2{,}24\,г$ газа (какого?) Сколько гидроксида калия образовалось? Ответ: $11{,}2\,г$ в растворе.

272. При электролизе соли трехвалентного металла при силе тока $1{,}5\,A$ в течение $30\,мин$ на катоде выделилось $1{,}071\,г$ металла. Вычислите атомную массу металла. Ответ: $114{,}82$.

273. Сколько никеля выделится из раствора нитрата никеля при пропускании тока силой $2\,A$ в течение $40\,с$. Ответ: $\sim 0{,}025\,г$.

Коррозия металлов и методы защиты от коррозии

274. Как происходит атмосферная коррозия луженого железа и луженой меди при нарушении покрытия? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

275. Если пластину из чистого цинка опустить в разбавленную кислоту, то начинающееся выделение водорода, которое вскоре почти прекращается. Однако, при прикосновении к цинку медной палочкой на последней начинается бурное выделение водорода. Дайте этому объяснение, составив электронные уравнения анодного и катодного процессов. Напишите уравнение протекающей химической реакции.

276. В чем сущность протекторной защиты металла от коррозии? приведите пример протекторной защиты железа в электролите, содержащем растворенный кислород. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

277. Железное изделие покрыли никелем. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в хлороводородной (соляной) кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случае?

278. Почему химически чистое железо более стойко против коррозии, чем техническое железо? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии технического железа во влажном воздухе и в кислой среде.

279. Какое покрытие металла называется анодным и какое катодным? Назовите несколько металлов, которые могут служить для анодного и катодного покрытия железа. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии железа, покрытого медью, во влажном воздухе и в кислой среде.

280. Железное изделие покрыли кадмием. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в хлороводородной (соляной) кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

281. Железное изделие покрыли свинцом. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в хлороводородной (соляной) кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

282. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов с кислородной и водородной деполяризацией при коррозии пары металлов алюминий – железо. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

283. Как протекает атмосферная коррозия железа, покрытого слоем никеля, если покрытие нарушено? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов. Каков состав продуктов коррозии?

Жесткость воды и методы ее умягчения

284. Вычислите карбонатную жесткость воды, зная, что для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в $200\,см^3$ воды, требуется $15\,см^3$ $0{,}08\,н.$ раствора HCl. Ответ: $6\,мг-экв/л$.

285. В $1\,л$ воды содержится ионов магния $36{,}47\,мг$ и ионов кальция $50{,}1\,мг$. Чему равна жесткость этой воды? Ответ: $5{,}5\,мг-экв/л$.

286. Какая масса $CaSO_4$ содержится в $200\,л$ воды, если жесткость, обуславливаемая этой солью, равна $8\,мг-экв$? Ответ: $108{,}9\,г$.

287. Какие ионы надо удалить из природной воды, чтобы сделать ее мягкой? Введением каких ионов можно умягчить воду? Составьте уравнения соответствующих реакций. Какую массу $Ca(OH)_2$ надо прибавить к $2{,}5\,л$ воды, чтобы устранить ее жесткость, равную $4{,}43\,мг-экв/л$?

Ответ: $0{,}406\,г$.

288. Какую массу карбоната натрия надо прибавить к $400\,л$ воды, чтобы устранить жесткость, равную $3\,мг-экв/л$? Ответ: $63{,}6\,г$.

289. Вода, содержащая только сульфат магния, имеет жесткость $7\,мг-экв/л$. Какая масса сульфата магния содержится в $300\,л$ этой воды?

Ответ: $126{,}3\,г$.

290. Какую массу гидроксида кальция надо прибавить к $275\,г$ воды, чтобы устранить ее карбонатную жесткость, равную $5{,}5\,мг-экв$?

Ответ: $56{,}96\,г$.

291. К $1\,м^3$ жесткой воды прибавили $132{,}5\,г$ карбоната натрия. На сколько понизилась жесткость? Ответ: на $2\,мг-экв/л$.

292. На каких химических свойствах веществ основано умягчение воды при взаимодействии гидрокарбоната кальция с его гидроксидом? Напишите уравнения реакций.

293. Коагулирование коллоидных примесей в технической воде осуществляется добавлением к ней сульфата алюминия. Образующийся хлопьевидный гидроксид алюминия обволакивает коллоидные частицы и вызывает их осаждение. Объясните образование гидроксида алюминия в результате реакции, происходящей в жесткой воде:

$$Al_2(SO_4)_3 + 3Ca(HCO_3)_2 = 3CaSO_4 + 2Al(OH)_3 + 6CO_2 \uparrow .$$

294. Как отличить дистиллированную воду от природной? Ответ мотивируйте.

295. Анализом установлено, что один литр воды содержит $1{,}62\ г$ гидрокарбоната кальция. Сколько $20\% - го$ раствора карбоната натрия потребуется для устранения жесткости этой воды?

296 К жесткой воде, содержащей гидрокарбонат кальция, прилили раствор гашеной извести. Что при этом происходит? Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

297. В воде содержится $120\ мг/л$ гидрокарбоната кальция и $200\ мг/л$ сульфата кальция. Сколько потребуется кальцинированной соды для умягчения $2\ м^3$ такой воды?

298. Сколько кальцинированной соды надо добавить к $20\ м^3$ воды, чтобы устранить ее жесткость, равную $96\ мг-экв\,[Ca^{+2}]$?

299. В $1\ л$ воды содержится $60\ мг\,[Ca^{+2}]$ ионов и $12\ мг\,[Mg^{+2}]$ ионов. Сколько надо взять соды для устранения жесткости $50\ м^3$ такой воды?

300. Для умягчения жесткой воды в промышленности используют ионно-обменные смолы-иониты. Приняв условно формулу катионита RH_2, а анионита $R(OH)_2$, напишите уравнения реакций, происходящих при пропускании через иониты воды, содержащей гидрокарбонаты кальция и магния.

301. При пропускании через катионит в H - форме $100\ м^3$ жесткой воды, содержащей гидрокарбонат кальция, масса катионита увеличилась на $5{,}7\ кг$. Определите жесткость этой воды.

302. Какие из перечисленных ниже веществ можно использовать для устранения жесткости воды, содержащей гидрокарбонат кальция: а) поташ; б) азотная кислота; в) гидроксид калия; г) хлорид бария? Дайте обоснованный ответ и напишите уравнения соответствующих реакций.

303. В жесткой воде железо обычно присутствует в виде гидрокарбоната железа (II). При хранении такая вода мутнеет, приобретая слабую окраску. В результате, каких химических реакций происходят наблюдаемые изменения?

304. В $220\ л$ воды содержится $11\ г$ сульфата магния, чему равна жесткость этой воды? Ответ: $0{,}83\ мг-экв/л$.

305. Вычислите жесткость воды, зная, что в $600\ л$ ее содержится $65{,}6\ г$ гидрокарбоната магния и $61{,}2\ г$ сульфата кальция. Ответ: $3{,}2\ мг-экв/л$.

306. Какую массу Na_3PO_4 надо прибавить к $500\ л$ воды, чтобы устранить ее карбонатную жесткость, равную $5\ мг-экв/л$. Ответ: $136{,}6\ г$.

307. Мел практически нерастворим в воде. Почему вода, протекающая по местам залегания мела, обладает повышенной жесткостью?

308. Какие явления будут наблюдаться, если к раствору гидрокарбоната кальция прилить: а) избыток соляной кислоты; б) избыток раствора соды Na_2CO_3; в) известковую воду; г) избыток азотной кислоты?;

д) гидроксид бария? Напишите ионные уравнения соответствующих реакций.

309. Какое количество гашеной извести, содержащей 60% $Ca(OH)_2$, необходимо для устранения временной жесткости $1000\ м^3$ воды, если в $1\ л$ H_2O находится $10\ мг-экв$ HCO_3^-?

310. Какое количество $95\%-ой$ соды Na_2CO_3 необходимо для устранения общей жесткости $1000\ м^3$ воды, если $1\ л$ H_2O содержит $1\ мг-экв$ кальция и магния?

311. Жесткость воды, в которой растворен только гидрокарбонат кальция, равна $4\ мг-экв$. Какой объем $0{,}1\ н.$ раствора HCl потребуется для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащемся в $75\ см^3$ этой воды.

Ответ: $3\ см^3$.

312. В $1\ м^3$ воды содержится $140\ г$ сульфата магния. Вычислите жесткость этой воды. Ответ: $2{,}33\ мг-экв/л$.

313. К $100\ л$ жесткой воды прибавили $12{,}95\ г$ гидроксида кальция. На сколько понизилась карбонатная жесткость? Ответ: на $3{,}5\ мг-экв/л$.

Основы химии вяжущих веществ

314. Почему известковую воду надо хранить в хорошо закупоренных склянках? Ответ подтвердите уравнением реакции.

315. Если через известковую воду продувать выдыхаемый из легких воздух, то вода мутнеет. Почему? Напишите уравнение соответствующей реакции.

316. Какие соединения магния и кальция применяются в качестве вяжущих строительных материалов? Чем обусловлены их вяжущие свойства?

317. Как можно получить карбид кальция? Что образуется при его взаимодействии с водой? Напишите уравнения соответствующих реакций.

318. Как можно получить гидроксиды щелочных металлов? Почему едкие щелочи необходимо хранить в хорошо закрытой посуде? Составьте уравнения реакций, происходящих при насыщении гидроксида натрия: а) хлором; б) оксидом серы (VI) SO_3; в) сероводородом H_2S.

319. При сплавлении оксида бериллия происходит взаимодействие с диоксидом кремния и с оксидом натрия. Напишите уравнения соответствующих реакций. О каких свойствах BeO говорят эти реакции?

320. При пропускании диоксида углерода через известковую воду (раствор $Ca(OH)_2$) образуется осадок, который при дальнейшем пропускании CO_2 растворяется. Дайте объяснение этому явлению. Составьте уравнения реакций.

321. Какое свойство кальций позволяет применять его в металлотермии для получения некоторых металлов из их соединений? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакция кальция: а) с P_2O_5; б) с $CaSO_4$. В каждой из этих реакций окислитель восстанавливается максимально, приобретая низшую степень окисления.

322. Какие соединения называют негашеной и гашеной известью? Составьте уравнения реакций их получения. Какое соединение образуется при прокаливании негашеной извести с углем? Что является окислителем и восстановителем в последней реакции? Составьте электронные и молекулярные уравнения.

323. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций:

а) кальция с водой; б) магния с азотной кислотой, учитывая, что окислитель приобретает низшую степень окисления.

324. Составьте уравнения реакций, которые нужно провести для осуществления следующих превращений:

$$Ca \rightarrow CaH_2 \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2.$$

Назовите все полученные вещества.

325. Почему раствор медного купороса, применяемый для обработки стен перед побелкой, нельзя хранить в железном или оцинкованном ведре? Объясните и напишите уравнения соответствующих реакций.

326. Чтобы обнаружить соляную кислоту в растворе магния, к нему добавляют магнезит (карбонат магния). Если при этом выделяются пузырьки газа (какого?), то раствор содержит кислоту. Напишите уравнение соответствующей реакции.

327. Белая краска литопон содержит пигмент, состоящий из сульфата бария и сульфида цинка. При действии на литопон соляной кислотой выделяется газ с неприятным запахом. Этим свойством литопона пользуются для того, чтобы отличить его от других белых красок. Напишите уравнение реакции образования этого газа и назовите его.

328. Растворы солей $MgCl_2; MgSO_2$, $FeSO_4$ применяют для затвердения каустического магнезита (оксида магния) при производстве магнезиальных вяжущих. Напишите уравнения реакций получения этих солей.

329. Почему нельзя «затворять» негашеную известь или хранить гашеную в алюминиевой таре? Дайте обоснованный ответ и напишите уравнение соответствующей реакции.

330. Напишите уравнение реакций, при помощи которых не растворимый SiO_2 можно превратить в растворимые соединения кремния.

331. Для производства оконного стекла используют кварцевый песок, кальцинированную соду и известняк. Какие химические реакции происходят между этими веществами в стеклоплавильной печи? Напишите уравнения этих реакций.

332. Для штукатурных работ на морозе штукатурку «затворяют» хлорированной водой, которую получают из хлорной извести. Напишите уравнение реакции между водой и хлорной известью.

333. В состав силикатной грунтовки входят мел и жидкое стекло, как можно обнаружить карбонат кальция грунтовки и определить его массу?

334. Напишите уравнения реакций получения силиката калия тремя способами.

335. В две пробирки поместили по кусочку мрамора и прилили: в одну– соляной, в другую – серной кислоты. Что Вы можете наблюдать? Объясните наблюдаемое явление.

336. Свинцовые белила содержат в качестве пигмента основной карбонат свинца (II) $Pb_3(OH)_2(CO_3)_2$. При действии на эти белила азотной кислоты выделяется бесцветный газ, а при действии сероводорода – пигмент чернеет. Объясните явления и напишите уравнения соответствующих реакций.

337. Цинковые белила в качестве белого пигмента содержат оксид цинка, иногда, с примесью мела. Как обнаружить присутствие мела в таких белилах? Определить его процентное содержание.

338. Цвет некоторых пигментов, входящих в малярные краски, изменяется в зависимости от среды (щелочной, кислой). Почему известковые и силикатные материалы изменяют цвет некоторых пигментов? Для обоснования ответа составьте уравнения соответствующих реакций.

339. В воде источника обнаружены следующие ионы: Na^+, Ca^{+2}, Mg^{+2}, Fe^{+3}, Cl^-, HCO_3^-, Br^-. Напишите формулы солей, при растворении которых образуются эти ионы.

340. Черные краски, используемые в малярном деле, содержат пигмент сажу или оксид марганца (IV). Как, имея только соляную кислоту, распознать эти краски? Напишите уравнения соответствующих реакций.

341. Для получения серых красок в качестве пигмента используют порошок графита или цинковую пыль в смеси с оксидом цинка. При помощи какого вещества можно распознать эти пигменты? Напишите уравнение реакции.

342. Как получить диоксид углерода в промышленности и в лаборатории? Напишите уравнения соответствующих реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$NaHCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2.$$

343. Какое применение находит кремний? Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:

$$SiO_2 \rightarrow Si \rightarrow K_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3;$$

$$Mg_2Si \rightarrow SiH_4 \rightarrow SiO_2 \rightarrow K_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3.$$

При каком превращении происходит окислительно-восстановительная реакция?

Список рекомендуемой литературы

Основная

1. Неорганическая химия: в 3-х т. / Под ред. Ю. Д. Третьякова. Т. 2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш. учеб. заведений / А. А. Дроздов, В. П. Зломанов, Г. Н. Мазо, Ф. М. Спиридонов – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 368 с.
2. Глинка Н. Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов / Под ред. А. И. Ермакова – Издание 30-е, исправленное – М.: Интеграл-Пресс, 2003. – 728 с.
3. Задачи и упражнения по общей химии / Под ред. Коровина Н. В. – М.: Высшая школа, 2003. – 225 с.
4. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебное пособие для вузов / Под ред. В. А. Рабиновича и Х. М. Рубиной. При участии Т. Е. Алексеевой, Н. Б. Платуновой, В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной, Т. Е. Хрипуновой. – М.: Интеграл – Пресс, 2002. – 240 с.
5. Коровин Н. В., Мигулина Э. И., Рыжова Н. Г. Лабораторные работы по химии. – М.: Высшая школа, 2001.
6. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия: Учебное пособие для вузов. – 3-е изд., перераб. и доп. – М.: Высшая школа, 1998.-743 с.
7. Коровин Н. В. Общая химия: Учебник для технических направл. и спец. вузов. – М.: Высшая школа, 1998. – 559 с.
8. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 1997. 520 с.
9. Гольбрайх З. Е., Маслов Е. И. Сборник задач и упражнений по химии. – М.: Высшая школа,1997. – 384 с.
10. Практикум по неорганической химии / Под ред. профессора В. П. Зломанова – М.: Издательство МГУ, 1994. – 320 с.

Дополнительная

1. Карапетьянц М. Х., Дракин С. И. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов. – 4-е изд., стер. – М.: Химия, 2000, 592 с.

2. Лидин Л. А., Аликберова Л. Ю., Логинова Г. П. Неорганическая химия в вопросах. – М.:Химия. 1991.

3. Романцева Л. М., Лещинская З. Л., Суханова В. А. Сборник задач и упражнений по общей химии. – М.: Высшая школа, 1991.

4. Степин Б. Д. Применение международной системы единиц физических величин в химии. – М.: Высшая школа, 1990.

5. Ленский А.С. Введение в биорганическую и биофизическую химию. – М.: Высшая школа, 1989. – 256 с.

6. Зубович И. А. Неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 1989. – 432 с.

7. Васильева З. Г., Грановская А. А., Таперова А. А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. – Ленинград: Химия, 1986. – 288 с.

8. Лидин Р. А., Молочко В. А., Андреева Л. Л. Основы номенклатуры неорганических веществ. – М.: Химия, 1983.

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
«СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Методические указания для практических занятий по дисциплине
«Дополнительные главы неорганической химии»
Направление подготовки 04.04.01 Химия
Направленность (профиль) «Аналитическая химия и химическая экспертиза»

Ставрополь, 2026

Примеры решения задач

Задача 1. Моль. Эквивалент и эквивалентные массы простых и сложных веществ.

Выразите в молях: а) $6{,}02 \cdot 10^{21}$ молекул CO_2; б) $1{,}2 \cdot 10^{24}$ атомов кислорода; в) $2{,}00 \cdot 10^{23}$ молекул воды. Чему равна мольная (молярная) масса указанных веществ?

Решение. *Моль – это количество вещества, в котором содержится число частиц любого определенного сорта, равное постоянной Авогадро (*$6{,}02 \cdot 10^{23}\ моль^{-1}$*)* . Отсюда: а) $6{,}02 \cdot 10^{21}$, т. е. $0{,}01\ моль$; б) $1{,}20 \cdot 10^{24}$, т. е. $2\ моль$; в) $2{,}00 \cdot 10^{23}$, т. е. $1/3\ моль$.

Масса моля вещества выражается в $г/моль$ или $кг/моль$. Мольная масса вещества в граммах численно равна его относительной (атомной) массе A_r, выраженной в атомных единицах массы ($а.е.м.$).

Так как молекулярные массы CO_2 и H_2O и атомная масса кислорода (O) соответственно равны $44\ г/моль$, $18\ г/моль$ и $16\ а.е.м.$, то их мольные массы равны: а) $44\ г/моль$; б) $18\ г/моль$; в) $16\ г/моль$.

Эквивалент. *Эквивалентом вещества называется такое его количество, которое соединяется с* $1\ молем$ *атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.*

Эквивалентной массой называется масса одного эквивалента вещества.

Задача 2. Закон эквивалентов.

На восстановление $7{,}09\ г$ оксида двухвалентного металла требуется $2{,}24\ л$ водорода ($н.у.$). Вычислите эквивалентную массу металла. Чему равна атомная масса металла?

Решение. *Согласно закону эквивалентов*, массы реагирующих друг с другом веществ пропорциональны их эквивалентным массам:

$$\frac{m_1}{m_{Э(1)}} = \frac{m_2}{m_{Э(2)}} \quad (1) \text{ или } \frac{m\,(MeO)}{m_Э\,(MeO)} = \frac{m\,(H_2)}{m_Э\,(H_2)} \quad (2),$$

если одно из веществ находится в газообразном состоянии, то, как правило, его количество измеряется в объемных единицах ($см^3$, $мл$, $л$, $м^3$).

Объем, занимаемый при данных условиях одним эквивалентом вещества, называется **эквивалентным объемом.**

Мольный объем любого газа при *н.у.* равен $22{,}4\ л/моль$. Определим эквивалентный объем молекулы водорода (H_2) состоящей из двух атомов, т. к. в $22{,}4\ л$ H_2 содержится при нормальных условиях $2\ моля$ атомов водорода, а эквивалент водорода равен $1\ моль$, то в $22{,}4\ л$ H_2 содержится 2 эквивалента водорода, значит эквивалентный объем водорода равен: $Э_V(H_2) = 11{,}2\ л/моль$; аналогично можно определить и для кислорода. В формуле (2) отношение $\frac{m(H_2)}{m_Э(H_2)}$ заменяем равным ему отношением $\frac{V(H_2)}{Э_V(H_2)}$, где $V(H_2)$ – объем водорода, $Э_V(H_2)$ – эквивалентный объем водорода:

$$\frac{m\,(MeO)}{m_Э\,(MeO)} = \frac{V(H_2)}{Э_V(H_2)}. \qquad (3)$$

Из уравнения (3) находим эквивалентную массу оксида металла:

$$\frac{7{,}09}{m_Э\,(MeO)} = \frac{2{,}24}{11{,}2};\ m_Э(MeO) = \frac{7{,}09\ г \cdot 11{,}2\ л/моль}{2{,}24\ л} = 35{,}5\ г/моль.$$

Согласно закону эквивалентов, $m_Э(MeO) = m_Э(Me) + m_Э(O)$, отсюда $m_Э(Me) = m_Э(MeO) - m_Э(O) = 35{,}5 - 8 = 27{,}5\ г/моль$.

Мольная масса металла определяется из соотношения $m_Э = \frac{A}{B}$, где

$m_Э$ – эквивалентная масса $г/моль$; A – атомная масса металла *а.е.м.*,

B – валентность элемента, отсюда: $A = m_Э \cdot B = 22{,}5 \cdot 2 = 55{,}0\ г/моль$.

Так как атомная масса в *а.е.м.* численно равна мольной (молярной) массе, выраженной в $г/моль$, то искомая атомная масса металла $55{,}0$ *а.е.м.*

Задача 3. Строение атома и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.

Составьте электронную формулу атома элемента с учетом значений квантовых чисел электронов наружного слоя. Напишите электронную формулу атома элемента и назовите его, если значения квантовых чисел (n, l, m_l, m_S) электронов наружного электронного слоя следующие: $4,\ 1,\ -1,\ +\frac{1}{2};\ 4,\ 1,\ 0,\ +\frac{1}{2};\ 4,\ 1,\ 1,\ +\frac{1}{2}.$

Решение. Состояние каждого электрона наружного энергетического уровня определяется следующим набором квантовых чисел:

1-ый электрон: $n = 4;\ l = 1;\ m_l = -1;\ m_S = +\frac{1}{2};$

2-ой электрон: $n = 4;\ l = 1;\ m_l = 0;\ m_S = +\frac{1}{2};$

3-й электрон: $n = 4;\ l = 1:\ m_l = +1;\ m_S = +\frac{1}{2}.$

Главное квантовое число равно четырем, следовательно, электроны находятся на 4-м энергетическом уровне. Орбитальное квантовое число определяет форму атомной орбитали. Если $l = 1$, то орбиталь называется p-орбиталью, следовательно, эти три электрона находятся на p-подуровне четвертого энергетического уровня.

Магнитное квантовое число m_l $(-1,\ 0,\ +1)$ определяет ориентацию атомной орбитали в пространстве. На всех p-орбиталях (P_x, P_y, P_z) находится по одному электрону ($m_S = +\frac{1}{2}$). Наружный энергетический уровень атома этого элемента содержит пять электронов: $\ldots 4s^2 4p^3$. Такую электронную конфигурацию наружного энергетического уровня имеет атом мышьяка As, электронная формула которого следующая: ${}_{33}As \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3 4d^0$.

Задача 4. Принцип наименьшей энергии. Два правила Клечковского.

Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковым номером 16 и 22. Покажите распределение электронов этих атомов по квантовым ячейкам.

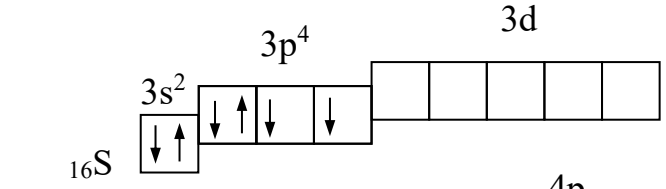
Решение. Электронные формулы отображают распределение электронов в атоме по энергетическим уровням, подуровням (атомным орбиталям). Около ядерное пространство, в котором с наибольшей вероятностью (0,9 – 0,95%) может находиться электрон, ***называется атомной орбиталью***. Электрон занимает тот энергетический подуровень, на котором он обладает наименьшей энергией, т. е. где сумма ($n + l$) наименьшая (правило Клечковского).

Так как число электронов в атоме того или иного элемента равно его порядковому номеру в таблице Д. И. Менделеева, то для элементов с $№16 -$ сера, с $№22 -$ титан. Составим электронные формулы для атомов данных элементов по принципу наименьшей энергии:

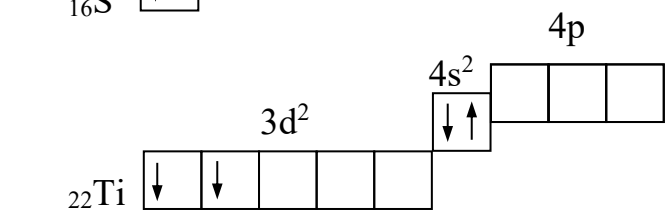
${}_{16}S \qquad 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4\ 3d^0$

$n =\ 1 \quad 2 \quad 2 \quad 3 \quad 3 \quad 3$

$l =\ 0 \quad 0 \quad 1 \quad 0 \quad 1 \quad 2$



$3s^2\,3p^4$ – валентное состояние



$3d^2\,4s^2$ – валентное состояние

$n + l =$ 1 2 3 3 4 5

$_{22}Ti \quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^2\ 4s^2\ 4p\ 4d\ 4f$

$n =$ 1 2 2 3 3 3 4 4 4 4

$l =$ 0 0 1 0 1 2 0 1 2 3

$n + l =$ 1 2 3 3 4 5 4 5 6 7

Если сумма $(n + l)$ для каких-либо подуровней одинакова, то электрон стремится на тот подуровень, у которого значение n – главного квантового числа наименьшее, а l – наибольшее (2-я часть правила Клечковского).

Электронная структура атомов может быть изображена графически по квантовым ячейкам, которые являются схематическим изображением атомных орбиталей (AO). Квантовую ячейку обозначают в виде прямоугольника, а электроны в этих ячейках обозначают стрелками. В каждой квантовой ячейке может быть не более двух электронов с противоположно направленными спинами ($\uparrow\downarrow$) . Орбитали данного подуровня заполняются сначала по одному электрону с одинаковыми спинами, а затем по второму электрону с противоположно направленными спинами (правило Гунда). Электрон в атоме должен отличаться хотя бы одним квантовым числом, т. е. *в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел (принцип Паули-1925).*

Задача 5. Энергетика химических процессов (химическое сродство).

Расчет теплового эффекта реакции по стандартным теплотам образования реагирующих веществ. Термохимические расчеты основаны на законе Гесса (1840): **тепловой эффект реакции зависит только от природы и физического состояния исходных веществ и конечных продуктов, но не зависит от пути перехода.**

Часто в термохимических расчетах применяют следствие из закона Гесса: *тепловой эффект реакции ($\Delta Hx.p.$) равен сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции*:

$$\Delta Hx.p. = \sum \Delta H_{обр.прод.} - \sum \Delta H_{обр.исх.в-в} \qquad (4)$$

Определите количество теплоты, выделяющееся при гашении $100\,кг$ извести водой, если стандартные теплоты образования реагирующих веществ равны ($кДж/моль$):

$$\Delta H°_{298}(CaO_{(кр)}) = -635{,}1;\ \Delta H°_{298}(H_2O_{(ж)}) = -285{,}84;\ \Delta H°_{298}(Ca(OH)_{2(кр)}) = -986{,}2.$$

Решение. Реакция гашения извести:

$$CaO_{(кр)} + H_2O(ж) = Ca(OH)_{2(ж)}.$$

Тепловой эффект реакции по закону Гесса равен:

$$\Delta H°x.p. = \Delta H°_{298}(Ca(OH)_{2(кр)} - [\Delta H°_{298}(CaO_{(кр)}) + \Delta H°_{298}(H_2O_{(ж)})] =$$
$$= -986{,}2 - (-635{,}1 - 285{,}84) = -65{,}3\ кДж.$$

Тепловой эффект реакции рассчитан на $1\,моль\ CaO$, т.е. на $56\,г\ CaO$, $M(CaO) = 56\,г/моль$. Составим пропорцию:

из $56\,г\,(CaO)$ выделяется теплота $-65{,}3\,кДж$

из $100000\,г\,(CaO)$ выделяется $X\,кДж$.

Из пропорции определяем сколько выделится тепловой энергии при гашении $100\,кг$ CaO:

$$X = \frac{100000 \cdot (-65{,}3)}{56} = -1{,}16 \cdot 10^5\ кДж.$$

Ответ: $-1{,}16 \cdot 10^5\ кДж$.

Задача 6. Вычислить теплоту образования $CaCO_3$ по теплоте реакции разложения $CaCO_3$ на CaO и CO_2, равной $200{,}9\,кДж$, если известно, что $\Delta H_{обр.}(CaO_{(кр)}) = 635{,}2\,кДж$, $\Delta H_{обр.}(CO_{2(г)}) = -393{,}6\,кДж$.

Решение. Из уравнения реакции следует:

$$\Delta H_{обр.}(CaCO_3) + \Delta H_{обр.}(CaO) + \Delta H_{обр.}(CO_2) = -200{,}9\,кДж.$$

Отсюда:

$$-\Delta H_{обр.}(CaCO_3) = 200{,}9\,кДж - \Delta H_{обр.}CaO_{(к)} - \Delta H_{обр.}CO_{2(г)};$$
$$\Delta H_{обр.}CaCO_3 = -200{,}9 + \Delta H_{обр.}CaO + \Delta H_{обр.}CO_2 = -200{,}9 - 653{,}2 - 393{,}6 =$$
$$= -1229{,}7\ кДж.$$

Задача 7. Химическая кинетика и химическое равновесие.

Вычисление скорости реакции по концентрациям реагирующих веществ

Реакция между веществами A и B протекает по уравнению: $A + 2B = C$, начальные концентрации равны: $[A] = 8 моль/л$; $[B] = 10 моль/л$. Константа скорости реакции равна $0{,}3\ л^2 \cdot моль^{-2} \cdot с^{-1}$. Вычислите скорость химической реакции в начальный момент и в тот момент, когда в реакционной смеси останется $30\,\%$ вещества B.

Решение. Согласно закону действующих масс скорость данной химической реакции равна $\upsilon = k[A] \cdot [B]^2$.

По истечении некоторого времени в реакционной смеси останется $30\,\%$ вещества B, т. е. концентрация вещества $[B]$ станет равной $10 \cdot 0{,}3 = 3\ моль/л$. Значит, концентрация вещества $[B]$ уменьшилась на $10 - 3 = 7\ моль/л$. Т. к. вещества A и B взаимодействуют между собой в соотношении $1:2$, то концентрация вещества A уменьшилась на $3{,}5\ моль/л\,(7:2)$ и стала равной $4{,}5\ моль/л\,(8 - 3{,}5)$. Следовательно, $\upsilon_2 = 0{,}3 \cdot 4{,}5 \cdot 3^2 = 12{,}15\ моль/л \cdot с$.

Задача 8. Влияние давления на скорость реакции.

Определите, как изменится скорость реакции $2NO + O_2 = 2NO_2$, если общее давление в системе уменьшить в 5 раз.

Решение. Уменьшение давления в системе в 5 раз вызовет увеличение объема в системе в 5 раз, а концентрация реагирующих веществ уменьшается в 5 раз. Начальная скорость реакции равна:

$$\upsilon_1 = k \cdot [NO]^2 \cdot [O_2]. \qquad (5)$$

После уменьшения давления:

$$\upsilon_2 = k \cdot \frac{([NO])^2}{25} \cdot \frac{[O_2]}{5} = \frac{[NO]^2 \cdot [O_2]}{125}. \qquad (6)$$

После уменьшения давления в 5 раз скорость реакции уменьшалась в 125 раз.

Задача 9. Определение времени протекания реакции в зависимости от температуры.

При $393\ K$ реакция заканчивается за $10\ минут$. Сколько времени будет продолжаться реакция при $363\ K$, если температурный коэффициент этой реакции равен 3?

Решение. Зависимость скорости химической реакции от температуры выражается соотношением Вант-Гоффа:

$$\upsilon_{T2} = \upsilon_{T1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}, \qquad (7)$$

где γ – температурный коэффициент. Между скоростью протекания химических реакций и их продолжительностью существует обратная пропорциональная зависимость:

$$\frac{\upsilon_{T2}}{\upsilon_{T1}} = \frac{t_1}{t_2}, \qquad (8)$$

где t_1 и t_2 – время протекания реакции при температурах T_1 и T_2.

Следовательно, соотношение (7) в данном случае можно записать:

$$\frac{t_1}{t_2} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

откуда: $t_1 = t_2 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = 10 \cdot 3^{\frac{393-363}{10}} = 10 \cdot 3^3 = 10 \cdot 27 = 270\ мин = 4{,}5\ ч.$

При температуре $363\ K$ эта реакция заканчивается за $4{,}5\ ч$.

Задача 10. Вычисление равновесных концентраций реагирующих веществ.

Реакция протекает по уравнению $A + B = 2C$.Определите равновесные концентрации реагирующих веществ, если исходные концентрации веществ A и B соответственно равны: 4 и $6\ моль/л$, константа равновесия $K_p = 1$.

Решение. К моменту равновесия концентрации веществ A и B понизятся, а концентрация вещества C увеличится. На каждый моль вещества A и B образуется два моля вещества C. Поэтому, если понижение концентрации веществ A и B обозначить через $x\ молей$, то увеличение концентрации вещества C будет $2x$ молей.

Равновесные концентрации реагирующих веществ:

$$[A] = (4 - x)\ моль/л; \qquad [C] = 2x\ моль/л;$$

$$[B] = (6 - x)\ моль/л;$$

$$K_p = \frac{[C]}{[A] \cdot [B]} = \frac{4x^2}{(4 - x) \cdot (6 - x)} = \frac{4x^2}{24 - 10x + x^2};$$

$$1 = \frac{4x^2}{24 - 10x + x^2};$$

$$3x^2 + 10x - 24 = 0; \quad x = 1{,}9.$$

Отсюда равновесные концентрации реагирующих веществ равны:

$[A] = 4 - 1{,}9 = 2{,}1\ моль/л$; $[C] = 3{,}8\ моль/л$; $[B] = 6 - 1{,}9 = 4{,}1\ моль/л$.

Задача 11. Способы выражения концентраций растворов.

Количественный состав раствора определяется его концентрацией, т. е. относительным содержанием компонентов, составляющих раствор.

Концентрацией называется содержание растворенного вещества в единице массы или объема раствора.

Существует много способов выражения концентраций. Наиболее применимы следующие:

Массовая доля *выражается числом, показывающим какую долю составляет масса растворенного вещества* (m_B) *от массы раствора* (m_P). Эта безразмерная величина выражается в долях единицы или в процентах (массовый процент). Если обозначить массовую долю $\omega(C\%)$, то можно записать:

$$\omega = \frac{m_B}{m_P} \cdot 100\%. \qquad (9)$$

Если масса раствора находится по его объему $V(мл)$ **и плотности** $(г/см^3)$ **т. е.** $m = V \cdot \rho$ **, то**

$$\omega = \frac{m_B}{V \cdot \rho}. \qquad (10)$$

Молярная концентрация эквивалентов (нормальность) C_H *показывает число моль-эквивалентов растворенного вещества (число эквивалентов* $n_{экв}$*, содержащееся в* $1\,л$ *раствора (*$моль/л$*) или (*$моль-экв/л$*):*

$$C_H = \frac{n_Э \cdot 1000}{V} = \frac{m_B \cdot 1000}{m_Э \cdot V}; \qquad (11)$$

$$n = \frac{m_B}{m_Э},\ (моль - экв)$$

где $n_Э$ – эквивалентное количество растворенного вещества;

m_B – масса растворенного вещества, $г$;

$m_Э$ – молярная масса эквивалента вещества, $г/моль$.

Молярная концентрация (молярность) C_M *показывает количество растворенного (число молей) вещества, содержащееся в* 1 *л раствора (*$моль/л$*):*

$$C_M = \frac{n \cdot 1000}{V} = \frac{m_B \cdot 1000}{M \cdot V} \qquad (12)$$

$$n = \frac{m_B}{m_Э},\ (моль - экв)$$

где V – объем раствора, $л$; $мл$;

n – количество растворенного вещества, $моль$;

m – масса растворенного вещества, $г$;

M – молярная масса растворенного вещества, $г/моль$.

Моляльная концентрация (моляльность) C_m *показывает количество* (n) *растворенного вещества (число молей) , приходящееся на* 1000 *г растворителя (*$моль/кг$*)*

$$C_m = \frac{n}{m_1} 1000, \qquad (13)$$

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

Задача. Приготовление раствора заданной концентрации разбавлением водой.

Приготовить 20 *мл* $0{,}1$ *н.* раствора $NaOH$ из $0{,}5$ *н.*раствора $NaOH$.

Решение. Найдем моль-эквивалентное количество $NaOH$, содержащееся в 20 *мл* $0{,}1$ *н.* раствора $NaOH$, воспользовавшись формулой (11):

$$n_{экв} = \frac{C_H \cdot V}{1000} = \frac{0{,}1 \cdot 20}{1000} = 0{,}002\ моль - экв.$$

Найдем объем $0{,}5$ *н.* раствора, в котором содержится $0{,}002$ *моль – эквивалента* $NaOH$, воспользуемся формулой (11):

$$V = \frac{n_{экв}}{C_H} \cdot 1000 = \frac{0{,}002 \cdot 1000}{0{,}5} = 4\ мл.$$

Следовательно, чтобы приготовить 20 *мл* $0{,}1$ *н.* раствора $NaOH$, необходимо взять 4 *мл* $0{,}5$ *н.* раствора $NaOH$ и прилить 16 *мл* воды.

Задача 12. Смешение растворов (метод креста). Приготовление раствора промежуточной концентрации из двух растворов меньшей и большей плотности.

В каких весовых соотношениях надо смешать $20\,\% - ый$ раствор $NaOH$ и $5\,\% - ый$ раствор $NaOH$, чтобы получить $10\,\% - ый$ раствор?

Решение. Воспользуемся уравнением (9), и выполним следующие вычисления:

$\omega = \dfrac{m_в}{m_р} \cdot 100\,\%$ для $10\,\% - го$ раствора;

$m_в = m_в(20\,\%) + m_в(5\,\%)$; $m_Р = m_Р(20\,\%) + m_Р(5\,\%)$;

$m_в(20\,\%) = \dfrac{20 \cdot m(20\,\%)}{100\,\%}$;

$m_в(5\,\%) = \dfrac{5 \cdot m_Р(5\,\%)}{100\,\%}$;

$10 = \dfrac{20 \cdot m_Р(20\,\%) + 5 \cdot m_Р(5\,\%)}{m_Р(20\,\%) + m_Р(5\,\%)}$;

$10 \cdot m_Р(20\,\%) + 10 \cdot m_Р(5\,\%) = 20 \cdot m_Р(20\,\%) + 5 \cdot m_Р(5\,\%)$;

$m_Р(5\,\%) = 2 \cdot m_Р(20\,\%)$;

$\dfrac{m_Р(20\,\%)}{m_Р(5\,\%)} = \dfrac{1}{2}$.

Следовательно, $20\,\% - ного$ раствора надо взять 1 весовую часть, а $5\,\% - ного$ 2 весовые части.

Задача 13. Закон объемных эквивалентов.

На нейтрализацию $50\,см^3$ раствора кислоты израсходовано $25\,см^3$ $0{,}5\,н.$ щелочи. Чему равна нормальность кислоты?

Решение. По закону объемных эквивалентов вещества взаимодействуют друг с другом в эквивалетных количествах, а растворы равной нормальности реагируют в равных объемах. При разных нормальностях объемы растворов реагирующих веществ обратно пропорцианальны их нормальностям, т. е.

$$\frac{V_{(К)}}{V_{(Щ)}} = \frac{C_{Н(Щ)}}{C_{Н(К)}} \text{ или } V_{(К)}C_{Н(К)} = V_{(Щ)}C_{Н(Щ)}, \qquad (14)$$

отсюда $50^{\circ}\,C_{Н(К)} = 25 \cdot 0{,}5$, значит $C_{Н(К)} = \dfrac{25 \cdot 0{,}5}{50} = 0{,}25\,н.$

Титр. *Титром раствора называется* количество граммов растворенного вещества в $1\,см^3$ $(мл)$ раствора.

Зная нормальность раствора и эквивалент растворенного вещества, можно найти титр по формуле:

$$T = \frac{C_н \cdot m_в}{1000}\ (г/мл).$$

Задача 14. Свойства растворов. Вычислите температуры кристаллизации и кипения $2\,\% - го$ водного раствора глюкозы $C_6H_{12}O_6$.

Решение. По закону Рауля понижение температуры кристаллизации и повышение температуры кипения раствора (Δt) по сравнению с температурами кристаллизации и кипения растворителя выражаются уравнением:

$$\Delta t = K\frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_1}, \qquad (15)$$

где K – криоскопическая или эбуллиоскопическая константы. Для воды они соответственно равны $1{,}86$ и $0{,}52$ градусов;

$m_в$ – масса растворенного вещества, $г$;

M – молярная масса растворенного вещества, $г/моль$;

m_1 – масса растворителя, $г$.

Понижение температуры кристаллизации $2\,\% - го$ раствора $C_6H_{12}O_6$ наводим из формулы (15):

$$\Delta t = 1{,}86°\frac{2 \cdot 1000}{180 \cdot 98} = 0{,}21°.$$

Вода кристаллизуется при $0°C$, следовательно, температура кристаллизации раствора $0°C - 0{,}21°C = -0{,}21°C$.

Из формулы (15) находим и повышение температуры кипения $2\,\% - го$ раствора

$$\Delta t = 0{,}52°\frac{2 \cdot 1000}{180 \cdot 98} = 0{,}06°.$$

Вода кипит при $100°C$, следовательно, температура кипения этого раствора $100 + 0{,}06 = 100{,}06°C$.

Задача 15. Ионно-молекулярные (ионные) реакции обмена.

Ионно-молекулярные, или просто ионные, уравнения реакций обмена отражают состояние электролита в растворе. В этих уравнениях сильные растворимые электролиты, поскольку они полностью диссоциированы, записывают в виде ионов, а слабые электролиты, малорастворимые, слабодиссоциирующие и газообразные вещества, записывают в молекулярной форме.

В ионно-молекулярном уравнении одинаковые ионы из обеих его частей исключаются. При составлении ионно-молекулярных уравнений следует помнить, что сумма электрических зарядов в правой части уравнения должна быть равна сумме электрических зарядов в левой части уравнения.

Написать ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия между водными растворами следующих веществ: а) HCl и $NaOH$;

б) $Pb(NO_3)_2$ и Na_2S; в) CH_3COOH и $NaOH$. Подсчитать сумму стехиометрических коэффициентов в молекулярном и сокращенном ионном уравнениях.

Решение. Запишем уравнения взаимодействия указанных веществ в молекулярном виде:

а) $HCl + NaOH = NaCl + H_2O \ \sum коэффициентов = 4$;

б) $Pb(NO_3)_2 + Na_2S = PbS\downarrow + 2NaNO_3 \ \sum коэффициентов = 5$;

в) $CH_3COOH + NaOH = CH_3COONa + H_2O \ \sum коэффициентов = 4$.

Отметим, что взаимодействие этих веществ возможно, т.к. в результате происходит связывание ионов с образованием слабых электролитов (H_2O), осадка (PbS), возможно и газа.

В реакции (в) два слабых электролита, так как реакции идут в сторону большего связывания ионов и вода более слабый электролит, чем уксусная кислота, то равновесие реакции смещено в сторону образования воды. Исключив одинаковые ионы из обеих частей равновесия, получим ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций:

а) $H^+ + OH^- = H_2O \ \sum коэффициентов = 3$;

б) $Pb^{+2} + S^{-2} = PbS\downarrow \ \sum коэффициентов = 3$;

в) $CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O \ \sum коэффициентов = 4$.

Задача 16. Окислительно-восстановительные реакции. ***Окислительно-восстановительными*** *называют реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.*

Под степенью окисления (n) понимают тот условный заряд атома, который вычисляется, исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов.

Процесс отдачи электронов *называется процессом окисления* и сопровождается повышением степени окисления. И, наоборот, процесс присоединения электронов *называется процессом восстановления* и сопровождается понижением степени окисления. О способности того или иного вещества проявлять окислительные, восстановительные или двойственные (как окислительные, так и восстановительные) свойства можно судить по степени окисления атомов окислителя и восстановителя.

Например, $HNO_3 - N^{+5}$, $H_2SO_4 - S^{+6}$ – проявляют только окислительные свойства:

$(NO_2) - N^{+4}$, $(SO_2) - S^{+4}$ – проявляют окислительные и восстановительные свойства;

$(NH_3) - N^{-3}$; $(H_2S) - S^{-2}$ – проявляют только восстановительные свойства.

При окислительно-восстановительных реакциях валентность атомов может и не меняться. Например, в окислительно-восстановительной реакции $H_2 + Cl_2 = 2HCl$ валентность атомов водорода и хлора до и после реакции равна единице, изменилась их степень окисления. Валентность определяет число связей, образованных данным атомом, и поэтому знака не имеет. Степень же окисления имеет знак плюс или минус.

Составьте электронные уравнения окислительно-восстановительной реакции, идущей по схеме:

$$K\overset{+7}{M}nO_4 + H_3\overset{+3}{P}O_3 + H_2SO_4 \rightarrow \overset{+2}{M}nSO_4 + H_3\overset{+5}{P}O_4 + K_2SO_4 + H_2O.$$

Решение. Если в условии задачи даны как исходные вещества, так и продукты их взаимодействия, то написание уравнения реакции сводится, как правило, к нахождению и расстановке коэффициентов. Коэффициенты определяют методом электронного баланса с помощью электронных уравнений. Вычисляем, как изменяют свою степень окисления восстановитель и окислитель, и отражаем это в электронных уравнениях:

$$\begin{array}{c|c|l} 5 & & P^{+3} - 2\bar{e} = P^{+5} - \text{ восстановитель, окисляется} \\ & 10 & \\ 2 & & Mn^{+7} + 5\bar{e} = Mn^{+2} - \text{ окислитель, восстанавливается} \end{array}$$

Общее число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, которое присоединяет окислитель. Наименьшее общее кратное для отданных и принятых электронов -10, разделив это число на 5, получаем коэффициент - 2 для

окислителя и продукта его восстановления, а при делении 10 на 2 получаем коэффициент 5 для восстановителя и продукта его окисления. Коэффициент перед веществами, атомы которых не меняют свою степень окисления, находят подбором. Уравнение реакции будет иметь вид:

$$2KMnO_4 + 5H_3PO_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + 5H_3PO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O\,.$$

Задача 17. Электродные потенциалы и электродвижущие силы. Стандартный электродный потенциал никеля больше, чем кобальта (Приложение А, таблица 4). Изменится ли это соотношение, если измерить потенциал никеля в растворе его ионов с концентрацией $0{,}001\ моль/л$?

Решение. Электродный потенциал металла (φ) зависит от концентрации его ионов в растворе. Эта зависимость выражается уравнением Нернста:

$$\varphi = \varphi^\circ + \frac{0{,}059}{n}\lg C(Me^{+n}),$$

где φ° – стандартный электродный потенциал металла в растворе, B;

n – число электронов, принимающих участие в процессе;

$C(Me^{+n})$ – концентрация (при точных вычислениях активность) гидратированных ионов металла в растворе, $моль/л$;

$$\varphi^\circ_{\ Ni^{+2}/Ni} = -0{,}25\ B;\ \varphi^\circ_{\ Co^{+2}/Co} = -0{,}277\ B\,.$$

Определим электродные потенциалы этих металлов при данных в условии концентрациях:

$$\varphi_{\ Ni^{+2}/Ni} = -0{,}25 + \frac{0{,}059}{2}\lg\cdot 10^{-3} = -0{,}339\ B;$$

$$\varphi_{\ Co^{+2}/Co} = -0{,}277 + \frac{0{,}059}{2}\lg\cdot 10^{-1} = -0{,}307\ B\,.$$

Таким образом, при измерении концентрации потенциал кобальта стал больше потенциала никеля.

Задача 18. Электрохимические гальванические элементы. Составьте схему гальванического элемента, в котором электродами являются магниевая и цинковая пластинки, опущенные в растворы их ионов с активной концентрацией $1\ моль/л$. Какой металл является анодом, какой катодом? Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей в этом гальваническом элементе, и вычислите его $ЭДС$.

Решение. Схема данного гальванического элемента:

$$A\,(-)\ Mg / Mg^{+2} \,||\, Zn^{+2} / Zn\ (+)\ K\,.$$

Вертикальная линейка обозначает поверхность раздела между металлом и раствором, а две линейки – границу раздела между двух жидких фаз –пористую перегородку (или соединительную трубку, заполненную раствором электролита). Магний имеет меньшее значение стандартного электродного потенциала – ($-2{,}37\ B$) и является анодом, на котором протекает окислительный процесс:

$$Mg^0 - 2\bar{e} \rightarrow Mg^{+2}. \qquad (16)$$

Цинк, значение стандартного электродного потенциала которого $0{,}763\ B$ – катод, т.е. электрод, на котором протекает восстановительный процесс:

$$Zn^{2+} + 2\bar{e} = Zn^0. \qquad (17)$$

Уравнение окислительно-восстановительной реакции, характеризующее работу данного гальванического элемента, можно получить, сложив электронные уравнения анодного (16) и катодного (17) процессов:

$$Mg^0 + Zn^{+2} = Mg^{+2} + Zn^0.$$

Для определения $ЭДС$ гальванического элемента из потенциала катода следует вычесть потенциал анода. Так как концентрация ионов в растворе равна $1\ моль/л$, то $ЭДС$ элемента равна разности стандартных потенциалов двух его электродов:

$$ЭДС(E) = \varphi^\circ Zn^{+2}/Zn - \varphi^\circ Mg^0/Mg^{+2} = -0{,}736 - (-2{,}37) = +1{,}607\ B.$$

Если E величина положительная, то такой гальванический элемент может работать.

Задача 19. Электролиз водных растворов и расплавов солей.

Какая масса меди выделится на катоде при электролизе раствора $CuSO_4$ в течение $1\ ч$ при силе тока $4\ A$?

Решение. Согласно объединенному закону Фарадея:

$$m = \frac{m_Э \cdot J \cdot t}{96500}, \qquad (18)$$

где m – масса вещества, окисленного или восстановленного на электроде, $г$;

$m_Э$ – эквивалентная масса вещества, $г/моль$;

J – сила тока, A;

t – продолжительность электролиза, c.

Эквивалентная масса меди в $CuSO_4$ равна его молярной массе, деленной на валентность металла (B) и на число атомов металла в этой соли (n), значит $M(CuSO_4) = 159{,}54\ г/моль$, деленной на 2 и равна $79{,}77\ г/моль$, подставив в формулу:

$$m(CuSO_4) = \frac{79{,}77 \cdot 3600}{96500} = 2{,}976\ г.$$

Задача 20. Вычислите эквивалентную массу металла, зная, что при электролизе раствора хлорида этого металла затрачено $3880\ Кл$ электричества, и на катоде выделяется $11{,}742\ г$ металла.

Решение. Из формулы (18) вычислим эквивалентную массу:

$m_э = \frac{m \cdot 96500}{J \cdot t}$; $J \cdot t = Q = 3880\ Кл$ – количество электричества, тогда

$$m_э = \frac{11{,}742 \cdot 96500}{3880} = 29{,}35\ г/моль.$$

Ответ: Эквивалентная масса металла равна $29{,}35\ г/моль$.

Задача 21. Коррозия металлов и методы защиты от коррозии. ***Коррозия*** *– это самопроизвольно протекающий процесс разрушения металлов в результате химического или электрохимического взаимодействия их с окружающей средой.*

При электрохимической коррозии на поверхности металла одновременно протекают два процесса:

анодный – окисление металла: $Me^0 + n\bar{e} = M^{+n}$,

катодный – восстановление ионов водорода: $2H^+ + 2\bar{e} = H_2$,

или молекул кислорода, растворенного в воде:

$$O_2 + 2H_2O + 4\bar{e} = 4OH^-.$$

Как происходит коррозия цинка, находящегося в контакте с кадмием в нейтральной и кислой средах. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов. Каков состав продуктов коррозии?

Решение. Цинк имеет более электроотрицательное значение стандартного электродного потенциала ($-0{,}763\ В$), чем кадмий

($-0{,}403\ В$), поэтому он является анодом, а кадмий катодом.

Анодный процесс: $Zn^0 - 2\bar{e} = Zn^{+2}$,

катодный процесс: в кислой среде $2H^+ + 2\bar{e} = H_2 \uparrow$,

в нейтральной среде $O_2 + 2H_2O + 4\bar{e} = 4OH^-$.

Так как ионы Zn^{+2} с гидроксильной группой образуют нерастворимый гидроксид, то продуктом коррозии будет $Zn(OH)_2$.

Задача 22. Жесткость воды и методы её умягчения.

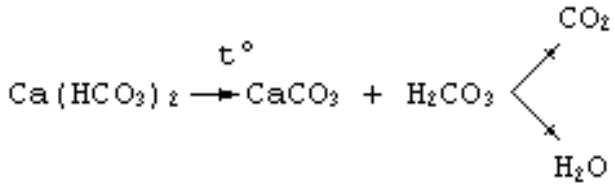
Природная вода находится в непрерывном взаимодействии с окружающей средой, при этом вода растворяет различные органические и неорганические соединения, поэтому жесткость воды определяется содержанием в ней ионов $[Ca^{+2}]$, $[Mg^{+2}]$, количественно выражается в $мг-экв/л$: $Ж = [Ca^{+2}][Mg^{+2}]$.

Различают: 1) карбонатную жесткость, обусловленную наличием $Mg(HCO_3)_2$ и $Ca(HCO_3)_2$, которые хорошо диссоциируют в воде на ионы $[Mg^{+2}]$, $[Ca^{+2}]$и $[HCO_3^-]$

2) некарбонатную жесткость, обусловленную присутствием солей магния и кальция, образованных сильными кислотами ($CaCl_2$ и $MgSO_2$).

Существует ряд способов умягчения воды:

1. *Карбонатную (временную) жесткость можно удалить термическим путем:*



2. *Метод известкования карбонатной жесткости:*

$$Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 = 2CaCO_3 \downarrow + 2H_2O;$$

$$Mg(HCO_3)_2 + 2Ca(OH)_2 = Mg(OH)_2 \downarrow + 2CaCO_3 \downarrow + 2H_2O.$$

3. *Некарбонатную (постоянную) жесткость можно устранить с помощью реагента* Na_2CO_3 *(содовый метод):*

$$CaCl_2 + Na_2CO_3 = 2NaCl + CaCO_3 \downarrow.$$

Содовый метод приемлем для умягчения и карбонатной и некарбонатной жесткости.

Сколько граммов $CaSO_4$ содержится в $1\,м^3$ воды, если жесткость, обусловленная присутствием этой соли, равна $4\,мг-экв/л$?

Решение. Определим молярную массу $CaSO_4$:

$M(CaSO_4) = 40 + 32 + 16 \cdot 4 = 136\,г/моль$.

Эквивалентная масса соли $CaSO_4$ равна:

$$m_Э = \frac{M(CaSO_4)}{B(Ca) \cdot n(Ca)} = \frac{136}{2} = 68\,г/моль.$$

По условию задачи в $1\,м^3$ воды содержится $4\,мг-экв/л$, т. е. $4 \cdot 1000 = 4000\,мг-экв/л$.

$$Ж = \frac{m}{m_Э \cdot V}, \qquad (19)$$

где m – масса вещества, обуславливающая жесткость воды или применяемая для устранения жесткости воды, $мг$;

$m_Э$ – эквивалентная масса этого вещества, $г/моль$;

V – объем воды, $л$, $см^3$, $м^3$.

Из формулы (19) находим m $(г)$:

$m(CaSO_4) = Ж \cdot Э \cdot V = 4 \cdot 1000 \cdot 68 = 272{,}28\,г$.

3.3 Примерный календарный план выполнения контрольной работы

Приступая к выполнению контрольной работы, необходимо изучить рекомендуемую основную литературу по разделам задания и дополнительную, если в этом есть необходимость.

Задание выдается на первой неделе семестра. Примерный календарный план выполнения контрольной работы представлен в таблице 2.

Таблица 2 – Примерный календарный план выполнения контрольной работы

Этапы выполнения контрольной работы	Срок выполнения
Выдача задания на контрольную работу	1 неделя семестра
Сдача контрольной работы на проверку	13 неделя семестра
Доработка контрольной работы	14 неделя семестра

Защита контрольной работы	17 неделя семестра

4. Порядок защиты и ответственность за выполнение контрольной работы

Выполненная контрольная работа регистрируется на кафедре, затем выдается преподавателю на проверку.

При положительном заключении работы допускается к защите.

Порядок защиты следующий: студент обязан изложить сущность теоретического материала, умение применять формулы при решении задач, уравнивание окислительно-восстановительных реакций, запись электрохимических процессов, методы, применяемые для умягчения и обеззараживания воды, а также вопросы, связанные со спецификой строительных материалов.

При наличии замечаний контрольная работа возвращается на доработку студенту до защиты в соответствии с замечаниями преподавателя. При повторном представлении работы на проверку необходимо приложить и первоначальную работу. В случае, если к защите работа представлена без исправления замечаний преподавателя, студент получает «незачет».

Контрольная работа, выполненная не по своему варианту, возвращается студенту без проверки.

При затруднении в освоении дисциплины «Химия» студентам рекомендуется обращаться за консультацией на кафедру к ведущему преподавателю.

Оценка уровня выполнения контрольной работы, а также степени усвоения теоретического материала производится ведущим преподавателем. Оценка за работу выставляется недифференцированно – «зачтено» или «незачтено».

5 Список рекомендуемой литературы

5.1 Основная

11. Неорганическая химия: в 3-х т. / Под ред. Ю. Д. Третьякова. Т. 2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш. учеб. заведений / А. А. Дроздов, В. П. Зломанов, Г. Н. Мазо, Ф. М. Спиридонов – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 368 с.
12. Глинка Н. Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов / Под ред. А. И. Ермакова – Издание 30-е, исправленное – М.: Интеграл-Пресс, 2003. – 728 с.
13. Задачи и упражнения по общей химии / Под ред. Коровина Н. В. – М.: Высшая школа, 2003. – 225 с.
14. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебное пособие для вузов / Под ред. В. А. Рабиновича и Х. М. Рубиной. При участии Т. Е. Алексеевой, Н. Б. Платуновой,

В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной, Т. Е. Хрипуновой. – М.: Интеграл – Пресс, 2002. – 240 с.

15. Коровин Н. В., Мигулина Э. И., Рыжова Н. Г. Лабораторные работы по химии. – М.: Высшая школа, 2001.
16. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия: Учебное пособие для вузов. – 3-е изд., перераб. и доп. – М.: Высшая школа, 1998.-743 с.
17. Коровин Н. В. Общая химия: Учебник для технических направл. и спец. вузов. – М.: Высшая школа, 1998. – 559 с.
18. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 1997. 520 с.
19. Гольбрайх З. Е., Маслов Е. И. Сборник задач и упражнений по химии. – М.: Высшая школа,1997. – 384 с.
20. Практикум по неорганической химии / Под ред. профессора В. П. Зломанова – М.: Издательство МГУ, 1994. – 320 с.

5.2 Дополнительная

1. Карапетьянц М. Х., Дракин С. И. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов. – 4-е изд., стер. – М.: Химия, 2000, 592 с.

2. Лидин Л. А., Аликберова Л. Ю., Логинова Г. П. Неорганическая химия в вопросах. – М.:Химия. 1991.

3. Романцева Л. М., Лещинская З. Л., Суханова В. А. Сборник задач и упражнений по общей химии. – М.: Высшая школа, 1991.

4. Степин Б. Д. Применение международной системы единиц физических величин в химии. – М.: Высшая школа, 1990.

5. Ленский А.С. Введение в биорганическую и биофизическую химию. – М.: Высшая школа, 1989. – 256 с.

6. Зубович И. А. Неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 1989. – 432 с.

7. Васильева З. Г., Грановская А. А., Таперова А. А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. – Ленинград: Химия, 1986. – 288 с.

8. Лидин Р. А., Молочко В. А., Андреева Л. Л. Основы номенклатуры неорганических веществ. – М.: Химия, 1983.

Приложение А

Таблица А1 – Индивидуальные задания по вариантам

№ варианта	Номера задач											
1	1	60	61	86	141	145	191	210	212	242	270	300
2	2	59	62	87	140	146	190	209	213	243	271	301
3	3	58	63	88	139	147	189	208	214	244	272	302
4	4	57	64	89	138	148	188	207	215	245	273	303
5	5	56	65	90	137	149	187	206	216	246	274	304
6	6	55	66	91	136	150	186	205	217	247	275	305
7	7	54	67	92	135	151	185	204	218	248	276	306
8	8	53	68	93	134	152	184	203	219	249	277	307
9	9	52(а)	69	94	133	153	183	201	220	250	278	308
10	10	51	70	95	132	154	182	202	221	251	279	309
11	11	50	71	96	131	155	181	211	222	252	280	310
12	12	49	72	97	130	156	180	210	223	253	281	311
13	13	48	73	98	129	157	179	209	224	254	282	312
14	14	47	74	99	128	158	178	208	225	255	283	313
15	15	46	75	100	127	159	177	207	226	256	284	314
16	16	45	76	101	126	160	176	206	227	257	285	315
17	17	43	77	102	125	161	175	205	228	258	286	316
18	18	43	78	103	124	125	174	204	229	259	287	317
19	19	42	79	104	123	127	173	203	230	260	288	318
20	20	41	80	105	122	129	172	202	231	261	289	319
21	21	40	81	106	121	131	171	201	232	262	290	320
22	22	39	82	107	120	133	170	200	233	263	291	321
23	23	38	83	108	119	135	169	199	236	264	292	322
24	24	37	84	109	118	137	168	198	237	265	293	323
25	25	36	85	110	117	139	167	197	238	266	294	324
26	26	35	52(б)	87	116	141	166	196	239	267	295	325
27	27	34	65	90	115	140	165	195	240	268	296	326
28	28	33	66	92	114	144	164	194	241	269	297	327
29	29	32	67	94	113	143	163	193	235	260	298	328
30	30	31	68	96	112	142	162	192	233	255	299	329

Таблица А2 - Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ									
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
I	1	1 **H** Водород 1,00797									2 **He** Гелий 4,00226
II	2	3 **Li** Литий 6,939	4 **Be** Бериллий 9,0122	5 **B** Бор 10,811	6 **C** Углерод 12,01115	7 **N** Азот 14,0067	8 **O** Кислород 15,9994	9 **F** Фтор 18,9984			10 **Ne** Неон 20,183
III	3	11 **Na** Натрий 22,9898	12 **Mg** Магний 24,312	13 **Al** Алюминий 26,9815	14 **Si** Кремний 28,086	15 **P** Фосфор 30,9738	16 **S** Сера 32,064	17 **Cl** Хлор 35,453			18 **Ar** Аргон 39,948
IV	4	19 **K** Калий 39,102	20 **Ca** Кальций 40,08	**Sc** 21 Скандий 44,956	**Ti** 22 Титан 47,90	**V** 23 Ванадий 50,942	**Cr** 24 Хром 51,996	**Mn** 25 Марганец 54,938	**Fe** 26 Железо 55,847	**Co** 27 Кобальт 58,9332	**Ni** 28 Никель 58,71
	5	**Cu** 29 Медь 63,546	**Zn** 30 Цинк 65,37	31 **Ga** Галлий 69,72	32 **Ge** Германий 72,59	33 **As** Мышьяк 74,9216	34 **Se** Селен 78,96	35 **Br** Бром 79,904			36 **Kr** Криптон 83,80
V	6	37 **Rb** Рубидий 85,47	38 **Sr** Стронций 87,62	**Y** 39 Иттрий 88,905	**Zr** 40 Цирконий 91,22	**Nb** 41 Ниобий 92,906	**Mo** 42 Молибден 95,94	**Tc** 43 Технеций [99]	**Ru** 44 Рутений 101,07	**Rh** 45 Родий 102,905	**Pd** 46 Палладий 106,4
	7	47 **Ag** Серебро 107,868	48 **Cd** Кадмий 112,40	49 **In** Индий 114,82	50 **Sn** Олово 118,69	51 **Sb** Сурьма 121,75	52 **Te** Теллур 127,60	53 **I** Иод 126,9044			54 **Xe** Ксенон 131,30
VI	8	55 **Cs** Цезий 132,905	56 **Ba** Барий 137,34	**La*** 57 Лантан 138,81	**Hf** 72 Гафний 178,49	**Ta** 73 Тантал 180,948	**W** 74 Вольфрам 183,85	**Re** 75 Рений 186,2	**Os** 76 Осмий 190,2	**Ir** 77 Иридий 192,2	**Pt** 78 Платина 195,09
	9	**Au** 79 Золото 196,967	**Hg** 80 Ртуть 200,59	81 **Tl** Таллий 204,37	82 **Pb** Свинец 207,19	83 **Bi** Висмут 208,980	84 **Po** Полоний [210]	85 **At** Астат 210			86 **Rn** Радон [222]
VII	10	87 **Fr** Франций [223]	88 **Ra** Радий [226]	**Ac**** 89 Актиний [227]	**Db** 104 Дубний [261]	**Jl** 105 Жолиотий [262]	**Rf** 106 Резерфордий [263]	**Bh** 107 Борий [262]	**Hn** 108 Ганий [265]	**Mt** 109 Мейтнерий [266]	
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4		
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					RH_4	RH_3	H_2R	HR			
ЛАНТАНОИДЫ*		**Ce** 58 Церий 140,12	**Pr** 59 Празеодим 140,907	**Nd** 60 Неодим 144,24	**Pm** 61 Прометий [145]	**Sm** 62 Самарий 150,35	**Eu** 63 Европий 151,96	**Gd** 64 Гадолиний 157,25	**Tb** 65 Тербий 158,924	**Dy** 66 Диспрозий 162,50	**Ho** 67 Гольмий 164,930
		Er 68 Эрбий 167,26	**Tm** 69 Тулий 168,934	**Yb** 70 Иттербий 173,04	**Lu** 71 Лютеций 174,97						
АКТИНОИДЫ**		**Th** 90 Торий 232,038	**Pa** 91 Протактиний [231]	**U** 92 Уран 238,03	**Np** 93 Нептуний [237]	**Pu** 94 Плутоний [242]	**Am** 95 Америций [243]	**Cu** 96 Кюрий [247]	**Bk** 97 Берклий [247]	**Cf** 98 Калифорний [249]	**Es** 99 Эйнштейний [254]
		Fm 100 Фермий [253]	**Md** 101 Менделевий [256]	**No** 102 Нобелий [255]	**Lr** 103 Лоуренсий [257]						

Таблица А3 – Таблица растворимости неорганических веществ в воде при комнатной температуре

Ионы	**Br^-**	**CH_3COO^-**	**CN^-**	**CO_3^{2-}**	**Cl^-**	**F^-**	**I^-**	**NO_3^-**	**OH^-**	**PO_4^{3-}**	**S^{2-}**	**SO_4^{2-}**
Ag^+	н	м	н	н	н	р	н	р	--	н	н	м
Al^{3+}	р	+	?	--	р	м	р	р	н	н	+	р
Ba^{2+}	р	р	р	н	р	м	р	р	р	н	р	н
Be^{2+}	р	+	?	+	р	р	р	р	н	н	+	р
Ca^{2+}	р	р	р	н	р	н	р	р	м	н	м	м
Cd^{2+}	р	р	м	+	р	р	р	р	н	н	н	р
Co^{2+}	р	р	н	+	р	р	р	р	н	н	н	р
Cr^{3+}	р	+	н	--	р	м	н	р	н	н	+	р
Cs^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Cu^{2+}	р	р	н	+	р	р	--	р	н	н	н	р
Fe^{2+}	р	р	н	+	р	м	р	р	н	н	н	р
Fe^{3+}	р	--	--	--	р	н	--	р	н	н	--	р
Hg^{2+}	м	р	р	--	р	+	н	+	--	н	н	+
Hg_2^{2+}	н	м	--	н	н	м	н	+	--	н	--	н
K^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Li^+	р	р	р	р	р	н	р	р	р	м	р	р
Mg^{2+}	р	р	р	м	р	н	р	р	н	н	н	р
Mn^{2+}	р	р	н	+	р	р	р	р	н	н	н	р
NH_4^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	--	+	р
Na^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Ni^{2+}	р	р	н	+	р	р	р	р	н	н	н	р
Pb^{2+}	м	р	н	+	м	м	м	р	н	н	н	н
Rb^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Sn^{2+}	+	+	--	--	+	р	м	+	н	н	н	р
Sr^{2+}	р	р	р	н	р	н	р	р	м	н	р	н
Tl^+	м	р	р	р	м	р	н	р	р	м	н	м
Zn^{2+}	р	р	н	+	р	м	р	р	н	н	н	р

Продолжение таблицы А3

Ион	OH^-	F^-	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	NO_3^-	PO_4^{3-}	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}	CH_3COO^-
H^+	-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р
NH_4^+	-	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р
Na/K^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Mg^{2+}	М	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Ca^{2+}	М	Н	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Н	Н	Н	Р
Ba^{2+}	Р	М	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Р
Al^{3+}	Н	М	Р	Р	Р	-	-	Р	Р	Н	-	Н	М
Cr^{3+}	Н	Н	Р	Р	Р	-	-	Р	Р	Н	-	Н	Р
Zn^{2+}	Н	М	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Mn^{2+}	Н	М	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Co/Ni^{2+}	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Fe^{2+}	Н	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Fe^{3+}	Н	Н	Р	Р	Р	-	-	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Cd^{2+}	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Hg^{2+}	-	-	Р	М	Н	Н	Н	Р	Р	Н	Н	-	Р
Cu^{2+}	Н	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Ag^+	-	Р	Н	Н	Н	Н	Н	М	Р	Н	Н	Н	Р
Sn^{2+}	Н	Р	Р	Р	Р	Н	-	Р	-	Н	-	-	Р
Pb^{2+}	Н	Н	М	М	Н	Н	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Р
Ион	OH^-	F^-	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	NO_3^-	PO_4^{3-}	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}	CH_3COO^-

Обозначения: р – хорошо растворимый, м – малорастворимый, н – практически нерастворимый, + - полностью реагирует с водой или не осаждается из водного раствора, -- - не существует, ? - данные о растворимости отсутствуют.

Таблица А4 – Стандартные электродные потенциалы ($\varphi°$) некоторых металлов (ряд напряжений)

ЭЛЕКТРОД	$\varphi°$,В	ЭЛЕКТРОД	$\varphi°$,В
Li^{+} / Li	-3,045	Cd^{+2} / Cd	-0,403
Rb^{+} / Rb	-2,925	Co^{+2} / Co	-0,277
K^{+} / K	-2,924	Ni^{+2} / Ni	-0,25
Cs^{+} / Cs	-2,923	Sn^{+2} / Sn	-0,136
Ba^{+2} / Ba	-2,90	Pb^{+2} / Pb	-0,127
Ca^{+2} / Ca	-2,87	Fe^{+2} / Fe	-0,037
Na^{+} / Na	-2,714	$2H^{+} / H$	-0,000
Mg^{+2} / Mg	-2,37	Sb^{+3} / Sb	+0,20
Al^{+3} / Al	-1,70	Bi^{+3} / Bi	+0,215
Ti^{+2} / Ti	-1,603	Cu^{+2} / Cu	+0,34
Zr^{+4} / Zr	-1,58	Cu^{+} / Cu	+0,52
Mn^{+2} / Mn	-1,18	Hg^{+2} / Hg	+0,79
V^{2} / V	-1,18	Ag^{+} / Ag	+0,80
Cr^{+2} / Cr	-0,913	Hg^{+2} / Hg	+0,85
Zn^{+2} / Zn	-0,763	Pt^{+2} / Pt	+1,19
Cr^{+3} / Cr	-0,74	Au^{+3} / Au	+1,50
Fe^{+2} / Fe	-0,44	Au^{+} / Au	+1,70

Таблица А5 – Физические величины, используемые при решении задач

Наименование величин	Единицы измерения	Обозначение	Форма записи
Количество вещества	*моль*	ν (*ню*)	$\nu(H_2S) = 1{,}6$ *моль*
Масса вещества	*мг*, *г*, *кг*	m	$m(CaO) = 1{,}6$ *кг* $m(CaO) = 0{,}5$ *г*
Молярная масса	*г* / *моль*, *кг* / *моль*	M	$M(CO_2) = 44$ *г* / *моль* $M(Ca) = 40$ *кг* / *моль*
Молярный объем	*л* / *моль*, $м^3$ / *моль*	V_m	$V_m = 22{,}4$ *л* / *моль* = $22{,}4 \cdot 10^{3-}$ $м^3$ / *моль*
Объем вещества раствора	*л*, $м^3$, *мл*	V	$V(H_2) = 10$ *л* $V(HCl) = 0{,}2$ $м^3$
Плотность вещества, раствора	*г* / *мл*, *г* / $см^3$, *кг* / $м^3$	$\rho(po)$	$\rho(H_2O) = 1$ *г* / *мл* $\rho(KOH) = 1062$ *кг* / $м^3$
Относительная плотность	безразмерная	D	$D_{H_2} = 22$
Относительная атомная масса	безразмерная	A_r	$A_r(Ca) = 40$ $A_r(C) = 12$
Относительная молекулярная масса	безразмерная	M_r	$M_r(CaO) = 56$ $M_r(O_2) = 32$
Массовая доля растворенного вещества, элемента в соединении	безразмерная или в %	ω(*омега*)	$\omega(KOH) = 0{,}45$ $\omega(C) = 80\%$
Выход вещества Объемная доля	безразмерная или в %	η(*эта*) φ(*фи*)	$\eta(NH_3) = 25\%$ $\varphi(CH_4) = 0{,}98$ *или* 98%

Таблица А6 – Физические постоянные, используемые при решении задач

Абсолютный нуль температуры $273,\ ^{\circ}C$	Постоянная Авогадро, $6{,}02 \cdot 10^{23}\ моль^{-1}$	Постоянная Фарадея, $9{,}65 \cdot 10^{4}\ Кл \cdot моль^{-1}$
Нормальная атмосфера $760\ мм\ рт.ст.$ или $101325\ Па$	Универсальная газовая постоянная $8{,}31\ Дж \cdot моль^{-1} \cdot К^{-1}$ или $0{,}082\ л \cdot атм \cdot моль^{-1} \cdot град^{-1}$	Стандартный молярный объем идеального газа при $н.у.\quad (0^{\circ}C, 1\ атм)$ $22{,}4 \cdot 10^{-3}\ м^{3} \cdot моль^{-1}$

Таблица А7 – Константы и степени диссоциации некоторых слабых электролитов

Электролиты	Формула	Числовые значения констант диссоциации	Степень диссоциации в 0,1 *н.* растворе, %
1	2	3	4
Азотистая кислота	HNO_2	$K = 4{,}0 \cdot 10^{-4}$	6,4
Аммиак (гидроксид)	NH_4OH	$K = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$	1,3
Муравьиная кислота	$HCOOH$	$K = 1{,}76 \cdot 10^{-4}$	4,2
Борная кислота	H_3BO_3	$K_1 = 5{,}8 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1{,}8 \cdot 10^{-13}$ $K_3 = 1{,}6 \cdot 10^{-14}$	0,007
Фосфорная кислота	H_3PO_4	$K_1 = 7{,}7 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6{,}2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 2{,}2 \cdot 10^{-13}$	27
Сернистая кислота	H_2SO_3	$K_1 = 1{,}7 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6{,}2 \cdot 10^{-8}$	20,0
Сероводородная кислота	H_2S	$K_1 = 5{,}7 \cdot 10^{-8}$ $K_1 = 1{,}2 \cdot 10^{-15}$	0,07
Циановодородная кислота	HCN	$K = 7{,}2 \cdot 10^{-10}$	0,09
Угольная кислота	H_2CO_3	$K_1 = 4{,}3 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 5{,}6 \cdot 10^{-11}$	0,17
Уксусная кислота	CH_3COOH	$K = 1{,}75 \cdot 10^{-5}$	1,3
Фтороводородная кислота	HF	$K = 7{,}2 \cdot 10^{-4}$	8,5
Хлорноватистая кислота	$HClO$	$K = 3{,}0 \cdot 10^{-8}$	0,05

Таблица А8 – Названия соединений

Техническое название	Название по номенклатуре	Химические Формулы
Бишофит	Хлорид магния 6-ти водный	$MgCl_2 \cdot 6H_2O$
Мочевина	Карбомит	$CO(NH_2)_2$
Каустический магнезит	Оксид магния (II)	MgO
Литопон (белая краска)	Сульфид цинка	ZnS
Магнезит	Карбонат магния	$MgCO_3$
Оконное стекло	Силикат натрия	Na_2SiO_3
Поташ	Карбонат калия	K_2CO_3
Свинцовые белила	Основной карбонат свинца (II)	$Pb_3(OH)_2(CO_3)_2$
Фибролитовая плита	Фторид натрия	NaF