

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ
Учреждение образования
«Витебский государственный технологический университет»

ХИМИЯ
(общая и неорганическая)

Лабораторный практикум для студентов специальности
1-36 07 02 «Производство изделий на основе трехмерных технологий»
дневной формы обучения

Витебск
2019

УДК 546 (07), 678 (07)

Составитель:

Т. Н. Соколова

Рекомендовано к изданию редакционно-издательским
Советом УО «ВГТУ», протокол № 7 от 30.09.2019.

Химия (общая и неорганическая): лабораторный практикум / сост.
Т. Н. Соколова. – Витебск : УО «ВГТУ», 2019. – 86 с.

Лабораторный практикум предназначен для выполнения лабораторных работ и домашних заданий по дисциплине «Химия (общая и неорганическая)».

УДК 546 (07), 678 (07)

© УО «ВГТУ», 2019

СОДЕРЖАНИЕ

Методические указания	5
Тема 1. Основные законы химии	6
Теоретические вопросы. Индивидуальные задания	6
Лабораторная работа: «Определение эквивалентной массы металла»	9
Тема 2. Скорость химических реакций. Химическая кинетика и равновесие	10
Теоретические вопросы. Индивидуальные задания	10
Лабораторная работа: «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»	16
Тема 3. Растворы. Концентрация растворов. Растворы неэлектролитов	18
Теоретические вопросы. Индивидуальные задания	18
Тема 4. Растворы электролитов	21
Теоретические вопросы	21
Индивидуальные задания	22
Лабораторная работа: «Электролитическая диссоциация»	25
Тема 5. Водородный показатель. Гидролиз солей.	
Произведение растворимости	27
Теоретические вопросы. Индивидуальные задания	27
Лабораторная работа: «Гидролиз солей»	30
Тема 6. Комплексные соединения	32
Теоретические вопросы. Индивидуальные задания	32
Лабораторная работа: «Комплексные соединения»	35
Тема 7. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)	36
Теоретические вопросы. Индивидуальные задания	36
Лабораторная работа: «Окислительно-восстановительные реакции»	40
Тема 8. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Структура атома. Химическая связь	41
Теоретические вопросы. Индивидуальные задания	41
Тема 9. Гальванический элемент	45
Теоретические вопросы	45
Индивидуальные задания	46
Лабораторная работа: «Гальванический элемент»	49
Тема 10. Коррозия металлов	49
Теоретические вопросы	49
Индивидуальные задания	50
Лабораторная работа: «Коррозия металлов»	52
Тема 11. Электролиз расплавов и растворов	53
Теоретические вопросы. Индивидуальные задания	53
Лабораторная работа: «Электролиз растворов»	56

Тема 12. Общие свойства металлов. Металлы I-II групп и их соединения	57
Теоретические вопросы. Индивидуальные задания	57
Лабораторная работа: «Металлы I-II групп и их соединения»	61
Тема 13. Металлы III группы и их соединения	62
Теоретические вопросы. Индивидуальные задания	62
Лабораторная работа: «Алюминий»	65
Тема 14. Железо, кобальт, никель и их соединения	65
Теоретические вопросы. Индивидуальные задания	65
Лабораторная работа: «Железо, кобальт, никель и их соединения»	68
Тема 15. Хром и его соединения	69
Теоретические вопросы	69
Лабораторная работа: «Хром и его соединения»	69
Тема 16. Марганец и его соединения	70
Теоретические вопросы	70
Лабораторная работа: «Марганец и его соединения»	71
Неметаллы. Индивидуальные задания	72
Тема 17. Азот и его соединения	74
Теоретические вопросы	74
Лабораторная работа: «Азот и его соединения»	74
Тема 18. Сера и её соединения	75
Теоретические вопросы	75
Лабораторная работа: «Сера и её соединения»	76
Решение типовых задач	77
Литература	83
Приложение А	84

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

Среди дисциплин, составляющих базовую подготовку инженеров-механиков текстильной и легкой промышленности, важное место занимает химия. Знание химии необходимо для понимания основ создания новых материалов и технологических процессов, а также при изучении таких дисциплин, как «Материаловедение и защита от коррозии», «Технология конструкционных материалов», «Технология производств легкой промышленности» и др.

В данном издании предложены теоретические вопросы и индивидуальные задания для самоподготовки студентов к практической части занятия и выполнению лабораторных работ по курсу «Химия» для студентов специальностей 1-36 01 01 «Технология машиностроения», 1-36 01 03 «Технологическое оборудование машиностроительного производства», 1-36 01 04 «Оборудование и технология высокоэффективных процессов обработки материалов» дневной формы обучения. Издание выполняет контролируемую функцию, так как позволяет студенту оценить степень усвоения изучаемого материала.

Для успешной подготовки к лабораторному занятию рекомендуется использовать конспект лекций, а также литературу, список которой приведен в данном лабораторном практикуме.

Изучив теоретический материал по вопросам, которые предлагаются по каждой теме, студент должен проверить уровень усвоения программного материала, выполнив индивидуальные задания.

Выполнение лабораторных работ сопровождается оформлением отчета в лабораторном журнале. Отчет о проделанной лабораторной работе должен содержать следующие сведения:

- номер и название лабораторной работы;
- краткое описание работы, содержащее условия проведения опыта;
- рисунок или схему прибора;
- наблюдаемый результат;
- уравнения всех протекающих реакций;
- расчеты, если работа носит количественный характер;
- выводы.

После окончания работы отчет должен быть подписан преподавателем.

По каждой теме проводится контроль усвоения программного материала в виде письменного теста на лабораторном занятии.

Тема 1. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

Теоретические вопросы

1. Основные положения атомно-молекулярного учения. Атом, молекула, атомная масса.
2. Закон сохранения массы и энергии, закон постоянства состава, закон кратных отношений. Закон объемных отношений.
3. Закон Авогадро и его следствия. Понятие об относительной плотности газа.
4. Вычисление мольной массы газа: а) по мольному объему; б) по уравнению Менделеева-Клапейрона; в) по относительной плотности газа.
5. Понятие об эквиваленте и эквивалентной массе. Эквивалентная масса элемента. Эквивалентная масса сложных веществ: оксидов, гидроксидов, кислот, солей. Объемный эквивалент. Закон эквивалентов.
6. Вычисление эквивалентных масс веществ в химических реакциях.

Индивидуальные задания

Вариант 1

1. Определите эквивалентную массу марганца в оксидах: MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 , Mn_2O_7 .
2. 0,05 г металла вытесняют из кислоты 28 см³ водорода (н. у.). Чему равна эквивалентная масса металла?
3. Масса 87 см³ паров неизвестного вещества при 62 °С и 101,3 кПа равна 0,240 г. Вычислите мольную массу вещества.

Вариант 2

1. Рассчитайте эквивалентные массы следующих веществ: H_3AsO_4 , $Fe(OH)_3$, K_2SO_4 .
2. 1 г калия соединяется с 0,9 г хлора, а также с 2,0 г брома. Найти эквивалентные массы калия и брома, если эквивалентная масса хлора равна 35,5 г/моль.
3. Баллон емкостью 20 дм³ содержит 2,5 кг кислорода. Вычислите давление в баллоне при 20 °С.

Вариант 3

1. Определите значение эквивалентной массы фосфорной кислоты в реакциях:
 $H_3PO_4 + NaOH \rightarrow NaH_2PO_4 + H_2O$;
 $H_3PO_4 + 3 NaOH \rightarrow Na_3PO_4 + 3 H_2O$.
2. Вычислите эквивалентную массу азота в соединении с кислородом, содержащем 36,86 % азота, и в соединении с водородом, содержащем 17,74 % водорода.
3. Вычислите, при каком давлении 5 кг азота займут объем 50 дм³, если температура равна 500 °С.

Вариант 4

1. Определите значение эквивалентной массы серной кислоты в реакциях:
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O};$
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}.$
2. Мольная масса атомов трехвалентного металла равна 45 г/моль. Используя закон эквивалентов, определите эквивалентные массы соединений металла с кислородом, серой, хлором.
3. Определите объем газа (н. у.), занимающего объем 1216 см³ при давлении 98,3 кПа и температуре 91 °С.

Вариант 5

1. Определите значение эквивалентной массы гидроксида меди в реакциях:
 $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O};$
 $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CuOHCl} + \text{H}_2\text{O}.$
2. Вычислите эквивалентную массу олова, если при нагревании 0,92 г олова в токе кислорода образуется 1,17 г оксида олова (приведите формулу).
3. Масса 85,5 см³ паров метилового спирта при 91 °С и 102,4 кПа равна 0,0925 г. Вычислите мольную массу спирта.

Вариант 6

1. Определите эквивалентные массы следующих соединений: H_2SO_4 , MgO , $\text{Al}(\text{OH})_3$.
2. Окислением 1,40 г кадмия получено 1,60 г оксида. Вычислите эквивалентную массу кадмия в оксиде. Напишите формулу оксида.
3. Вычислите плотность газа по воздуху, если масса 327 см³ газа при 13 °С и 102,1 кПа равна 0,828 г.

Вариант 7

1. Чему равны эквивалентные массы металлов в оксидах: K_2O , CaO , Fe_2O_3 .
2. На нейтрализацию 3,675 г кислоты расходуется 3,0 г гидроксида натрия. Вычислите эквивалентную массу кислоты.
3. Баллон емкостью 30 дм³ содержит 1 кг углекислого газа. Вычислите давление в баллоне при 30 °С.

Вариант 8

1. Вычислите эквивалентные массы соединений: $\text{Ba}(\text{OH})_2$, H_3PO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.
2. При растворении в разбавленной серной кислоте 18 г трехвалентного металла выделилось 22,4 дм³ водорода (н. у.). Определите атомную массу этого металла.
3. Вычислите массу азота, заполняющего баллон емкостью 20 дм³ при 460,5 кПа и 25 °С.

Вариант 9

1. Определите эквивалентные массы металлов в соединениях: SnCl_4 , NaH_2PO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
2. Вычислите эквивалентный объем хлора, если 0,824 г меди(II) соединяется с 291 см^3 хлора (н. у.).
3. 2 г газа занимают объем 12 дм^3 при температуре $25 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении $94,4 \text{ кПа}$. Рассчитайте мольную массу газа.

Вариант 10

1. Определите значение эквивалентной массы карбоната натрия в реакциях:
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2 \text{ HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + 2 \text{ NaCl}$;
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{ HCl} \rightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{ NaCl}$.
2. Чему равна эквивалентная масса железа в оксиде, если в 40 г оксида содержится 28 г железа? Напишите формулу оксида железа.
3. Определите мольную массу газа, если при температуре $27 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении $103,7 \text{ кПа}$ имеют массу 2,86 г и занимают объем $2,46 \text{ дм}^3$.

Вариант 11

1. Определите эквивалентную массу перечисленных веществ, а также эквивалентную массу серы в этих соединениях: SO_2 , CaS , H_2SO_4 .
2. На нейтрализацию 0,728 г щелочи израсходовано 0,535 г азотной кислоты. Вычислите эквивалентную массу щелочи.
3. Масса 300 см^3 газа (н. у.) равна 0,86 г. Вычислите плотность газа по водороду.

Вариант 12

1. Определите эквивалентную массу железа в соединениях: Fe_2O_3 , FeCl_3 , FeSO_4 , а также эквивалентные массы этих соединений.
2. На осаждение хлора, содержащегося в 0,3333 г соли, израсходовано 0,544 г AgNO_3 . Вычислите эквивалентную массу соли.
3. Плотность газа по воздуху равна 0,9. Определите массу 1 дм^3 газа.

Вариант 13

1. Вычислите эквивалентные массы соединений: MgO , NaOH , H_2SO_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.
2. На нейтрализацию 0,943 г фосфористой кислоты H_3PO_3 израсходовали 1,288 г KOH . Вычислите основность кислоты.
3. Масса 500 см^3 (н. у.) газа равна 0,903 г. Определите мольную массу газа и плотность его по воздуху.

Вариант 14

1. Вычислите эквивалентные массы соединений: Al_2O_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KH_2PO_4 .

- Используя закон эквивалентов, определите какой объем водорода (н. у.) выделится при растворении 1,5 кг цинка в соляной кислоте?
- Вычислите мольную массу ацетона, если масса 500 см^3 его паров при 87°C и давлении 96 кПа равна 0,93 г.

Вариант 15

- Чему равны эквивалентные массы металлов в оксидах, а также эквивалентные массы оксидов: BaO , Cr_2O_3 , Li_2O .
- Какой объем при н. у. занимают $27 \cdot 10^{21}$ молекул газа.
- Масса колбы, вместимостью 750 см^3 , наполненной при 27°C кислородом, равна 83,3 г. Масса пустой колбы составляет 82,1 г. Определить давление кислорода.

Лабораторная работа: «ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТНОЙ МАССЫ МЕТАЛЛА»

Выполнение работы. Прибор для определения эквивалента металла состоит из бюретки, соединенной резиновым шлангом с воронкой большого диаметра. Прибор заполнен водой. К бюретке присоединена пробирка.

Перед выполнением опыта убедитесь в герметичности прибора: плотно присоедините пустую пробирку к пробке, соединенной с бюреткой, воронку поднимите на 10–15 см и наблюдайте в течение 1–2 минут за положением уровня воды в бюретке. Если уровень воды остается неизменным, следовательно, прибор герметичен, и можно приступать к выполнению работы.

В пробирку, держа ее наклонно, налейте $5\text{--}6 \text{ см}^3$ 10 %-ной соляной кислоты так, чтобы одна из внутренних стенок пробирки оставалась сухой. Возьмите навеску металла, предварительно записав ее массу (масса указана в граммах), удалите лишнюю бумагу и, держа пробирку под углом $\sim 45^\circ$, опустите навеску на внутреннюю сухую стенку пробирки. С помощью стеклянной палочки подвиньте ее так, чтобы она была на 2–3 см ниже пробки и не касалась кислоты. Не меняя положения пробирки, аккуратно закройте ее пробкой, и еще раз убедитесь в герметичности прибора. Затем установите воронку так, чтобы уровни воды в воронке и бюретке совпали. Отметьте и запишите положение мениска в бюретке (для того чтобы правильно снять показания, глаз должен находиться на линии касательной к мениску). Отпустите пробирку, металл из упавшей навески быстро реагирует с кислотой, и выделяющийся водород вытесняет воду из бюретки. После растворения всего металла и остывания реакционной смеси приведите положение воды в бюретке и воронке к одному уровню и отметьте положение мениска в бюретке. Разность двух отсчетов дает объем выделившегося водорода $V(\text{см}^3)$. Отметьте и запишите показания термометра и барометра во время опыта.

Запись данных опыта и расчеты. Результаты измерений запишите по следующей форме:

Масса металла, m , г
 Начальный уровень воды в бюретке, V_1 , см^3
 Уровень воды в бюретке после растворения металла, V_2 , см^3
 Объем выделившегося водорода, $V = V_2 - V_1$, см^3
 Температура, t , $^{\circ}\text{C}$
 Абсолютная температура, $T = (t + 273)$, К
 Атмосферное давление, P , мм.рт.ст.
 Давление насыщенного пара при данной температуре, $P_{\text{H}_2\text{O}}$, мм.рт.ст.
 Парциальное давление водорода, $P_{\text{H}_2} = P - P_{\text{H}_2\text{O}}$, мм.рт.ст.

Давление насыщенного пара при различных температурах

Температура, $^{\circ}\text{C}$	Давление пара, мм.рт.ст.	Температура, $^{\circ}\text{C}$	Давление пара, мм.рт.ст.
10	9,2	20	17,53
15	12,79	21	18,65
16	13,63	22	19,83
17	14,53	23	21,09
18	15,48	24	22,38
19	16,48	25	23,75

Приведите объем выделившегося водорода к нормальным условиям по уравнению:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_{\text{H}_2} V}{T}; \text{ Отсюда } V_0 = \frac{P_{\text{H}_2} V T_0}{P_0 T},$$

где $T_0 = 273$ К, $P_0 = 760$ мм.рт.ст.

Исходя из закона эквивалентов, определите эквивалентную массу металла:

$$\frac{m}{m_{\text{Э}}} = \frac{V}{V_{\text{Э}}}; \text{ Отсюда } m_{\text{Э}} = \frac{m V_{\text{Э}}}{V},$$

где $V_{\text{Э}} = 11200$ см^3 – эквивалентный объем водорода.

После вычисления эквивалентной массы металла определите относительную ошибку опыта:

$$\Delta_{\text{отн.}} = \frac{|m_{\text{Этеор.}} - m_{\text{Ээксп.}}|}{m_{\text{Этеор.}}} \cdot 100\%.$$

Тема 2. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ

Теоретические вопросы

1. Химическая кинетика. Скорость химических реакций в гомогенных и гетерогенных системах. Единицы измерения скорости реакций.
2. Факторы, влияющие на скорость химической реакции: природа реагирующих веществ, концентрация (давление), температура, наличие катализатора.

- Закон действия масс, его математическое выражение. Константа скорости реакции, ее физический смысл. Применение закона действия масс для гомогенных систем.
- Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Понятие об энергии активации и активных молекулах.
- Катализ и катализаторы. Гомогенный и гетерогенный, положительный и отрицательный катализ. Механизм действия катализаторов.
- Обратимые и необратимые реакции. Состояние химического равновесия. Исходная и равновесная концентрации. Константа химического равновесия, ее математическое выражение и факторы, влияющие на ее значение.
- Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Способы смещения химического равновесия.

Индивидуальные задания

Вариант 1

- Написать выражение для скорости реакции $2A_{(г)} + B_{(г)} \rightarrow A_2B_{(г)}$. Как изменится скорость данной реакции при увеличении концентрации исходных веществ в 2 раза?
- На сколько градусов следует повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 81 раз, если температурный коэффициент скорости равен 3?
- Равновесные концентрации веществ в системе: $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$ равны: $[N_2O_4] = 0,0055$ моль/дм³; $[NO_2] = 0,0189$ моль/дм³. Вычислите константу равновесия и исходную концентрацию N_2O_4 .
- Как сместится равновесие при повышении температуры в системах:
 $2H_2 + O_2 \rightleftharpoons 2H_2O_{(пар)}$; $\Delta H < 0$;
 $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$; $\Delta H > 0$.

Вариант 2

- Написать выражение для скорости реакции $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$. Как изменится скорость прямой реакции при увеличении концентрации исходных веществ в 3 раза?
- При повышении температуры на 60 °С скорость реакции увеличилась в 4000 раз. Вычислите температурный коэффициент реакции.
- Вычислите начальные концентрации хлора и оксида углерода, а также константу равновесия реакции $CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$, если равновесные концентрации $[Cl_2] = 0,3$ моль/дм³; $[CO] = 0,2$ моль/дм³; $[COCl_2] = 1,5$ моль/дм³.
- Как повлияет изменение температуры и давления на состояние равновесия в системах:
 $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$; $\Delta H > 0$;
 $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$; $\Delta H < 0$.

Вариант 3

1. Константа скорости реакции $A_{(r)} + 2B_{(r)} \rightarrow AB_{2(r)}$ равна $0,001 \text{ дм}^3/\text{моль}\cdot\text{с}$. Какова скорость реакции в начальный момент, если $[A] = [B]$ и составляет $0,3 \text{ моль}/\text{дм}^3$?
2. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры от 10°C до 60°C скорость реакции увеличилась в 64 раза?
3. Равновесные концентрации веществ в реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ составляют: $[\text{SO}_2] = 0,0002 \text{ моль}/\text{дм}^3$; $[\text{O}_2] = 0,004 \text{ моль}/\text{дм}^3$; $[\text{SO}_3] = 0,003 \text{ моль}/\text{дм}^3$. Определите исходные концентрации кислорода и сернистого газа. Вычислите константу равновесия.
4. В каких системах увеличение давления вызовет смещение равновесия и в какую сторону?
 $\text{H}_2 + \text{I}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{HI}$;
 $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2$;
 $\text{CO} + \text{H}_2\text{O}_{(r)} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{CO}_2$.

Вариант 4

1. Во сколько раз следует увеличить давление в системе, чтобы скорость прямой реакции $2\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ возросла в 1000 раз?
2. При повышении температуры на 10°C скорость некоторой реакции увеличилась в 2 раза. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции при повышении температуры на 40 и на 90°C ?
3. Вычислите константу равновесия реакции $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_{(r)} + \text{CO}$ и исходные концентрации, если при равновесии концентрации веществ составили: $[\text{CO}_2] = 0,020 \text{ моль}/\text{дм}^3$; $[\text{H}_2] = 0,004 \text{ моль}/\text{дм}^3$; $[\text{CO}] = 0,015 \text{ моль}/\text{дм}^3$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,015 \text{ моль}/\text{дм}^3$.
4. Как можно повысить процентное содержание PCl_3 в равновесной системе: $\text{PCl}_{5(r)} \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 \quad \Delta H > 0$.

Вариант 5

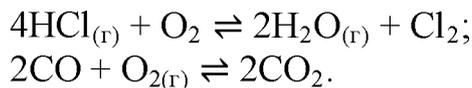
1. В реакции $\text{C} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4$ концентрация водорода увеличена в 2 раза. Во сколько раз возрастет скорость реакции?
2. На сколько градусов следует повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 27 раз, если температурный коэффициент скорости равен 3?
3. Вычислите константу равновесия реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$, если при некоторой температуре и давлении в сосуд объемом 10 л введено 1,4 г азота и 1 г водорода, а к моменту равновесия образовалось 0,85 г аммиака.
4. В какую сторону сместится равновесие реакций:
 $2\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{S}_2 + 2\text{H}_2$; $\Delta H > 0$;
 $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$; $\Delta H < 0$
а) при понижении температуры; б) при повышении давления?

Вариант 6

1. Во сколько раз необходимо увеличить концентрацию углекислого газа, чтобы скорость реакции $\text{CO}_2 + \text{C} \rightleftharpoons 2\text{CO}$ возросла в 3 раза?
2. Скорость химической реакции возросла в 243 раза. Температурный коэффициент скорости равен 3. На сколько градусов была повышена температура?
3. При некоторой температуре состав равновесной смеси в объеме 10 дм^3 был следующий: $\text{CO} - 11,2 \text{ г}$; $\text{Cl}_2 - 14,2 \text{ г}$; $\text{COCl}_2 - 19,8 \text{ г}$. Определите константу равновесия реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$.
4. Действием каких факторов можно сместить равновесие указанных реакций вправо: $\text{C}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{пар})} \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2$; $\Delta H > 0$;
 $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$; $\Delta H < 0$.

Вариант 7

1. Реакция идет по уравнению $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$. Концентрации исходных веществ до начала реакции были: $[\text{N}_2] = 0,049 \text{ моль/дм}^3$; $[\text{O}_2] = 0,01 \text{ моль/дм}^3$. Вычислите концентрацию этих веществ в момент, когда $[\text{NO}]$ стала $0,005 \text{ моль/дм}^3$.
2. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 40°C ?
3. Вычислите константу равновесия реакции $\text{A}_{(\text{г})} + \text{B}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{C}_{(\text{г})}$ и исходные концентрации веществ А и В, если равновесные концентрации их были: $[\text{A}] = 0,12 \text{ моль/дм}^3$; $[\text{B}] = 0,24 \text{ моль/дм}^3$; $[\text{C}] = 0,32 \text{ моль/дм}^3$.
4. В какую сторону можно сместить равновесие при уменьшении объема в системах:



Вариант 8

1. Реакция идет по уравнению $\text{H}_2 + \text{I}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(\text{г})}$. Константа скорости этой реакции при 508°C равна 0,16. Исходные концентрации реагирующих веществ были: $[\text{H}_2] = 0,04 \text{ моль/дм}^3$; $[\text{I}_2] = 0,05 \text{ моль/дм}^3$. Вычислите начальную скорость реакции и скорость ее, когда $[\text{H}_2] = 0,03 \text{ моль/дм}^3$.
2. Скорость химической реакции при повышении температуры от 40°C до 70°C увеличилась в 8 раз. Определите температурный коэффициент скорости.
3. Равновесие в системе $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ установилось при следующих концентрациях: $[\text{NO}] = 0,004 \text{ моль/дм}^3$; $[\text{O}_2] = 0,04 \text{ моль/дм}^3$; $[\text{NO}_2] = 0,004 \text{ моль/дм}^3$. Определите константу равновесия реакции и исходные концентрации O_2 и NO .
4. Почему при изменении давления смещается равновесие системы $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ и не смещается равновесие системы $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$?

Вариант 9

1. Реакция идет по уравнению $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$. Исходные концентрации реагирующих веществ были: $[\text{NO}] = 0,03$ моль/дм³; $[\text{O}_2] = 0,05$ моль/дм³. Как изменится скорость реакции при увеличении концентрации кислорода до 0,15 моль/дм³ и концентрации NO до 0,09 моль/дм³?
2. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 100 °С, если температурный коэффициент скорости равен 3?
3. Равновесие в системе $\text{H}_2 + \text{I}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(\text{r})}$ установилось при следующих концентрациях веществ: $[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 0,005$ моль/дм³; $[\text{HI}] = 0,4$ моль/дм³. Определите исходную концентрацию иода и значение константы равновесия.
4. В какую сторону сместится равновесие вследствие уменьшения объема в системах:
 $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$;
 $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$.

Вариант 10

1. Гомогенная газовая реакция между веществами А и В выражается уравнением: $\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$. Начальные концентрации были: $[\text{A}] = 0,3$ моль/дм³; $[\text{B}] = 0,5$ моль/дм³. Начальная скорость реакции – 0,03 моль/дм³·с. Определите константу скорости реакции и скорость реакции по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшилась на 0,2 моль/дм³.
2. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если температуру повысили на 30 °С, а температурный коэффициент скорости равен 2?
3. Равновесие реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ установилось при следующих концентрациях: $[\text{N}_2] = 0,5$ моль/дм³; $[\text{H}_2] = 0,1$ моль/дм³; $[\text{NH}_3] = 1,6$ моль/дм³. Определите исходные концентрации азота и водорода.
4. Как отразится повышение давления на равновесии в системах:
а) $\text{CO}_{2(\text{r})} + \text{C}_{(\text{r})} \rightleftharpoons 2 \text{CO}_{(\text{r})}$; б) $\text{CaCO}_{3(\text{r})} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(\text{r})} + \text{CO}_{2(\text{r})}$?

Вариант 11

1. Реакция идет по уравнению $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$. Концентрации исходных веществ до начала реакции были: $[\text{N}_2] = 0,08$ моль/дм³; $[\text{H}_2] = 1,5$ моль/дм³. Вычислите концентрацию этих веществ в момент, когда $[\text{NH}_3]$ стала 0,4 моль/дм³.
2. Температурный коэффициент скорости равен 3. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 40 °С?
3. Вычислите константу равновесия реакции $\text{A}_{(\text{r})} + 2\text{B}_{(\text{r})} \rightleftharpoons \text{C}_{(\text{r})} + \text{D}_{(\text{r})}$, если исходные концентрации веществ равны: $[\text{A}] = 6$ моль/дм³; $[\text{B}] = 5$ моль/дм³; и к моменту равновесия прореагировало 80 % вещества В.
4. В какую сторону сместится равновесие при повышении температуры в системах:
 $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_{2(\text{r})}$; $\Delta\text{H} < 0$;
 $\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{r})} + \text{HCl}_{(\text{r})}$; $\Delta\text{H} > 0$.

Вариант 12

1. Реакция идет по уравнению: $4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + 2\text{Cl}_{2(г)}$. Через некоторое время после начала реакции концентрации веществ были: $[\text{HCl}] = 0,75$ моль/дм³; $[\text{O}_2] = 0,42$ моль/дм³; $[\text{Cl}_2] = 0,2$ моль/дм³. Какими были концентрации этих веществ в начале реакции?
2. При повышении температуры от 50 °С до 100 °С скорость реакции увеличилась в 1200 раз. Определите температурный коэффициент скорости реакции.
3. Вычислите константу равновесия реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$, если равновесная концентрация $[\text{SO}_3] = 0,04$ моль/дм³, а исходные концентрации веществ $[\text{SO}_2] = 1$ моль/дм³; $[\text{O}_2] = 0,8$ моль/дм³.
4. Как можно повысить процентное содержание аммиака в равновесной системе
 $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$; $\Delta H < 0$.

Вариант 13

1. Окисление аммиака идет по уравнению $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$. Через некоторое время после начала реакции концентрации веществ были равны: $[\text{NH}_3] = 0,009$ моль/дм³; $[\text{O}_2] = 0,02$ моль/дм³; $[\text{NO}] = 0,003$ моль/дм³. Определите исходную концентрацию аммиака и кислорода.
2. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 81 раз, если температурный коэффициент скорости равен 3?
3. Вычислите константу равновесия реакции $\text{H}_2 + \text{I}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(г)}$ при 716 °С, если известно, что константа образования иодоводорода при этой температуре равна $1,6 \cdot 10^{-2}$ дм³/моль·с, а константа скорости термической диссоциации равна $3 \cdot 10^{-4}$ дм³/моль·с.
4. Как можно повысить процентное содержание NO₂ в системе
 $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$; $\Delta H < 0$.

Вариант 14

1. Как изменятся скорости прямой и обратной реакций $4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + 2\text{Cl}_{2(г)}$, если при неизменной температуре уменьшить концентрацию каждого вещества в 2 раза?
2. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 243 раз, если температурный коэффициент скорости равен 3?
3. Константа равновесия реакции $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$ при некоторой температуре равна 0,3. Вычислить концентрации компонентов системы при наступлении равновесия, если исходная концентрация NO₂ равна 0,2 моль/дм³.
4. В каком направлении сместится равновесие систем: $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ $\Delta H > 0$; $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ $\Delta H < 0$ а) при понижении температуры; б) при понижении давления?

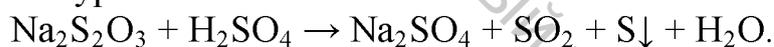
Вариант 15

1. Как изменятся скорости прямой и обратной реакций $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$, если при неизменной температуре увеличить давление в 3 раза?
2. При повышении температуры на 10°C скорость некоторой реакции увеличилась в 3 раза. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции при повышении температуры от 30 и до 80°C ?
3. Определить константу равновесия и исходные концентрации азота и водорода, если при наступлении равновесия системы $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ концентрации веществ были: $[\text{N}_2] = 0,5$ моль/дм³; $[\text{H}_2] = 0,3$ моль/дм³; $[\text{NH}_3] = 2$ моль/дм³.
4. В каком направлении сместится равновесие следующих обратимых реакций:
а) $2\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{N}_2 + 3\text{H}_2$ и б) $3\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_{(\text{пар})} + 2\text{Fe}_3\text{O}_4$ при увеличении давления?

Лабораторная работа: «СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ»

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции в гомогенной системе. Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой.

Выполнение опыта. Реакция тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнению:



Предварительно проделайте качественный опыт, для чего в пробирку внесите 2 см^3 $0,15\text{M}$ $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 2 см^3 $0,5\text{н}$ H_2SO_4 . Наблюдайте появление слабой опалесценции и дальнейшее помутнение раствора от выпавшей в осадок свободной серы.

Для проведения опыта приготовьте в трех пробирках равные объемы растворов тиосульфата натрия различной концентрации, добавив в две пробирки воду, как указано в таблице.

№ проб	Объем раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, см^3	Объем H_2O , см^3	Объем раствора H_2SO_4 , см^3	Условная концентрация раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время течения реакции, с	Скорость реакции $\frac{1}{t}$, у. е.
1	1	2	1	C		
2	2	1	1	2C		
3	3	-	1	3C		

После приливания поочередно в каждую из трех пробирок по 1 см^3 серной кислоты, отметить по секундомеру время от момента добавления кислоты до помутнения раствора.

Запись данных опыта. Данные опыта занесите в таблицу. Начертите график зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия. Для

этого на оси абсцисс отложите относительные концентрации тиосульфата натрия, а на оси ординат – отвечающие им скорости (в условных единицах). Запишите выражение закона действия масс для исследуемой реакции. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Опыт 2. Влияние температуры на скорость химической реакции.

Выполнение опыта. Проведите реакцию взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой при трех различных температурах: 1) при комнатной температуре; 2) при температуре на 10° выше комнатной; 3) при температуре на 20° выше комнатной. Для этого необходимо взять шесть пробирок: в первые три налить по 2 см³ раствора Na₂S₂O₃, а во вторые – по 2 см³ раствора H₂SO₄ и разделить их на три пары так, чтобы в каждой паре была пробирка с тиосульфатом натрия и серной кислотой. Слейте вместе растворы первой пары пробирок и по секундомеру отметьте время от момента сливания до момента появления мути. Вторую пару пробирок поместите в химический стакан с водой, подогретой до температуры на 10° выше комнатной. Через 5 мин содержимое пробирок слейте вместе и отметьте время появления мути. Аналогично проведите опыт с третьей парой пробирок при температуре на 20° выше комнатной.

Запись данных опыта. Данные опыта занести в таблицу.

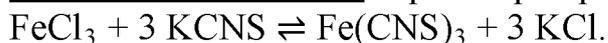
№ проб	Объем раствора Na ₂ S ₂ O ₃ , см ³	Объем раствора H ₂ SO ₄ , см ³	Температура опыта, °C	Время течения реакции, с	Скорость реакции $\frac{1}{t}$, у. е.
1	2	2			
2	2	2			
3	2	2			

Подсчитайте значение температурного коэффициента для изученной реакции. Какие значения принимает температурный коэффициент для большинства реакций? Сделайте вывод о зависимости скорости химической реакции от температуры.

Опыт 3. Химическое равновесие и его смещение.

Выполнение опыта. В небольшой колбе смешайте по 10 см³ разбавленных растворов хлорида железа(III) и роданида калия. Полученный раствор разлить в четыре пробирки, находящиеся в штативе. Одну пробирку сохранить в качестве контрольной для сравнения результатов опыта. В одну из пробирок добавьте насыщенный раствор хлорида железа, в другую – кристаллы роданида калия, в третью – кристаллы хлорида калия. Размешайте растворы во всех пробирках и отметьте изменение интенсивности окраски в каждом случае (сравните с раствором в контрольной пробирке).

Запись данных опыта. В растворе протекает обратимая реакция:



Роданид железа придает раствору красную окраску. По изменению интенсивности окраски можно судить об изменении концентрации роданида железа, т. е. о смещении равновесия в сторону прямой или обратной реакции. За-

пишите свои наблюдения. Напишите выражение константы равновесия данной реакции через константы скорости прямой и обратной реакции и через равновесные концентрации продуктов и исходных веществ. В каком направлении смещается равновесие при добавлении исходных веществ и продуктов реакции? Сформулируйте принцип Ле-Шателье. Сделайте вывод о влиянии концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия.

Тема 3. РАСТВОРЫ. КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ. РАСТВОРЫ НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ

Теоретические вопросы

1. Общие понятия о растворах и других дисперсных системах. Химическая теория растворов Д.И. Менделеева. Гидраты и кристаллогидраты.
2. Растворимость. Коэффициент растворимости. Тепловые явления при растворении. Зависимость растворимости твердых веществ и газов в воде от различных факторов. Ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные растворы.
3. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля (процентная); молярная; моляльная; молярная концентрация эквивалента; титр; мольная доля.
4. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
5. Давление пара растворов. Замерзание и кипение растворов. Законы Рауля для растворов неэлектролитов. Физический смысл криоскопической и эбулиоскопической констант.
6. Применение законов Вант-Гоффа и Рауля для вычисления мольной массы растворенного вещества.

Индивидуальные задания

Вариант 1

1. Определите концентрации: моляльную и молярную концентрацию эквивалента 19,8 %-ного раствора сульфата магния, плотность которого $1,215 \text{ г/см}^3$.
2. Давление пара воды при 55°C равно $84,48 \text{ мм.рт.ст.}$. Вычислите давление пара раствора, содержащего 29 г фенола в 900 г воды.
3. Раствор, содержащий $0,6 \text{ г}$ растворенного вещества в 40 г эфира, кипит при $36,13^\circ\text{C}$. Температура кипения эфира $35,6^\circ\text{C}$, эбулиоскопическая константа $2,12$. Вычислите мольную массу растворенного вещества.

Вариант 2

1. Сколько 80 \% -ного раствора серной кислоты (плотность $1,72 \text{ г/см}^3$) нужно взять для приготовления 500 см^3 2н раствора?

2. Давление пара воды при 25 °С составляет 3,14 кПа. Вычислите для той же температуры давление пара раствора, в 450 г которого содержится 90 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$.
3. При 0 °С осмотическое давление раствора, содержащего 0,046 г растворенного вещества в 100 см³ раствора, равно 11,345 кПа. Вычислите молярную массу растворенного вещества.

Вариант 3

1. Определите молярность, моляльность и молярную концентрацию эквивалента 40 %-ного раствора гидроксида натрия плотностью 1,4 г/см³.
2. Давление пара воды при 20 °С составляет 17,5 мм.рт.ст. Сколько граммов сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ следует растворить в 720 г воды для получения раствора, давление пара которого на 0,14 мм.рт.ст. ниже давления пара воды.
3. При 0 °С осмотическое давление раствора, содержащего 0,4 г растворенного вещества в 1 дм³ раствора, равно 28,36 кПа. Вычислите молярную массу растворенного вещества.

Вариант 4

1. Рассчитайте молярность, моляльность и молярную концентрацию эквивалента 20 %-ного раствора фосфорной кислоты плотностью 1,1 г/см³.
2. Вычислите температуру замерзания 10 %-ного раствора глюкозы $C_6H_{12}O_6$.
3. При 0 °С осмотическое давление раствора, содержащего 3,04 г дифениламина в 600 см³ раствора, равно 68,07 кПа. Вычислите молярную массу дифениламина.

Вариант 5

1. Рассчитайте молярность, моляльность и молярную концентрацию эквивалента 70 %-ного раствора серной кислоты плотностью 1,6 г/см³.
2. Сколько глицерина $C_3H_5(OH)_3$ нужно растворить в 200 г воды, чтобы раствор замерзал при -1 °С?
3. Давление водяного пара при 70 °С равно 133,80 мм.рт.ст. Давление пара раствора, содержащего в 270 г воды 12 г растворенного вещества при той же температуре, равно 130,68 мм.рт.ст. Определите молярную массу растворенного вещества.

Вариант 6

1. К 100 см³ 96 %-ной серной кислоты (плотность 1,84 г/см³) прибавили 400 см³ воды. Получился раствор с плотностью 1,225 г/см³. Найдите процентную и молярную концентрацию эквивалента полученного раствора.
2. Рассчитайте температуру кипения 15 %-ного водного раствора сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$.
3. Определите молярную массу анилина, если при 30 °С давление пара раствора, содержащего 3,09 г анилина в 370 г эфира $C_4H_{10}O$, равно 643,6 мм.рт.ст., а давление пара чистого эфира при той же температуре равно 647,9 мм.рт.ст.

Вариант 7

1. Определите процентную, молярную и моляльную концентрации 4,9н раствора серной кислоты плотностью 1,15 г/см³.
2. Рассчитайте осмотическое давление 0,02М раствора неэлектролита при 0 °С.
3. Раствор, содержащий 1,74 г растворенного вещества в 45 г воды, замерзает при -1,2 °С. Вычислите мольную массу растворенного вещества.

Вариант 8

1. Рассчитайте моляльную и процентную концентрации 0,9М раствора азотной кислоты плотностью 1,03 г/см³.
2. Водный раствор сахара замерзает при -1,05 °С. Сколько процентов сахара содержит этот раствор, если мольная масса сахара 342 г/моль?
3. При 25 °С осмотическое давление раствора, содержащего 0,7 г растворенного вещества в 250 см³ раствора, равно 20,26 кПа. Вычислите мольную массу растворенного вещества.

Вариант 9

1. Определите молярную концентрацию эквивалента, молярную и моляльную концентрации 40 %-ного раствора серной кислоты плотностью 1,3 г/см³.
2. Вычислите температуру кипения раствора, содержащего 0,5 моль растворенного вещества в 1000 г ацетона ($E_{\text{ацетона}} = 1,5^\circ$). Температура кипения ацетона 56 °С.
3. Понижение давления пара над раствором бензойной кислоты, содержащем 0,1 моль бензойной кислоты в 760 г сероуглерода, при некоторой температуре равно 1,003 кПа. Давление пара сероуглерода при той же температуре равно 101,3 кПа. Вычислите мольную массу сероуглерода.

Вариант 10

1. Чему равна молярная концентрация эквивалента, молярная и моляльная концентрации 18 %-ного раствора соляной кислоты (плотность 1,09 г/см³).
2. Давление пара воды при 100 °С равно 101,3 кПа. Вычислите давление пара над 4 %-ным раствором мочевины CO(NH₂)₂ при этой температуре.
3. Раствор, содержащий 5,4 г неэлектролита в 200 г воды, кипит при 100,078 °С. Вычислите мольную массу растворенного вещества.

Вариант 11

1. Смешали 800 см³ 3н раствора KOH и 1,2 дм³ 12 %-ного раствора KOH с плотностью 1,1 г/см³. Чему равна молярная концентрация эквивалента полученного раствора?
2. Вычислите осмотическое давление раствора, содержащего в 1 дм³ 3,1 г анилина C₆H₅NH₂ при 21 °С.

3. Раствор, содержащий 10 г антрацена в 154 г уксусной кислоты, кипит при $119,53\text{ }^{\circ}\text{C}$. Вычислите мольную массу антрацена, если температура кипения уксусной кислоты $118,4\text{ }^{\circ}\text{C}$, а эбулиоскопическая константа ее равна $3,1^{\circ}$.

Вариант 12

1. Вычислите молярную концентрацию эквивалента, молярную и моляльную концентрации 20 %-ного раствора хлорида цинка (плотность $1,186\text{ г/см}^3$).
2. Вычислите осмотическое давление 4 %-ного раствора сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ при $20\text{ }^{\circ}\text{C}$, если плотность раствора равна $1,014\text{ г/см}^3$.
3. Раствор, содержащий 6,15 г растворенного вещества в 150 г воды, замерзает при $-0,93\text{ }^{\circ}\text{C}$. Определите мольную массу растворенного вещества.

Вариант 13

1. Рассчитайте молярность, моляльность и молярную концентрацию эквивалента 16 %-ного раствора сульфата меди плотностью $1,8\text{ г/см}^3$.
2. Сколько граммов глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ содержится в 200 см^3 раствора, осмотическое давление которого при $37\text{ }^{\circ}\text{C}$ равно $810,4\text{ кПа}$?
3. Раствор, содержащий 2 г растворенного вещества в 200 г воды, замерзает при $-0,547\text{ }^{\circ}\text{C}$. Вычислите мольную массу растворенного вещества.

Вариант 14

1. Сколько воды и соли необходимо взять для приготовления 400 см^3 $0,2\text{M}$ раствора Na_2CO_3 ?
2. Найти при $65\text{ }^{\circ}\text{C}$ давление пара над раствором, содержащим 13,68 г сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ в 90 г воды, если давление пара над водой при той же температуре равно 25 кПа .
3. 60 г неэлектролита растворено в 1500 г воды. Раствор замерзает при $-1,86\text{ }^{\circ}\text{C}$. Какова мольная масса растворенного вещества?

Вариант 15

1. Сколько соли необходимо взять для приготовления 2 дм^3 $0,5\text{н}$ раствора AlCl_3 ?
2. К 100 см^3 $0,5\text{M}$ раствора сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ добавили 300 см^3 воды. Чему равно осмотическое давление полученного раствора?
3. Раствор, содержащий 0,512 г неэлектролита в 100 г бензола, кристаллизуется при $5,296\text{ }^{\circ}\text{C}$. Температура кристаллизации бензола $5,5\text{ }^{\circ}\text{C}$. Криоскопическая константа $5,1$ град. Вычислите мольную массу растворенного вещества.

Тема 4. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Теоретические вопросы

1. Основные положения теории электролитической диссоциации. Диссоциация кислот, солей, оснований.

2. Степень диссоциации. Зависимость степени диссоциации электролита от концентрации и температуры. Закон разбавления и пределы его применимости.
3. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации.
4. Ионное равновесие и условия его смещения.
5. Отклонения растворов электролитов от законов Вант-Гоффа и Рауля. Изотонический коэффициент и его физический смысл.
6. Кажущаяся степень диссоциации сильных электролитов. Понятие об активности. Коэффициент активности и его физический смысл.
7. Ионные уравнения и правила их составления.

Индивидуальные задания

Вариант 1

1. Степень диссоциации фосфорной кислоты по первой ступени в 0,1М растворе равна 17%. Пренебрегая диссоциацией по другим ступеням, вычислите концентрацию ионов водорода в растворе.
2. Кажущаяся степень диссоциации Na_2CO_3 в растворе, содержащем 0,01 моль Na_2CO_3 в 200 г воды, равна 0,7. Вычислите температуру замерзания этого раствора.
3. Закончите уравнения реакций, написав их в молекулярной и ионной форме:
 $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$; $\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$.

Вариант 2

1. Определите концентрацию ионов водорода в 0,5М растворе уксусной кислоты.
2. Температура кипения раствора, содержащего 9,09 г нитрата калия в 100 г воды, равна 100,8 °С. Вычислите кажущуюся степень диссоциации этой соли в растворе.
3. Напишите уравнения реакций в молекулярной форме, исходя из следующих ионных уравнений: $\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{PbI}_2$; $\text{Hg}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{HgS}$.

Вариант 3

1. Определите концентрацию ионов водорода в 0,1М растворе синильной кислоты.
2. Раствор, содержащий 3 г хлорида магния в 125 г воды, замерзает при -1,23 °С. Вычислите кажущуюся степень диссоциации этой соли в растворе.
3. Напишите уравнения реакций в молекулярной форме, исходя из следующих ионных уравнений: $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4$; $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$.

Вариант 4

1. Определите концентрацию гидроксильных ионов в 1М растворе гидроксида аммония.

2. 5 %-ный водный раствор гидроксида калия кипит при 100,86 °С. Вычислите кажущуюся степень диссоциации KOH в растворе.
3. Закончите уравнения реакций, написав их в молекулярной и ионной форме:
 $\text{NH}_4\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$; $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.

Вариант 5

1. Вычислите степень диссоциации 0,01M раствора уксусной кислоты.
2. Кажущаяся степень диссоциации сульфата калия в растворе, содержащем 0,026 моль соли в 50 г воды, равна 53 %. Вычислите повышение температуры кипения раствора.
3. Напишите ионные уравнения реакций:
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Вариант 6

1. Вычислите, при какой концентрации муравьиной кислоты степень ее диссоциации будет равна 0,1?
2. Кажущаяся степень диссоциации хлорида кальция в растворе, содержащем 0,666 г CaCl_2 в 125 г воды, равна 0,75. Вычислите температуру замерзания раствора.
3. Напишите ионные уравнения реакций:
 $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCN} \rightarrow \text{NH}_4\text{CN} + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Вариант 7

1. Определите степень диссоциации и концентрацию ионов водорода в 0,1M растворе H_2S (диссоциацией по второй ступени пренебречь).
2. Вычислите при 100 °С давление насыщенного пара воды над раствором, содержащим 4 г гидроксида калия в 180 г воды. Кажущаяся степень диссоциации KOH равна 0,82. $P_{\text{o}(\text{H}_2\text{O})} = 101,3$ кПа.
3. Закончите уравнения реакций, написав их в молекулярной и ионной форме:
 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$; $(\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow$.

Вариант 8

1. Определите степень диссоциации уксусной кислоты в растворе, если известно, что в 1 см³ этого раствора содержится $5,94 \cdot 10^{19}$ молекул и $1,2 \cdot 10^{18}$ ионов.
2. Кажущаяся степень диссоциации HCl в 0,02M растворе равна 0,922. Вычислите осмотическое давление раствора при 0 °С.
3. Закончите уравнения реакций, написав их в молекулярной и ионной форме:
 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$; $\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_3 \rightarrow$.

Вариант 9

1. Какой объем воды следует добавить к 500 см³ 0,1M раствора уксусной кислоты, чтобы степень ее диссоциации увеличилась в 2 раза?

2. Кажущаяся степень диссоциации KCl в растворе, содержащем 0,02 моль KCl в 10 дм³ воды, равна 0,969. Вычислите осмотическое давление раствора при 18 °С.
3. Напишите ионные уравнения реакций:
 $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CH}_3\text{COOH}$;
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$.

Вариант 10

1. Имеются 0,1М растворы муравьиной и уксусной кислот. В каком растворе концентрация ионов водорода больше и во сколько раз?
2. Раствор, содержащий 0,636 г Na₂CO₃ в 120 г воды, замерзает при -0,225 °С. Вычислите кажущуюся степень диссоциации соли.
3. Закончите уравнения реакций, написав их в молекулярной и ионной форме:
 $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$; $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{CaCl}_2 \rightarrow$.

Вариант 11

1. При какой концентрации раствора степень диссоциации азотистой кислоты HNO₂ будет равна 0,2?
2. При 100 °С давление пара раствора, содержащего 0,04 моль сульфата натрия в 360 г воды, равно 100,8 кПа. Определите кажущуюся степень диссоциации соли.
3. Напишите ионные уравнения реакций:
 $\text{CaCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow 2\text{AgCl}\downarrow + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$;
 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{S} \rightarrow \text{PbS}\downarrow + 2\text{KNO}_3$.

Вариант 12

1. Найти степень диссоциации хлорноватистой кислоты HOCl в 0,2н растворе.
2. Определить моляльную концентрацию бинарного электролита, если его водный раствор начинает замерзать при температуре -0,298 °С, а кажущаяся степень диссоциации равна 0,6.
3. Закончите уравнения реакций, написав их в молекулярной и ионной форме:
 $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$; $\text{FeSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{S} \rightarrow$.

Вариант 13

1. Вычислите концентрацию гидроксильных ионов в растворе, содержащем 0,1М NH₄OH и 1М NH₄Cl.
2. В 500 см³ воды растворили 0,71 г Na₂SO₄. Найти, при какой температуре начнет замерзать раствор, если кажущаяся степень диссоциации соли равна 0,7.
3. Напишите ионные уравнения реакций:
 $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{KOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS}\downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4$.

Вариант 14

1. В 500 см³ 0,25М раствора муравьиной кислоты растворили 20 г муравьинокислого натрия. Вычислите концентрацию ионов водорода в полученном растворе.
2. Найти температуру кипения раствора хлорида аммония, если в 200 г воды растворено 1,07 г NH₄Cl. Степень диссоциации соли принять равной 80 %.
3. Закончите уравнения реакций, написав их в молекулярной и ионной форме:
 $\text{H}_2\text{S} + \text{NiCl}_2 \rightarrow$; $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$.

Вариант 15

1. Константа диссоциации муравьиной кислоты при 18 °С равна $1,8 \cdot 10^{-4}$. Найти степень диссоциации HCOOH при данной температуре и концентрацию ионов H⁺ в 0,04н растворе.
2. При 0 °С осмотическое давление 0,1н раствора карбоната калия равно 272,6 кПа. Определить кажущуюся степень диссоциации K₂CO₃.
3. Напишите уравнения реакций в молекулярной форме, исходя из ионных уравнений: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$; $\text{NO}_2^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{NO}_2$.

Таблица 1 – Константы диссоциации (K) некоторых слабых электролитов в водных растворах при 25 °С

Электролит	Формула	K	pK=-lgK
Азотистая кислота	HNO ₂	$4 \cdot 10^{-4}$	3,40
Аммоний гидроксид	NH ₄ OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,75
Муравьиная кислота	HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,74
Сероводородная кислота	H ₂ S	$K_1=6 \cdot 10^{-8}$	7,22
		$K_2=1 \cdot 10^{-14}$	14,0
Уксусная кислота	CH ₃ COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,75
Хлорноватистая кислота	HOCl	$5 \cdot 10^{-8}$	7,30
Синильная кислота	HCN	$7,9 \cdot 10^{-10}$	9,10
Ортофосфорная кислота	H ₃ PO ₄	$K_1= 7,5 \cdot 10^{-3}$	2,12
		$K_2=6,3 \cdot 10^{-8}$	7,20
		$K_3=1,3 \cdot 10^{-12}$	11,89

Лабораторная работа: «ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ»

Опыт 1. Электропроводность растворов.

Выполнение опыта. Угольные электроды опустите в стакан емкостью 100 см³ и включите их в цепь последовательно с электрической лампочкой. Об электропроводности раствора можно судить по яркости свечения лампочки: чем ярче светит лампочка, тем больше электропроводность раствора.

В стакан с электродами налейте 30–50 см³ дистиллированной воды. Включите ток. Загорится ли лампочка? Проводит ли вода электрический ток?

На дно стакана насыпьте сухую поваренную соль. Опустите в нее электроды. Проводит ли ток сухая соль? Аналогичный опыт проведите с раствором NaCl.

Объясните, почему чистая вода и сухая поваренная соль не проводят ток, а раствор соли является проводником тока.

Затем погрузите электроды поочередно в растворы: NaOH, NH₄OH, H₂SO₄, CH₃COOH, раствора сахара, в сахар кристаллический. Во время опыта следите за накалом лампочки, и по степени ее накала сделайте качественный вывод о силе исследуемых кислот и оснований.

Запись данных опыта. Ответьте на все поставленные вопросы. Сделайте вывод, какие из предложенных веществ являются сильными электролитами, какие – слабыми, а какие – неэлектролитами. Напишите уравнения диссоциации электролитов в молекулярном и ионном виде.

Опыт 2. Влияние разбавления на степень электролитической диссоциации.

Выполнение опыта. В стакан с концентрированной уксусной кислотой опустите графитовые электроды. Включите ток. Хорошо ли проводит ток концентрированная уксусная кислота? Добавляйте постепенно в раствор дистиллированную воду. Что наблюдаете?

Запись данных опыта. Объясните результаты опыта. Напишите выражение для константы диссоциации уксусной кислоты. Как зависит степень диссоциации уксусной кислоты от разбавления раствора?

Опыт 3. Смещение ионного равновесия.

Выполнение опыта. 1. Налейте в две пробирки по 1–2 см³ 0,1н раствора уксусной кислоты и по 1–2 капли метилоранжа. Добавьте в одну пробирку немного кристаллического ацетата натрия CH₃COONa. Содержимое пробирки перемешайте. Сравните цвет и интенсивность окраски в пробирках.

2. Налейте в две пробирки по 1–2 см³ 0,1н раствора гидроксида аммония и по 1–2 капли фенолфталеина. Добавьте в одну пробирку немного кристаллического хлорида аммония и хорошо перемешайте. Сравните цвет и интенсивность окраски в пробирках. Объясните причину изменения окраски раствора.

Запись данных опыта. Напишите уравнение диссоциации уксусной кислоты. На изменение концентрации каких ионов указывает изменение окраски индикатора? Объясните, как смещается равновесие уксусной кислоты при добавлении к ней ацетата натрия. Как меняется при этом степень диссоциации кислоты?

Напишите уравнение диссоциации гидроксида аммония. Объясните, как смещается равновесие в растворе гидроксида аммония при добавлении к нему хлорида аммония. Как меняется при этом степень диссоциации основания?

Сделайте вывод о смещении ионного равновесия при увеличении концентрации одноименных ионов (анионов или катионов).

Опыт 4. Получение гидроксидов металлов и установление их характера.

Выполнение опыта. В четыре пробирки налейте по 2 см³: в первую – CuSO₄, во вторую – MnSO₄, в третью – ZnSO₄, в четвертую – Al₂(SO₄)₃. В каждую пробирку добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадков. Отметьте цвет осадков. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Каждый из полученных осадков разделите на две части. На одну часть подействуйте соляной кислотой, а на другую – раствором щелочи.

Запись данных опыта. Полученные данные занести в таблицу.

Формула взятой соли	Формула полученного гидроксида	Растворимость гидроксида		Заключение о характере гидроксида
		в кислоте	в щелочи	
CuSO ₄	Cu(OH) ₂			
MnSO ₄	Mn(OH) ₂			
ZnSO ₄	Zn(OH) ₂			
Al ₂ (SO ₄) ₃	Al(OH) ₃			

Какие электролиты называются амфотерными? Растворение гидроксидов в кислоте или в щелочи выразите молекулярными и ионными уравнениями.

Тема 5. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ

Теоретические вопросы

1. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Понятие об индикаторах.
2. Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза солей. Смещение гидролитического равновесия.
3. Степень гидролиза. Константа гидролиза. Зависимость степени гидролиза соли от концентрации и температуры.
4. Произведение растворимости. Связь между произведением растворимости и растворимостью соли. Условия образования или растворения осадков различных солей.

Индивидуальные задания

Вариант 1

1. Во сколько раз концентрация гидроксид-ионов в растворе с pH = 12 больше концентрации ионов водорода?
2. Укажите реакцию среды в растворах солей: CrCl₃, Na₂S, Zn(NO₃)₂. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза этих солей.
3. $K_{sp}(Ag_2SO_4) = 7,7 \cdot 10^{-5}$. Образуется ли осадок, если к 0,02M раствору AgNO₃ прибавить равный объем 1M раствора серной кислоты?

Вариант 2

1. Вычислите рН 0,1М раствора соляной кислоты, считая ее диссоциацию полной.
2. Укажите реакцию среды в растворах солей: K_3PO_4 , $Al_2(SO_4)_3$, KNO_2 . Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза этих солей.
3. Растворимость As_2S_3 равна $8,1 \cdot 10^{-7}$ моль/дм³ при 20 °С. Вычислите ПР этой соли.

Вариант 3

1. Вычислите рН 0,1М раствора гидроксида калия, считая диссоциацию полной.
2. Какие из перечисленных солей будут подвергаться гидролизу: KCN , Na_2SO_3 , K_2SO_4 , $NaBr$, CH_3COONa . Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза этих солей.
3. $ПР(BaC_2O_4) = 1,62 \cdot 10^{-7}$. Вычислите растворимость этой соли в воде.

Вариант 4

1. Вычислите рН 0,1М раствора серной кислоты, если кажущаяся степень ее диссоциации равна 0,9.
2. Укажите реакцию среды в растворах солей: Na_2CO_3 , Na_3PO_4 , $FeCl_3$. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза этих солей.
3. Вычислить объем воды, необходимый для растворения 0,5 г $BaSO_4$ при 25 °С. $ПР(BaSO_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$.

Вариант 5

1. Определите рН 0,1М раствора уксусной кислоты.
2. Укажите реакцию среды в растворах солей: $AlCl_3$, $NaCNS$, $ZnSO_4$. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза этих солей.
3. $ПР(AgCl) = 1,6 \cdot 10^{-10}$. Выпадет ли осадок, если смешать 20 см³ 0,1М раствора KCl с 5 см³ 0,001М раствора $AgNO_3$?

Вариант 6

1. Как изменится рН раствора после прибавления к 300 см³ 0,3М раствора KOH 200 см³ воды?
2. Укажите реакцию среды в растворах солей: $ZnCl_2$, KCN , NH_4Cl . Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза этих солей.
3. Будет ли выпадать осадок при добавлении к 100 см³ 0,02М раствора сульфата калия 100 см³ 0,01М раствора хлорида кальция? $ПР(CaSO_4) = 6 \cdot 10^{-5}$.

Вариант 7

1. Сколько воды следует добавить к 200 см^3 соляной кислоты с $\text{pH} = 2$, чтобы изменить величину pH на единицу?
2. Укажите реакцию среды в растворах солей: CuSO_4 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза этих солей.
3. $\text{ПР}(\text{CuS}) = 4 \cdot 10^{-38}$. Сколько дм^3 воды понадобилось бы для растворения 1 г сульфида меди?

Вариант 8

1. Вычислите pH растворов, в которых концентрация ионов OH^- (моль/ дм^3) равна: $5 \cdot 10^{-6}$; $9,2 \cdot 10^{-4}$.
2. Укажите реакцию среды в растворах солей: K_2CO_3 , Na_3PO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза этих солей.
3. Сколько дм^3 воды понадобилось бы для растворения 1 г карбоната бария? $\text{ПР}(\text{BaCO}_3) = 1,9 \cdot 10^{-9}$.

Вариант 9

1. Вычислите концентрацию ионов водорода в растворе, pH которого 12,5.
2. При смешении растворов сульфата алюминия и кальцинированной соды в осадок выпадает гидроксид алюминия. Почему не образуется карбонат алюминия? Составьте молекулярное и ионное уравнения реакции.
3. Растворимость $\text{Fe}(\text{OH})_3$ равна $1,9 \cdot 10^{-10}$ моль/ дм^3 при 20°C . Вычислите $\text{ПР}(\text{Fe}(\text{OH})_3)$.

Вариант 10

1. Вычислите pH 3,12 %-ного раствора соляной кислоты ($\rho = 1,015 \text{ г/см}^3$), считая диссоциацию полной.
2. Составьте молекулярное и ионное уравнения совместного гидролиза солей $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ и K_2S .
3. Сколько граммов PbSO_4 можно растворить в 1 дм^3 воды при 20°C , если ПР этой соли равна $2,3 \cdot 10^{-8}$?

Вариант 11

1. Вычислите молярную концентрацию раствора муравьиной кислоты с $\text{pH} = 3$.
2. Составьте молекулярное и ионное уравнения совместного гидролиза солей CrCl_3 и Na_2S .
3. Растворимость AgI равна $1,2 \cdot 10^{-8}$ моль/ дм^3 при 20°C . Вычислите ПР этой соли.

Вариант 12

1. Сколько ионов H^+ и OH^- содержится в 1 см^3 раствора с $\text{pH} = 3$?
2. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; MnCl_2 . Укажите pH среды.

3. ПР карбоната серебра при 20 °С равна $6,15 \cdot 10^{-12}$. Вычислить растворимость этой соли в моль/дм³.

Вариант 13

1. К 500 см³ воды добавили 20 см³ 0,1М раствора соляной кислоты. Найти pH полученного раствора (диссоциацию кислоты считать полной).
2. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: Ca(CH₃COO)₂; NaHS; NaNO₂. Укажите pH среды.
3. Вычислите ПР иодида свинца, если известно, что при некоторой температуре в 100 г воды растворяется 0,058 г соли.

Вариант 14

1. Вычислить pH 0,1н раствора HCN, если степень диссоциации ее равна 0,01 %.
2. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: K₂HPO₄; (NH₄)₂SO₄; ZnCl₂. Укажите pH среды.
3. ПР(ZnS) = $1,6 \cdot 10^{-24}$; ПР(CdS) = $7,9 \cdot 10^{-27}$. При растворении какой из указанных солей создается в растворе большая концентрация ионов S²⁻ и во сколько раз?

Вариант 15

1. Рассчитать концентрацию ионов H⁺ и pH в растворе, если концентрация OH⁻ ионов равна 10⁻⁸ моль/дм³.
2. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: SnCl₂; (Li)₂CO₃; Fe(CH₃COO)₃. Укажите pH среды.
3. В 100 см³ насыщенного раствора сульфата бария при комнатной температуре содержится $2,45 \cdot 10^{-4}$ г BaSO₄. Вычислить ПР(BaSO₄).

Таблица 2 – Произведение растворимости некоторых малорастворимых электролитов при 25 °С

Формула	ПР	Формула	ПР
Ag ₂ SO ₄	$7,7 \cdot 10^{-5}$	CaSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-5}$
AgCl	$1,6 \cdot 10^{-10}$	CuS	$4,1 \cdot 10^{-38}$
AgI	$1,2 \cdot 10^{-16}$	CdS	$7,9 \cdot 10^{-27}$
Ag ₂ CO ₃	$6,15 \cdot 10^{-12}$	ZnS	$6,1 \cdot 10^{-24}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	PbI ₂	$9,8 \cdot 10^{-9}$
BaC ₂ H ₄	$1,6 \cdot 10^{-7}$	Fe(OH) ₃	$3,8 \cdot 10^{-38}$
BaCO ₃	$1,9 \cdot 10^{-9}$	PbSO ₄	$2,3 \cdot 10^{-8}$

Лабораторная работа: «ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ»

Опыт 1. Реакция среды в растворах различных солей.

Выполнение опыта. В семь пробирок до 1/3 их объема налейте: в первую – дистиллированную воду, во вторую – раствор соляной кислоты, в третью – раствор гидроксида натрия, в четвертую – раствор ацетата натрия, в пятую – раствор нитрата алюминия, в шестую – раствор хлорида калия, в седьмую – раствор карбоната аммония. В каждую пробирку добавьте по 2–3 капли лакмуса. Первые три пробирки используйте в качестве контрольных.

По изменению окраски лакмуса сделайте вывод о реакции среды в каждой соли.

Запись данных опыта. Полученные результаты свести в таблицу.

№ пробирки	Формула соли	Окраска лакмуса	Реакция среды	РН раствора (pH<7, pH=7, pH>7)
1	H ₂ O	фиолетовый	нейтральная	
2	HCl	красный	кислая	
3	NaOH	синий	щелочная	
4	CH ₃ COONa			
5	Al(NO ₃) ₃			
6	KCl			
7	(NH ₄) ₂ CO ₃			

Какие из исследуемых солей подверглись гидролизу? Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций их гидролиза. Сделайте общие выводы о реакции среды в растворах солей, образованных: а) сильным основанием и слабой кислотой; б) слабым основанием и сильной кислотой; в) слабым основанием и слабой кислотой; в) сильным основанием и сильной кислотой.

Опыт 2. Совместный гидролиз двух солей.

Выполнение опыта. В пробирку налейте 2–3 см³ раствора нитрата алюминия. Добавьте такое же количество раствора карбоната натрия. Что при этом наблюдается?

Запись данных опыта. Напишите уравнение реакции совместного гидролиза двух солей, приведшее к образованию гидроксида алюминия, в ионной и молекулярной форме. Почему не образовалось карбоната алюминия?

Опыт 3. Факторы, влияющие на степень гидролиза.

1. Влияние температуры на степень гидролиза соли.

Выполнение опыта. Налейте в пробирку ½ ее объема дистиллированной воды и внесите 1–2 микрошпателя ацетата натрия. Туда же добавьте 2–3 капли фенолфталеина и нагрейте раствор до кипения. Наблюдайте, как меняется окраска фенолфталеина в растворе.

Запись данных опыта. Напишите молекулярное и ионное уравнения гидролиза этой соли. На основании изменения окраски фенолфталеина сделайте

вывод, как изменилась концентрация ионов OH^- в растворе? В каком направлении смещается равновесие гидролиза? Сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза соли.

2. *Влияние силы кислоты, образующей соль, на степень ее гидролиза.*

Выполнение опыта. В две пробирки до $\frac{1}{2}$ их объема налейте дистиллированную воду. В одну внесите 1–2 микрошпателя кристаллов сульфата натрия, а в другую – столько же кристаллов карбоната натрия. В каждую пробирку добавьте по 2–3 капли фенолфталеина. Отметьте в растворе, какой соли окраска фенолфталеина более интенсивна?

Запись данных опыта. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза каждой соли (по первой ступени). В растворе какой соли концентрация ионов OH^- более высокая? Степень гидролиза какой соли больше? Почему? Сделайте вывод о влиянии силы кислоты, образующей соль, на степень ее гидролиза.

Тема 6. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Теоретические вопросы

1. Структура комплексных соединений. Атомы и ионы как комплексообразователи. Различные типы лигандов. Номенклатура комплексных соединений.

2. Природа химической связи в комплексных соединениях. Донорно-акцепторная связь.

3. Соединения комплексных анионов. Соединения комплексных катионов. Нейтральные комплексы.

4. Свойства комплексных соединений. Равновесие в растворах комплексных соединений. Устойчивость комплексных соединений. Константа нестойкости комплексного иона.

Индивидуальные задания

Вариант 1

1. Определите степень окисления, координационное число комплексообразователя и назовите следующие комплексные соединения:

а) $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$; б) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$; в) $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]$.

2. Константы нестойкости ионов $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$, $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$, $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$ соответственно равны: $1,4 \cdot 10^{-17}$; $3 \cdot 10^{-16}$; $4 \cdot 10^{-14}$. В растворе какого комплексного иона будет содержаться больше ионов CN^- при одинаковой молярной концентрации комплексных ионов?

Вариант 2

1. Определите величину и знак заряда комплексных ионов, составьте формулы комплексных соединений, содержащих следующие ионы:

а) $[\text{Cr}^{3+}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]$; б) $[\text{Co}^{3+}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$; в) $[\text{Fe}^{3+}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Br}]$.

Назовите эти комплексные соединения.

2. Гидроксид алюминия растворяется в концентрированном растворе гидроксида натрия с образованием комплексного соединения. Напишите уравнение этой реакции и определите заряд иона-комплексобразователя. Назовите полученное комплексное соединение.

Вариант 3

1. Напишите координационные формулы следующих комплексных соединений: а) $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$; б) $\text{KCl} \cdot \text{PtCl}_4 \cdot \text{NH}_3$; в) $\text{Cd}(\text{OH})_2 \cdot 6\text{NH}_3$.

Назовите эти комплексные соединения.

2. Напишите уравнения диссоциации следующих комплексных соединений: а) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$; б) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]\text{Cl}$; в) $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$.

Назовите эти комплексные соединения.

Вариант 4

1. Напишите координационные формулы следующих комплексных соединений и назовите эти соединения: а) $\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$; б) $\text{PtCl}_4 \cdot 5\text{NH}_3$; в) $\text{PtCl}_4 \cdot 4\text{NH}_3$.

2. Назовите следующие комплексные соединения, напишите уравнения их диссоциации в водных растворах: а) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$; б) $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$; в) $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}_2$.

Вариант 5

1. Учитывая, что координационное число кобальта равно шести, напишите координационные формулы следующих комплексных соединений и назовите их:

а) $\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot 6\text{NH}_3$; б) $\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot \text{KNO}_2 \cdot 2\text{NH}_3$; в) $\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot 3\text{NH}_3$.

2. Напишите формулы следующих комплексных соединений: гексацианоферрата(III) калия, сульфата тетраамминмеди(II), тетраиодоплюмбата(II) калия. Напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

Вариант 6

1. Напишите уравнение диссоциации в растворе следующих соединений и выражение констант нестойкости комплексных ионов: $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_3$; $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_6]$. Назовите эти соединения.

2. Определите, чему равны заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексобразователя в соединениях:

а) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; б) $\text{K}_4[\text{TiCl}_8]$; в) $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$. Назовите эти соединения.

Вариант 7

1. Определите величину и знак заряда комплексных ионов. Составьте формулы комплексных соединений, содержащих следующие ионы:

а) $[\text{Ag}^+(\text{CN})_2]$; б) $[\text{Fe}^{3+}\text{F}_6]$; в) $[\text{Cr}^{3+}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]$. Назовите полученные соединения.

2. Напишите выражения для констант нестойкости комплексных ионов:

а) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$; б) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$; в) $[\text{PtCl}_6]^{2-}$. Составьте формулы комплексных соединений, содержащие эти ионы, назовите их.

Вариант 8

1. Напишите координационные формулы следующих комплексных соединений и назовите эти соединения: а) $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$; б) $3\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_3$; в) $3\text{NaCl} \cdot \text{IrCl}_3$.

2. Напишите формулы следующих комплексных соединений: нитрат тетраамминмеди(II), хлорид хлоротриамминпалладия(II), бромид цианоакватриамминкобальта(II). Напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

Вариант 9

1. Напишите уравнение диссоциации в растворе следующих соединений и выражение констант нестойкости комплексных ионов: а) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{NH}_3)_3]\text{Cl}_3$; б) $\text{Na}_2[\text{MoF}_6]$; в) $\text{Na}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$. Назовите эти соединения.

2. Напишите формулы следующих комплексных соединений: а) хлорид гексаамминникеля(II); б) нитрат диакватетраамминкобальта(II); в) трифторо-гидро-ксобериллат магния. Напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

Вариант 10

1. Напишите графические формулы цис- и трансизомеров тетрахлордиамминплатины (IV).

2. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя и назовите следующие комплексные соединения:

а) $\text{K}_2[\text{Pd}(\text{NH}_3)(\text{CN})_4]$; б) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$; в) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})\text{CN}]\text{Br}_2$.

Вариант 11

1. Какие ионы являются комплексообразователями в следующих соединениях? Назовите эти соединения: а) $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]$; б) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$; в) $\text{Ca}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

2. Определите, чему равен заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях:

а) $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$; б) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{SO}_4$; в) $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$. Напишите уравнения диссоциации этих соединений.

Вариант 12

1. Напишите уравнения диссоциации следующих комплексных соединений кобальта, учитывая, что координационное число кобальта равно 6:

а) $\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot 3\text{KNO}_2$; б) $\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot \text{KNO}_2 \cdot 2\text{NH}_3$; в) $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$.

2. Хлорид серебра растворяется в растворах аммиака и тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

Вариант 13

1. Составьте формулы комплексных соединений, содержащих следующие ионы:

а) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]^{2+}$; б) $[\text{HgI}_4]^{2-}$. Определите величину и знак заряда комплексообразователя; назовите эти соединения.

2. Написать уравнение диссоциации комплексных соединений и выражение констант нестойкости комплексных ионов:

а) $\text{K}_2[\text{Zr}(\text{OH})_6]$; б) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}]\text{Cl}_2$; в) $\text{Cs}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$.

Вариант 14

1. Определите величину и знак заряда комплексных ионов. Составьте формулы комплексных соединений, содержащих следующие ионы: а) $[\text{Ag}^+(\text{CN})_2]$; б) $[\text{Fe}_3^+\text{F}_6]$; в) $[\text{Cr}_3^+(\text{H}_2\text{O})_4\text{C}_{12}]$. Назовите полученные соединения.

2. Напишите формулы следующих комплексных соединений: гексацианоферрата(III) калия, сульфата тетраамминмеди(II), тетраиодоплюмбата(II) калия. Напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

Вариант 15

1. Координационное число Pt^{4+} равно 6. Напишите возможные комплексные соединения, образованные ионом Pt^{4+} в качестве комплексообразователя, молекулами NH_3 и ионами Cl^- в качестве лигандов.

2. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений:

а) $\text{AgCl} \cdot 2\text{NH}_3$; б) $\text{AgCN} \cdot \text{KCN}$; в) $\text{AgNO}_2 \cdot \text{NaNO}_2$.

Координационное число серебра равно 2. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

Лабораторная работа: «КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ»

Опыт 1. Получение комплексных соединений.

Выполнение опыта 1. Налейте в пробирку 1–2 см³ раствора медного купороса и прибавьте по каплям раствор гидроксида аммония до образования голубого осадка гидроксида меди. Затем прилейте в пробирку концентрированного раствора аммиака. Наблюдайте растворение осадка и изменение окраски раствора вследствие образования комплексного иона тетраамминмеди(II).

2. В три пробирки налейте по 1–2 см³ растворов сульфата цинка, сульфата хрома, нитрата алюминия. В каждую пробирку добавьте по каплям раствор гидроксида натрия. Вначале происходит выпадение осадков, но при дальней-

шем добавлении щелочи осадки растворяются с образованием комплексных анионов: $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$, $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$.

Запись данных опыта. Напишите уравнения проделанных реакций в молекулярном и ионном виде. К какому типу комплексных соединений относятся полученные комплексные соединения? Назовите эти соединения.

Опыт 2. Различие между простыми и комплексными ионами трехвалентного железа.

Выполнение опыта 1. В три пробирки налейте по 1–2 см³ раствора FeCl_3 . В одну пробирку добавьте раствор сульфида натрия, в другую – гидроксида натрия, в третью – роданида калия. Наблюдайте выпадение черного осадка Fe_2S_3 в первой пробирке, во второй – бурого осадка $\text{Fe}(\text{OH})_3$, в третьей – темно-красного раствора $\text{Fe}(\text{CNS})_3$.

2. Проведите аналогичные опыты, взяв вместо FeCl_3 раствор $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Убедитесь в том, что ион $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ не дает реакций, характерных для иона Fe^{3+} .

3. Налейте в одну пробирку 1–2 см³ раствора FeCl_3 , а в другую – $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, и добавьте в каждую пробирку одинаковое количество раствора FeSO_4 . Наблюдайте отсутствие изменений в первой пробирке и образование осадка турнбулевой сини $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ – во второй.

Запись данных опыта. Напишите уравнения всех проделанных реакций в молекулярном и ионном виде. Почему комплексные ионы трехвалентного железа не дают качественных реакций на Fe^{3+} ?

Опыт 3. Комплексные соединения никеля.

Выполнение опыта. В пробирку налейте 1–2 см³ раствора сульфата никеля и прибавьте такой же объем гидроксида натрия. К полученному осадку гидроксида никеля(II) добавьте 1–2 см³ концентрированного раствора аммиака. Наблюдайте растворение осадка. Как изменяется окраска раствора?

Запись данных опыта. Напишите уравнения проделанных реакций в молекулярном и ионном виде. Напишите уравнение диссоциации образовавшегося комплексного основания (координационное число никеля принять равным шести), выражение для константы нестойкости комплексного иона.

Тема 7. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ (ОВР).

Теоретические вопросы

1. Степень окисления элементов в соединениях. Компоненты ОВР: восстановитель, окислитель, среда. Процессы окисления-восстановления.
2. Окислительные и восстановительные свойства простых веществ и химических соединений. Важнейшие окислители и восстановители.
3. Типы окислительно-восстановительных реакций. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Индивидуальные задания

Вариант 1

1. Исходя из степени окисления азота, серы, марганца в соединениях NH_3 , HNO_2 , HNO_3 , H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 , MnO_2 , KMnO_4 , определите, какие из них могут быть только восстановителями, только окислителями, а какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.
2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:
 - а) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{I}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{IO}_3)_2 + \text{BaI}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Вариант 2

1. Исходя из степени окисления иода, хрома, фосфора в соединениях HI , HIO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, PH_3 , H_3PO_3 , H_3PO_4 , определите, какие из них могут быть только восстановителями, только окислителями, а какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.
2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:
 - а) $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$;
 - б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

Вариант 3

1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и KI ; б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и KMnO_4 ; в) HCl и H_2S . Почему?
2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:
 - а) $\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{O}_2$;
 - б) $\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

Вариант 4

1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) HI и H_2S ; б) H_2S и H_2SO_3 ; в) H_2SO_3 и HClO_4 . Почему?
2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:
 - а) $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$;
 - б) $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{HCl}$.

Вариант 5

1. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс – окисления или восстановления – происходит при следующих превращениях:
а) $\text{As}^{-3} \rightarrow \text{As}^{+5}$; б) $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{-3}$; в) $\text{S}^{-2} \rightarrow \text{S}^0$; г) $\text{Fe}^{+3} \rightarrow \text{Fe}^{+2}$.
2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:
а) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$; б) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Вариант 6

1. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс – окисления или восстановления – происходит при следующих превращениях:
а) $\text{Cl}_2^0 \rightarrow 2\text{Cl}^{-1}$; б) $\text{Sn}^{+2} \rightarrow \text{Sn}^{+4}$; в) $\text{Na}^0 \rightarrow \text{Na}^{+1}$; г) $\text{Ni}^{+2} \rightarrow \text{Ni}^0$.
2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:
а) $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$.

Вариант 7

1. Какие из указанных ниже ионов могут быть окислителями, а какие не могут и почему: Ag^+ ; Cu^{+2} ; S^{-2} ; Cr^{+3} ; I^- . Напишите электронные уравнения превращения ионов-окислителей в электронейтральные атомы.
2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите тип ОВР:
а) $\text{AsH}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4 + \text{KCl}$.

Вариант 8

1. Какие из указанных ниже ионов могут быть восстановителями, а какие не могут и почему: Sn^{+2} ; Cl^- ; Ag^+ ; Al^{+3} ; Zn^{+2} ; Ni^{+3} ; Ti^{+3} . Напишите электронные уравнения превращения ионов-восстановителей в электронейтральные атомы.
2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:
а) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{HClO}_3 \rightarrow \text{HClO}_4 + \text{Cl}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Вариант 9

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

- а) $S^0 \rightarrow S^{+6}$; б) $S^0 \rightarrow S^{-2}$; в) $K^0 \rightarrow K^{+1}$; г) $2Br^{-1} \rightarrow Br_2^0$.
2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:
- а) $CuS + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_2)_3 + NO_2 + H_2SO_4 + H_2O$;
б) $KOH + Br_2 \rightarrow KBrO_3 + KBr + H_2O$.

Вариант 10

1. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс – окисления или восстановления – происходит при следующих превращениях:
а) $H_2^0 \rightarrow 2H^{+1}$; б) $V^{+2} \rightarrow V^{+5}$; в) $I_2^0 \rightarrow 2I^{+5}$; г) $Mn^{+7} \rightarrow Mn^{+6}$.
2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:
- а) $Cr_2O_3 + KNO_3 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KNO_2 + H_2O$;
б) $H_2S + H_2SO_3 \rightarrow S + H_2O$.

Вариант 11

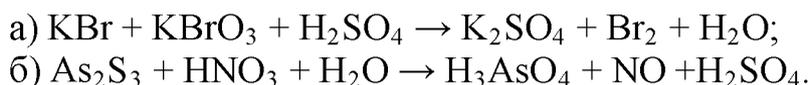
1. Определите степень окисления хрома в следующих соединениях: K_2CrO_4 , Cr_2O_3 , $Fe(CrO_2)_2$, $K_2Cr_2O_7$, $Cr_2(SO_4)_3$, $Na_3[Cr(OH)_6]$. Какие из этих соединений могут быть только окислителями и почему?
2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:
- а) $H_2O_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + O_2 + H_2O$;
б) $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + H_2O$.

Вариант 12

1. Определите степень окисления серы в следующих соединениях: SO_2 , H_2S , CS_2 , Na_2SO_3 , H_2SO_4 , As_2S_3 , $K_2S_2O_3$. Какие из этих соединений могут быть только восстановителями и почему?
2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:
- а) $Zn + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + ZnSO_4 + H_2O$;
б) $Cl_2 + NaOH \rightarrow NaCl + NaClO + H_2O$.

Вариант 13

1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) H_2SO_4 и S ; б) KI и $CuCl_2$; в) K_2MnO_4 и K_2S . Почему?
2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:



Вариант 14

- Какие из перечисленных веществ и за счет каких элементов проявляют только окислительные свойства и какие – только восстановительные? Указать те из них, которые обладают окислительно-восстановительной двойственностью: H_2S , SO_2 , CO , Zn , F_2 , NaNO_2 , KMnO_4 , HOCl .
- На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:
 - $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Вариант 15

- Какие из перечисленных веществ и за счет каких элементов проявляют только окислительные свойства и какие – только восстановительные? Указать те из них, которые обладают окислительно-восстановительной двойственностью: H_2O_2 , NaI , SO_3 , Al , Br_2 , KClO_4 , MnO_2 , SnCl_2 .
- На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:
 - $\text{NaCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

Лабораторная работа: «ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ»

Опыт 1. Окислительные свойства KMnO_4 .

Выполнение опыта. В три пробирки налейте по 1–2 см³ раствора перманганата калия. В первую пробирку добавьте 1–2 см³ 2н раствора серной кислоты, во вторую – столько же 2н раствора гидроксида натрия, в третью – такое же количество воды. Во все три пробирки внесите по два микрошпателя кристаллического сульфита натрия (Na_2SO_3) и перемешайте растворы до полного растворения кристаллов. Отметьте изменение окраски во всех трех случаях.

Запись данных опыта. Напишите уравнения реакций восстановления KMnO_4 в кислой, щелочной и нейтральной средах. До какой степени окисления восстанавливается KMnO_4 в растворах с $\text{pH} < 7$, $\text{pH} = 7$, $\text{pH} > 7$? (соединения марганца в различных степенях имеют различные окраски: ион MnO_4^- имеет фиолетовую окраску, ион MnO_4^{2-} – зеленую, ион Mn^{2+} – в слабо концентрированных растворах практически бесцветен, MnO_2 и $\text{Mn}(\text{OH})_2$ являются трудно рас-

творимыми веществами бурого цвета). Сделайте вывод, чем является KMnO_4 в ОВР и почему?

Опыт 2. Восстановительные свойства иодида калия.

Выполнение опыта. В пробирку налейте 2 см^3 раствора KI , прилейте $1-2 \text{ см}^3$ 2н раствора H_2SO_4 и добавьте $1-2 \text{ см}^3$ раствора KMnO_4 . Отметьте исчезновение окраски раствора KMnO_4 .

Запись данных опыта. Напишите окислительно-восстановительное уравнение реакции. Сделайте вывод, чем является KI в ОВР и почему?

Опыт 3. Окислительные свойства $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Выполнение опыта. К 2 см^3 раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ прилейте $1-2 \text{ см}^3$ 2н раствора H_2SO_4 и прибавьте немного кристаллического сульфита натрия (Na_2SO_3). Как изменилась окраска раствора?

Запись данных опыта. Напишите соответствующее окислительно-восстановительное уравнение реакции. Укажите, что является в ОВР восстановителем и окислителем и почему?

Опыт 4. Окислительно-восстановительные свойства солей азотистой кислоты.

Выполнение опыта. 1. К $1-2 \text{ см}^3$ раствора KI прилейте $1-2 \text{ см}^3$ 2н раствора H_2SO_4 , добавьте несколько капель раствора KNO_2 . Отметьте происходящие изменения.

2. К $1-2 \text{ см}^3$ раствора KMnO_4 прилейте $1-2 \text{ см}^3$ 2н раствора серной кислоты и $1-2 \text{ см}^3$ раствора KNO_2 . Отметьте происходящие изменения.

Запись данных опыта. Напишите соответствующие окислительно-восстановительные уравнения реакций. Укажите, что является восстановителем и окислителем. Сделайте вывод, почему KNO_2 обладает окислительно-восстановительной двойственностью?

**Тема 8. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ
Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА. СТРОЕНИЕ АТОМА. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ**

Теоретические вопросы

1. Основные сведения о строении атома. Состав атомных ядер. Изотопы. Изобары.
2. Характеристика поведения электрона в атоме. Теория Бора. Квантовые числа, типы электронных орбиталей.
3. Принцип Паули, правило Гунда, правила Клечковского. Порядок заполнения электронных уровней.
4. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Периодическое изменение свойств химических элементов в соответствии с электронной структурой атомов.
5. Энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.
6. Основные виды и характеристика химической связи.
7. Методы валентных связей и молекулярных орбиталей.

8. Ковалентная полярная и неполярная связь.
9. Донорно-акцепторная связь.
10. Межмолекулярное взаимодействие, силы Ван-дер-Ваальса.

Индивидуальные задания

Вариант 1

1. Запишите электронные формулы атомов элементов с зарядом ядра 8, 23, 63. Составьте графические схемы заполнения электронами валентных орбиталей атомов.
2. Исходя из положения мышьяка, молибдена и рения в периодической системе, составьте формулы водородного соединения мышьяка, оксида молибдена и рениевой кислоты, отвечающие их высшей степени окисления. Изобразите формулы этих соединений графически.
3. Укажите тип химической связи в молекулах H_2 , Cl_2 , HCl . Приведите схему перекрывания электронных облаков.

Вариант 2

1. Какой подуровень заполняется в атомах после заполнения 4s-подуровня? После заполнения 5p-подуровня?
2. Составьте формулу оксидов и гидроксидов элементов второго периода, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменяется кислотно-основной характер этих соединений при переходе от лития к фтору. Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида бериллия.
3. Какой способ образования ковалентной связи называют донорно-акцепторным? Какие химические связи имеются в ионах NH_4^+ и BF_4^- ? Укажите донор и акцептор.

Вариант 3

1. У какого из перечисленных элементов будет наибольшая и у какого наименьшая энергия ионизации: K, Ca, Cu, Ag?
2. У какого элемента начинает заполняться подуровень 4d, 4f?
3. Пользуясь таблицей относительных электроотрицательностей, вычислите их разность для связей K-Cl, Ca-Cl, Fe-Cl. Какая из связей характеризуется наибольшей степенью ионности?

Вариант 4

1. Какой из элементов 5 периода – молибден или теллур – обладает более выраженными металлическими свойствами? Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом? Напишите его формулу.
2. Запишите электронные формулы атомов элементов с зарядом ядра 9, 18, 54. Укажите их валентные электроны.
3. Вычислите разность относительных электроотрицательностей атомов для связей H-O и O-As. Какая из связей более полярна? К какому классу гидроксидов относится $As(OH)_3$?

Вариант 5

1. Хром образует соединения, в которых он проявляет степень окисления +2, +3, +6. Составьте формулы его оксидов и гидроксидов, отвечающих этим степеням окисления. Для амфотерного гидроксида напишите уравнения реакций с едким натром и серной кислотой.
2. Сколько вакантных 3d-орбиталей имеют возбужденные атомы: Cl, V и Mn?
3. Пользуясь таблицей относительных электроотрицательностей, вычислите их разность для связей H-O, O-Al, O-Mg. На основании полученных данных определите, какой характер диссоциации $Mg(OH)_2$ и $Al(OH)_3$ в водных растворах.

Вариант 6

1. Какую низшую степень окисления проявляет хлор, сера, азот? Почему? Составьте формулы соединений кальция с данными элементами, назовите их.
2. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: 4s или 3d; 5s или 4p? Почему? Напишите электронную формулу атома элемента с порядковым номером 21.
3. Что называется электрическим моментом диполя? Какая из молекул HCl, HBr или HI имеет наибольший момент диполя? Почему?

Вариант 7

1. Какую низшую и высшую степень окисления проявляет углерод, азот, мышьяк? Почему? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.
2. Какое максимальное число электронов может содержать атом в электронном слое с главным квантовым числом $n=4$?
3. Какие кристаллические структуры называют ионными, атомными, молекулярными и металлическими? Кристаллы каких веществ – алмаз, хлорид калия, диоксид углерода, медь – имеют указанные структуры?

Вариант 8

1. У какого элемента четвертого периода – Cr или Se – сильнее выражены металлические свойства? Почему? Какой из них образует соединение с водородом?
2. Структура валентного электронного слоя атома элемента выражается формулой: а) $5s^25p^4$; б) $3d^54s^1$. Определите порядковый номер и название элемента.
3. Какой характер имеют связи в молекулах NCI_3 , CS_2 , ICl_5 , OF_2 , ClF , CO_2 ? Укажите для каждой из них направление смещения общей электронной пары.

Вариант 9

1. Какую низшую и высшую степень окисления проявляет марганец? Составьте формулы его оксидов и гидроксидов, отвечающих этим степеням окисления.

Укажите, как они относятся к действию серной кислоты.

2. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 14 и 28. Чему равен максимальный спин р-электронов у атомов первого и d-электронов у атомов второго элемента?
3. Опишите электронное строение молекулы CO с позиций метода валентных связей и метода молекулярных орбиталей.

Вариант 10

1. Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов третьего периода, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменяется кислотно-основной характер этих соединений при переходе от натрия к хлору? Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида алюминия.
2. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 17 и 40. Сколько свободных d-орбиталей у атомов последнего элемента?
3. Какой тип гибридизации в молекуле BCl_3 ? Какую форму имеет молекула этого соединения?

Вариант 11

1. Что такое электроотрицательность? Как изменяется электроотрицательность в подгруппе галогенов?
2. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 32 и 42. К какому электронному семейству относится каждый из элементов?
3. Как изменяется прочность связи в ряду $H_2O - H_2S - H_2Se - H_2Te$. Указать причины этих изменений.

Вариант 12

1. Какие элементы периодической системы способны образовывать летучие соединения с водородом? Как зависит формула этих соединений от положения элемента в периодической системе? Составьте формулы соединений для элементов 3 периода.
2. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: 4d или 5s; 6s или 5p? Напишите электронную формулу атома элемента с порядковым номером 49.
3. Объясните с позиций метода МО возможность существования молекулярного He_2^+ и невозможность существования молекулы He_2 .

Вариант 13

1. На основании положения элементов в периодической системе расположите в ряд по возрастанию металлических свойств: As, Mn, K, Se, Zn, Br.
2. Запишите электронные формулы атомов элементов с зарядом ядра 7, 25, 42. Укажите их валентные электроны.

3. Укажите тип химической связи в соединениях NaCl, HI, NH₄Br. Какое из них наиболее прочное?

Вариант 14

1. Какую высшую степень окисления проявляют германий, сурьма, хром, марганец? Почему? Составьте формулы оксидов данных элементов, отвечающих этой степени окисления.
2. Внешний и предвнешний уровень атома имеет вид: $4s^2 4p^6 4d^2 5s^2$. В каком периоде и в какой группе находится этот элемент? Определите порядковый номер и название этого элемента. К какому электронному семейству относится данный элемент?
3. Что такое направленность ковалентной связи? Почему молекула BF₃ имеет симметричную треугольную форму?

Вариант 15

1. Какую низшую степень окисления проявляют фосфор, кремний, кислород и фтор? Почему? Составьте формулы водородных соединений этих элементов и назовите их.
2. Внешний и предвнешний уровень атома имеет вид: $3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$. В каком периоде и в какой группе находится этот элемент? Определите порядковый номер и название этого элемента. К какому электронному семейству относится данный элемент?
3. Что такое гибридизация атомных орбиталей? Как метод ВС объясняет линейное строение молекулы BeCl₂?

Тема 9. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ

Теоретические вопросы

1. Гетерогенные окислительно-восстановительные реакции. Понятие об электродных потенциалах. Строение двойного электрического слоя на границе электрод-раствор.
2. Измерение электродных потенциалов. Водородный электрод. Ряд стандартных электродных потенциалов.
3. Гальванические элементы (ГЭ), типы гальванических элементов; устройство: анод, катод; процессы, протекающие при работе ГЭ; схема ГЭ, расчет э.д.с. ГЭ.
4. Химические источники электрического тока: гальванические элементы, аккумуляторы, топливные элементы.

Таблица 3 – Стандартные электродные потенциалы ε^0 (В) в водных растворах при 25 °С

катион/металл	ε^0	катион/металл	ε^0
Ba ²⁺ /Ba	-2,90	Ni ²⁺ /Ni	-0,25
Ca ²⁺ /Ca	-2,87	Sn ²⁺ /Sn	-0,14
Na ⁺ /Na	-2,71	Pb ²⁺ /Pb	-0,13
Mg ²⁺ /Mg	-2,36	Fe ³⁺ /Fe	-0,04
Al ³⁺ /Al	-1,66	2H⁺/H₂	0,000
Zn ²⁺ /Zn	-0,76	Bi ³⁺ /Bi	0,21
Cr ³⁺ /Cr	-0,74	Cu ²⁺ /Cu	0,34
Fe ²⁺ /Fe	-0,44	Hg ₂ ²⁺ /2Hg	0,79
Cd ²⁺ /Cd	-0,40	Ag ⁺ /Ag	0,80
Co ²⁺ /Co	-0,28	Pt ²⁺ /Pt	1,19
		Au ³⁺ /Au	1,50

Электрохимический ряд активности металлов

Li, Cs, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Be, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, (H₂), Cu, Hg, Ag, Pt, Au

Индивидуальные задания

Вариант 1

1. Никелевые пластинки опущены в растворы сульфата магния, хлорида натрия, сульфата меди, хлорида цинка, нитрата свинца(II). С какими солями никель будет реагировать? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.
2. Составьте схему и определите э.д.с. гальванического элемента, состоящего из цинкового электрода, погруженного в 0,001М раствор сульфата цинка, и медного электрода, погруженного в 2,0М раствор сульфата меди.

Вариант 2

1. Составьте два гальванических элемента, в одном из которых никель являлся бы анодом, а в другом – катодом. Напишите уравнения реакций, происходящих при работе этих гальванических элементов.
2. Потенциал серебряного электрода в растворе нитрата серебра составил 80 % от величины его стандартного электродного потенциала. Чему равна концентрация ионов серебра в растворе?

Вариант 3

1. Гальванический элемент состоит из магниевой и железной пластинок, погруженных в одномолярные растворы своих солей. Составьте схему гальванического элемента и напишите уравнения реакций, происходящих при его работе в ионном и молекулярном виде. Определите э.д.с. гальванического элемента.
2. При какой концентрации Zn²⁺(моль/дм³) потенциал цинкового электрода будет на 0,045 В меньше его стандартного электродного потенциала?

Вариант 4

1. Составьте два гальванических элемента, в одном из которых медь являлась бы анодом, а в другом – катодом. Напишите уравнения реакций, происходящих при работе этих гальванических элементов.
2. Составьте схему гальванического элемента, состоящего из магниевой пластинки, погруженной в 0,1М раствор сульфата магния, и никелевой пластинки, погруженной в 0,5М раствор сульфата никеля(II). Определите э.д.с. гальванического элемента.

Вариант 5

1. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых кадмий являлся бы анодом, а в другом – катодом. Напишите уравнения реакций, происходящих при работе этих гальванических элементов.
2. При какой концентрации ионов меди Cu^{2+} значение потенциала медного электрода становится равным стандартному потенциалу водородного электрода?

Вариант 6

1. Какие процессы будут происходить при работе гальванического элемента, состоящего из медной и серебряной пластинок, погруженных в одномолярные растворы нитрата меди(II) и нитрата серебра соответственно. Вычислите э.д.с. этого элемента, составьте схему ГЭ.
2. Рассчитайте потенциал кадмиевого электрода, погруженного в 0,001М раствор соли кадмия.

Вариант 7

1. Определите э.д.с. гальванического элемента, состоящего из пластинки алюминия и серебра, погруженных в одномолярные растворы своих солей. Составьте схему ГЭ, уравнения химических процессов, протекающих на электродах.
2. При какой концентрации ионов меди Cu^{2+} значение потенциала медного электрода становится равным стандартному потенциалу никелевого электрода.

Вариант 8

1. Гальванический элемент состоит из медного электрода, погруженного в 1М раствор сульфата меди, и нормального водородного электрода. Какие химические процессы будут протекать на электродах? Рассчитайте э.д.с. этого элемента.
2. При какой концентрации ионов железа Fe^{2+} равновесный потенциал железного электрода будет равен стандартному потенциалу цинкового электрода?

Вариант 9

1. Железная и цинковая пластинки, погруженные отдельно в разбавленную серную кислоту, растворяются с выделением водорода. Что произойдет, если эти пластинки соединить между собой проводником? У какой пластинки будет выделяться водород?
2. Рассчитайте значение потенциала водородного электрода при $\text{pH} = 4$. Как устроен стандартный водородный электрод?

Вариант 10

1. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых цинк являлся бы катодом, а в другом – анодом. Напишите уравнения реакций, происходящих при работе этих гальванических элементов.
2. Магниевую пластинку опустили в раствор соли магния. При этом электродный потенциал оказался равным $-2,04$ В. Вычислите концентрацию ионов магния в растворе.

Вариант 11

1. Составьте схему, напишите уравнения электродных процессов гальванического элемента, состоящего из медной и кадмиевой пластин, опущенных в одномолярные растворы солей этих металлов. Рассчитайте э.д.с. этого гальванического элемента.
2. Принимая нормальный потенциал водородного электрода равным нулю, рассчитайте потенциал водородного электрода, погруженного в чистую воду.

Вариант 12

1. Какие процессы будут протекать на электродах при работе гальванического элемента, состоящего из пластин алюминия и меди, погруженных в 1M растворы солей этих металлов. Напишите схему ГЭ и рассчитайте э.д.с. этого элемента.
2. Потенциал кадмиевого электрода в растворе его соли равен $-0,48$ В. Рассчитайте концентрацию ионов Cd^{2+} в растворе.

Вариант 13

1. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых цинк являлся бы катодом, а в другом – анодом. Напишите уравнения реакций, происходящих при работе этих гальванических элементов.
2. Потенциал кадмиевого электрода в растворе его соли равен $-0,88$ В. Рассчитайте концентрацию ионов цинка в растворе.

Вариант 14

1. Какие процессы будут протекать на электродах при работе гальванического элемента, состоящего из пластин хрома и магния, погруженных в 1M рас-

творы солей этих металлов. Напишите схему ГЭ и рассчитайте э.д.с. этого элемента.

2. Принимая нормальный потенциал водородного электрода равным нулю, рассчитайте потенциал водородного электрода, погруженного в раствор с $\text{pH} = 9$.

Вариант 15

1. 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 электронное и молекулярное уравнения соответствующей реакции.
2. Марганцевый электрод в растворе его соли имеет потенциал $-1,23 \text{ В}$. Вычислите концентрацию ионов Mn^{2+} .

Лабораторная работа: «ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ»

Опыт 1. Приготовление гальванического элемента.

Выполнение опыта. В один стакан, доверху заполненный 1М раствором сульфата меди, опустите медную пластинку, а во второй, заполненный 1М раствором сульфата цинка, – цинковую пластинку. Оба раствора соедините между собой с помощью электролитного мостика. С помощью проводников присоедините пластинки к вольтметру. Наблюдайте отклонение стрелки вольтметра.

Запись данных опыта. Рассчитайте значения электродного потенциала по преобразованному уравнению Нернста для каждого из электродов, определите анод и катод. Какие окислительно-восстановительные процессы протекают на электродах, напишите схемы? Напишите ионное и молекулярное уравнения реакции, протекающей при работе гальванического элемента. Составьте схему гальванического элемента, вычислите его э.д.с. В каком направлении перемещаются электроны во внешней цепи?

Опыт 2. Составление концентрационного гальванического элемента.

Выполнение опыта. В два стакана с 1М и 0,01М растворами сульфата меди опустите в каждый медную пластинку, соедините оба раствора между собой электролитным мостиком. С помощью проводников подсоедините медные пластинки к гальванометру. Отклоняется ли стрелка гальванометра?

Запись данных опыта. Вычислите электродный потенциал каждого электрода, определите анод и катод. Какие окислительно-восстановительные процессы протекают на электродах, запишите их? Напишите ионное и молекулярное уравнения реакции, протекающей при работе гальванического элемента. Составьте схему гальванического элемента, вычислите его э.д.с. В каком направлении перемещаются электроны во внешней цепи?

Опыт 3. Значение гальванических пар при растворении металлов

в кислоте.

Выполнение опыта. В пробирку с 2н серной кислотой опустите гранулу цинка. Что наблюдаете? Коснитесь медной проволокой кусочка цинка в пробирке. Как изменяется интенсивность выделения водорода, и на каком из металлов он выделяется? Что происходит при нарушении контакта между металлами?

Запись данных опыта. Опишите наблюдаемые явления и объясните их. Составьте схему образовавшегося микрогальванического элемента и напишите процессы, протекающие при его работе. Указать направление перехода электронов в паре медь-цинк.

Тема 10. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Теоретические вопросы

1. Коррозия металлов. Основные виды коррозии.
2. Электрохимическая коррозия металлов. Контактная коррозия с водородной и кислородной деполяризацией.
3. Методы защиты металлов от коррозии: защитные покрытия, воздействие на среду с целью снижения ее коррозионной активности, изменение состава или структуры металлов, электрохимические методы (протекторная, анодная и катодная защита).

Индивидуальные задания

Вариант 1

1. Как протекает атмосферная коррозия луженого (покрытого оловом) и оцинкованного железа при нарушении покрытия? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, схему химической реакции коррозии.
2. В чем заключается сущность протекторной защиты металлов от коррозии? Приведите примеры.

Вариант 2

1. Как протекает атмосферная коррозия луженой (покрытой оловом) меди при нарушении покрытия? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, схему химической реакции коррозии.
2. Что называется коррозией? От каких факторов зависит скорость коррозии?

Вариант 3

1. Железное изделие покрыли кадмием. Какое это покрытие – анодное или катодное? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии при нарушении покрытия во влажном воздухе, а также схему химической реакции коррозии.

2. Какие важнейшие случаи коррозии Вам известны? В чем заключается их сущность?

Вариант 4

1. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии железа, покрытого медью во влажном воздухе, а также схему химической реакции коррозии.
2. Перечислите методы защиты от электрохимической коррозии.

Вариант 5

1. Как протекает коррозия железа, покрытого слоем никеля при нарушении покрытия во влажном воздухе и в кислой среде? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, а также схему химической реакции коррозии.
2. Какие виды коррозии относятся к электрохимической?

Вариант 6

1. Две железные пластинки соединены алюминиевыми заклепками. Какой из металлов будет подвергаться атмосферной коррозии в первую очередь? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, а также схему химической реакции коррозии.
2. Что называется атмосферной коррозией? От каких факторов зависит ее скорость?

Вариант 7

1. Какие процессы происходят при коррозии стального изделия, покрытого слоем серебра при нарушении покрытия во влажном воздухе и в кислой среде? Напишите также схемы химической реакции коррозии.
2. Как влияют включения инородного металла на скорость коррозии? Приведите примеры.

Вариант 8

1. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов атмосферной коррозии железного изделия, покрытого цинком. Напишите схему химической реакции коррозии.
2. Что называется газовой коррозией? Приведите примеры.

Вариант 9

1. В раствор соляной кислоты поместили кадмиевую пластинку и кадмиевую пластинку, частично покрытую медью. В каком случае процесс коррозии кадмия происходит интенсивнее? Составьте уравнения анодного и катодного процессов, а также схему химической реакции коррозии.
2. Какова сущность защиты металлов от газовой коррозии?

Вариант 10

1. Железное изделие покрыли свинцом. Какое это покрытие – анодное или катодное? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия во влажном воздухе и в соляной кислоте. Напишите схему химической реакции коррозии.
2. Что называется контактной коррозией? Приведите примеры.

Вариант 11

1. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии железа, покрытого оловом во влажном воздухе и в кислой среде. Напишите схему химической реакции коррозии.
2. В чем заключается сущность воздействия на среду с целью снижения ее коррозионной активности?

Вариант 12

1. Какие катодные процессы в основном протекают при электрохимической коррозии? Напишите уравнения этих процессов. Приведите примеры коррозии металлов с различными катодными процессами.
2. Какие методы защиты от коррозии относятся к электрохимическим?

Вариант 13

1. В каком случае коррозия железа при повреждении покрытия будет протекать быстрее: хромированного или никелированного? Ответ мотивировать.
2. Назовите несколько металлов, которые могут служить для анодного и катодного покрытия железа.

Вариант 14

1. Железное изделие покрыли никелем. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия в соляной кислоте. Напишите схему химической реакции коррозии. Назовите продукты коррозии.
2. Какое покрытие металла называют катодным? Назовите несколько металлов, которые могут служить для катодного покрытия олова.

Вариант 15

1. Как происходит коррозия цинка, находящегося в контакте с кадмием, в нейтральном и кислом растворах. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов. Напишите схему химической реакции коррозии. Каков состав продуктов коррозии?
2. Какое покрытие металла называют анодным? Назовите несколько металлов, которые могут служить для анодного покрытия меди.

Лабораторная работа: «КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ»

Опыт 1. Электрохимическая коррозия железа.

Выполнение опыта.

Качественная реакция на ионы Fe^{2+} .

В пробирку налейте 5 см^3 дистиллированной воды прибавьте по 1 см^3 раствора сульфата железа(II) и гексацианоферрата(III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Гексацианоферрат(III) калия является чувствительным реактивом на ионы Fe^{2+} , с которым дает синее окрашивание за счет образования осадка турнбулевой сини $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

Электрохимическая коррозия в кислой среде.

$Fe/H_2SO_4/Zn$ и $Fe/H_2SO_4/Sn$

В две пробирки налейте по 5 см^3 дистиллированной воды и добавьте по 1 см^3 раствора серной кислоты и гексацианоферрата(III) калия. Возьмите две железные скрепки: одну – с цинком, а другую – с оловом, и опустите их в приготовленные растворы. Через несколько минут наблюдайте посинение раствора с парой металлов железо – олово. Объясните появление ионов Fe^{2+} в растворе. Почему в растворе с парой железо – цинк синее окрашивание не появляется?

Электрохимическая коррозия в нейтральной среде – атмосферная коррозия.

$Fe/O_2, H_2O/Zn$ и $Fe/O_2, H_2O/Sn$ (разберите теоретически)

Опишите наблюдаемые явления и ответьте на поставленные вопросы. Составьте уравнения анодного и катодного процессов коррозии в обоих случаях. Почему оцинкованное железо более устойчиво к коррозии, чем луженое? Напишите химические уравнения коррозии, назовите продукты коррозии в кислой среде и атмосферной коррозии.

Опыт 2. Активирующее действие ионов хлора на коррозию алюминия.

Выполнение опыта. В две пробирки налейте по 2 см^3 30 %-ного раствора сульфата меди, добавьте по 2–3 капли раствора серной кислоты и опустите в каждую гранулу алюминия. Затем в первую пробирку прилейте 1 см^3 раствора хлорида натрия. Отметьте различный результат в обоих случаях: в то время как в первой пробирке алюминий быстро покрывается налетом меди, то во второй пробирке он остается практически без изменения.

Запись данных опыта. Объясните наблюдаемые явления. Составьте уравнения анодного и катодного процессов, протекающих при коррозии алюминия. Влияет ли присутствие ионов хлора на коррозию алюминия?

Тема 11. ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСПЛАВОВ И РАСТВОРОВ

Теоретические вопросы

1. Сущность электролиза. Электролиз расплавов и растворов веществ.

2. Последовательность разрядки ионов. Анодное окисление и катодное восстановление.
3. Электролиз с нерастворимым и растворимым анодом.
4. Вторичные процессы при электролизе. Явление перенапряжения.
5. Законы Фарадея.
6. Применение электролиза. Электролитическое получение металлов. Нанесение металлических покрытий.

Индивидуальные задания

Вариант 1

1. Какие процессы протекают на катоде и аноде при электролизе водных растворов: а) NaNO_3 , б) CuSO_4 , если анод угольный?
2. Какое вещество и в каком количестве образуется на катоде при пропускании через раствор нитрата серебра тока силой 8 А в течение 10 минут?

Вариант 2

1. Составьте схему электролиза водных растворов солей: а) CuCl_2 , б) K_2SO_4 , если анод угольный.
2. Какие вещества и в каком количестве образуются при пропускании тока силой 5 А в течение 30 минут через раствор гидроксида калия?

Вариант 3

1. Составьте схему электролиза водных растворов солей: а) NiCl_2 , б) MgSO_4 , если анод угольный.
2. Сколько электричества надо пропустить через раствор хлорида натрия, чтобы получить 300 г гидроксида натрия?

Вариант 4

1. Какие процессы протекают на катоде и аноде при электролизе водных растворов: а) K_2SO_4 , б) KBr , если анод угольный?
2. Какие вещества и в каком количестве образуются на электродах при прохождении 50480 Кл электричества через расплав хлорида магния?

Вариант 5

1. Какие процессы протекают на катоде и аноде при электролизе водного раствора NiCl_2 , если: а) анод никелевый, б) если анод угольный?
2. При прохождении тока силой 5 А через раствор электролита за 2 часа 2 мин 2 с выделилось 12,4 г металла. Определите эквивалентную массу металла.

Вариант 6

1. Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах, при электролизе растворов: а) нитрата серебра с серебряными электродами; б) хлорида меди с медными электродами.
2. При электролизе раствора сульфата меди на аноде выделилось 560 см^3 кислорода (н. у.). Сколько граммов меди выделилось на катоде?

Вариант 7

1. Напишите уравнения реакций катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе растворов: а) нитрата кальция; б) гидроксида натрия с угольными электродами.
2. Какие вещества и в каком количестве образуются при пропускании тока силой 10 А в течение 50 минут через раствор серной кислоты?

Вариант 8

1. Какие процессы протекают на катоде и аноде при электролизе водных растворов: а) серной кислоты, б) нитрата серебра, если анод угольный?
2. Сколько разложится воды при пропускании через раствор сульфата натрия тока силой 5 А в течение 1 часа?

Вариант 9

1. Какие продукты будут выделяться на катоде и аноде в первую очередь при электролизе водных растворов на угольных электродах, если в электролизере находится смесь солей: а) CuSO_4 и KCl ; б) NiSO_4 и NaCl .
2. Вычислите эквивалентную массу брома исходя из того, что при пропускании через раствор бромида калия тока силой 1,5 А в течение 10 мин 43 с на аноде выделилось 0,799 г брома.

Вариант 10

1. Составьте схему электролиза расплавов веществ, протекающих с инертными электродами: а) NiCl_2 , б) NaOH .
2. Какое количество гидроксида натрия образовалось у катода, если на катоде выделилось 5,6 дм^3 водорода (н. у.).

Вариант 11

1. Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах, при электролизе водных растворов: а) BaCl_2 ; б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ с угольными электродами.
2. Рассчитайте объем дм^3 хлора (н. у.), выделившегося при электролизе раствора хлорида натрия током 8 А в течение 1 часа.

Вариант 12

1. В какой последовательности будут выделяться металлы при электролизе водного раствора, содержащего в одинаковой концентрации сульфаты никеля, серебра, меди?
2. При электролизе расплава медного купороса с медными электродами масса катода увеличилась на 10 г. Какое количество электричества пропущено через расплав?

Вариант 13

1. Какие процессы протекают на катоде и аноде при электролизе водных растворов: а) гидроксида бария, б) нитрата олова, если анод угольный?
2. Вычислите время, в течение которого нужно пропускать ток силой 3 А через раствор соли никеля, чтобы выделить на катоде 30 г никеля.

Вариант 14

1. Какие процессы протекают на катоде и аноде при электролизе водного раствора AgNO_3 , если: а) анод серебряный, б) анод угольный?
2. Рассчитайте силу тока при электролизе раствора хлорида натрия в течение 1 часа 40 мин 25 с, если на катоде выделилось 1 дм^3 водорода (н. у.).

Вариант 15

1. Какие продукты будут выделяться на катоде и аноде в первую очередь при электролизе водных растворов на угольных электродах, если в электролизере находится смесь солей: а) K_2SO_4 и MgCl_2 ; б) NiCl_2 и Na_2SO_4 .

2. Определите, чему равна эквивалентная масса висмута, если для выделения 10 г висмута из раствора его соли надо пропустить через раствор 13850 Кл электричества.

Лабораторная работа: «ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСТВОРОВ»

Опыт 1. Электролиз водного раствора сульфата натрия.

Выполнение опыта. Заполните электролизер 1М раствором сульфата натрия. В оба колена добавьте по 3–4 капли метилоранжа и опустите графитовые электроды, соединенные с электросетью через трансформатор и выпрямитель. Включите ток и наблюдайте за процессом электролиза. Как изменяется окраска метилоранжа в обоих коленах электролизера?

Запись результатов опыта. Напишите уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе сульфата натрия. Какие вещества выделяются на катоде и аноде? Объясните изменение окраски в прикатодном и прианодном пространствах.

Опыт 2. Электролиз водного раствора медного купороса.

Выполнение опыта. Заполните электролизер 30 %-ным раствором медного купороса и опустите графитовые электроды, соединенные с электросетью через трансформатор и выпрямитель. Включите ток и наблюдайте за процессом электролиза. Отметьте на катоде красный налет меди.

Запись результатов опыта. Напишите уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе сульфата меди. Какой газ выделяется на аноде?

Опыт 3. Электролиз водного раствора иодида калия.

Выполнение опыта. Заполните электролизер 1М раствором иодида калия. В оба колена добавьте по 3–4 капли фенолфталеина и опустите графитовые электроды. Включите постоянный ток и наблюдайте за процессом электролиза. Отметьте изменение цвета у катода и анода.

Запись результатов опыта. Напишите уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе иодида калия. Какие вещества выделяются на катоде и аноде? Объясните, почему окрасились растворы в катодном и анодном пространствах?

Опыт 4. Электролиз водного раствора медного купороса с растворимым анодом.

Выполнение опыта. Заполните электролизер 30 %-ным раствором медного купороса и опустите графитовые электроды и пропускайте постоянный электрический ток. Через 5 мин прекратите электролиз и отметьте на катоде красный налет меди. Отключив электролизер от источника тока, поменяйте полюса электродов, вследствие чего электрод, покрывшийся вначале медью, окажется анодом. Опять пропускайте постоянный электрический ток. Что происходит с медью на аноде?

Запись результатов опыта. Напишите уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе сульфата меди с медным анодом. Какое вещество выделяется на катоде?

Тема 12. ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ. МЕТАЛЛЫ I-II ГРУПП ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Теоретические вопросы

1. Металлы. Классификация металлов (по химическим свойствам, по физическим свойствам, по электронным семействам, по распространенности в земной коре, по применимости в технике, по историческим признакам).
2. Нахождение в природе. Способы получения.
3. Физические свойства металлов (электрические, механические, тепловые, магнитные).
4. Химические свойства металлов. Взаимодействие металлов с водой; с кислотами; их способность замещать в солях ионы других металлов; образовывать оксиды и гидроксиды. Ряд напряжения металлов. Сплавы. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем. Правило фаз Гиббса.
5. Общая характеристика металлов I-II групп периодической системы Д.И. Менделеева.
6. Щелочные металлы. Природные соединения калия и натрия. Способы получения, химические свойства и применение щелочных металлов и их соединений.
7. Магний, кальций. Природные соединения кальция и магния. Получение, свойства и применение магния и кальция и их соединений.
8. Жесткость воды и способы ее устранения.

Индивидуальные задания

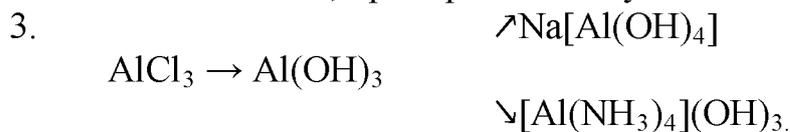
Вариант 1

1. Составьте электронные схемы строения атомов калия и рубидия. Какой из этих элементов является более сильным восстановителем? Почему?
2. Получите кальцинированную соду, исходя из металлического натрия, HCl, мрамора и воды.
3. Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:
$$\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{NiCl}_3$$

Вариант 2

1. Напишите электронные формулы атомов меди и серебра. Почему восстановительные свойства у них выражены слабее, чем у щелочных металлов?
2. Какое свойство кальция позволяет применять его в металлургии для получения некоторых металлов из их соединений? Составьте электронное и

молекулярное уравнение реакции Ca с V_2O_5 , учитывая, что окислитель восстанавливается максимально, приобретая низшую степень окисления.



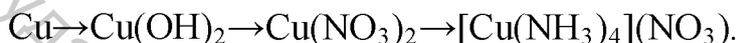
Осуществите превращения, дайте названия комплексным соединениям.

Вариант 3

1. Как изменяются металлические свойства в ряду Be – Mg – Ca – Sr – Ba? Дайте обоснованный ответ.

2. Как получают щелочные металлы? Составьте схему электролиза расплава NaOH.

3. Составьте уравнения, которые надо провести для осуществления превращений:



Вариант 4

1. На основе электронного строения атомов докажите правомерность расположения K и Cu в первой группе.

2. Едкий натр можно получить, прокаливая безводную соду с окисью железа с последующей обработкой полученного сплава водой. Дайте объяснение этого способа получения NaOH и напишите уравнения соответствующих реакций.

3. Составьте уравнения, которые надо провести для осуществления превращений:

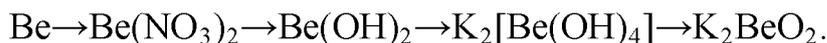


Вариант 5

1. Чем можно объяснить большую восстановительную способность щелочных металлов? При сплавлении NaOH с металлическим натрием последний восстанавливает водород щелочи в гидрид-ион? Составьте электронное и молекулярное уравнение реакции.

2. Напишите формулы природных соединений Ca (доломит, гипс, плавиковый шпат, фосфорит, известняк).

3. Составьте уравнения, которые надо провести для осуществления превращений:



Вариант 6

1. Строение атома кальция. Природные соединения кальция (гипс, алебастр, доломит, фосфорит, известняк).

2. Составьте уравнения реакций восстановления высшего оксида олова: а) углеродом; б) оксидом углерода

(II). Как называется данный способ получения металлов?

3. Составьте уравнения, которые надо провести для осуществления превращений:

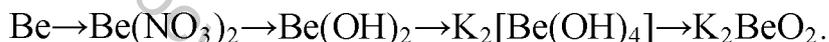


Вариант 7

1. Напишите электронные формулы атомов Be и Mg. Какую степень окисления проявляют атомы этих элементов в невозбужденном состоянии. Гидроксид какого из этих металлов имеет более сильное основание?

2. Сплавы алюминия (магналий, силумин, дуралюминий): состав металлов, применение. Что такое алитирование, пассивирование?

3. Составьте уравнения, которые надо провести для осуществления превращений:

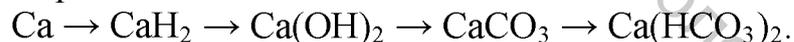


Вариант 8

1. Напишите электронную формулу атома алюминия. Какие степени окисления может проявлять Al в своих соединениях? Составьте формулы оксида и гидроксида алюминия, соответствующие высшей степени окисления, какой характер они носят?

2. Основные способы получения металлов: пирометаллургия, металлотермия, гидрометаллургия, электрометаллургия (дать краткую характеристику каждому способу).

3. Составьте уравнения реакций, при которых можно осуществить следующие переходы:

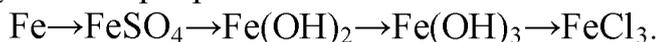


Вариант 9

1. Составьте электронные схемы строения атомов кальция и стронция. Какой из этих элементов является более сильным восстановителем? Почему?

2. Какой процесс называется алюмотермией? Составьте электронное и молекулярное уравнение реакции, на основе которой основано применение термита (смесь Al и Fe₃O₄).

3. Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:



Вариант 10

1. Как и почему изменяются основные свойства в ряду LiOH – CsOH?

2. Сплавы алюминия (магналий, силумин, дуралюминий): состав металлов, применение.

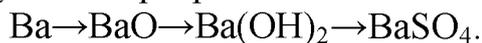
3. Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений: Li → LiOH → Li[Al(OH)₄] → Al₂(SO₄)₃.

Вариант 11

1. Напишите электронную формулу атома меди. Какие степени окисления может проявлять медь в своих соединениях? Составьте формулы оксида и гидроксида меди, соответствующие высшей степени окисления, какой характер они носят?

2. Природные соединения Ca (доломит, гипс, плавиковый шпат, фосфорит, известняк).

3. Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:

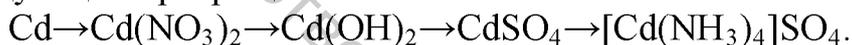


Вариант 12

1. Основываясь на электронном строении атомов элементов, объясните различие в свойствах калия и серебра.

2. Алюминий, природные соединения, сплавы на основе алюминия.

3. Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:



Вариант 13

1. Напишите электронные формулы бериллия, магния, кальция. Какую валентность проявляют атомы этих элементов в основном состоянии?

2. Природные соединения натрия и калия.

3. Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений: $\text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} \rightarrow \text{AgCl}$.

Вариант 14

1. Составьте электронные формулы атомов калия и цезия. Какой из этих металлов является более сильным восстановителем и почему?

2. Какие соединения называются негашеной и гашеной известью? Какое соединение образуется при прокаливании негашеной извести с углем? Что является окислителем и восстановителем в последней реакции? Составьте электронные и молекулярные уравнения.

3. Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений: $\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{FeCl}_3$.

Вариант 15

1. Чему равна высшая степень окисления марганца? Приведите пример соединения марганца в высшей степени окисления. Как она изменяется в зависимости от кислотности среды? Напишите электронные уравнения.

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

3. Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений: $Zn \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow K_2[Zn(OH)_4] \rightarrow ZnSO_4$.

Лабораторная работа: «МЕТАЛЛЫ I-II ГРУПП ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ»

Опыт 1. Открытие ионов щелочных металлов по окрашиванию пламени.

Выполнение опыта. Подержите некоторое время нихромовую проволоку в концентрированной соляной кислоте и прокалите в пламени горелки до обесцвечивания пламени. Окуните проволоку в склянку с насыщенным раствором соли лития и опять внесите в пламя горелки. Отметьте цвет пламени. Опыт повторите с насыщенными растворами солей натрия и калия. Перед каждым опытом проволоку следует очищать, погружая ее в концентрированную соляную кислоту и прокаливая в пламени горелки.

Запись данных опыта. Запишите, в какой цвет окрашивают пламя ионы лития, калия, натрия.

Опыт 2. Получение и свойства гидроксида меди (II).

Выполнение опыта. Налейте в пробирку 1–2 см³ 30 % раствора медного купороса и добавьте такой же объем раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете? Осторожно нагрейте содержимое пробирки. Как изменяется цвет осадка?

Запись данных опыта. Напишите соответствующие уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Сделайте вывод о термической устойчивости гидроксида меди

(II).

Опыт 3. Окрашивание пламени солями щелочноземельных металлов.

Выполнение опыта. Погрузите нихромовую проволоку в концентрированную соляную кислоту, затем прокалите ее в пламени спиртовки, окуните проволоку в насыщенный раствор соли кальция и внесите ее в пламя горелки. Отметьте цвет пламени. Опыт повторите с насыщенными растворами солей бария и стронция. Перед каждым опытом проволоку следует очищать, погружая ее в концентрированную соляную кислоту и прокаливая в пламени горелки.

Запись данных опыта. Запишите, в какой цвет окрашивают пламя ионы кальция, стронция и бария.

Опыт 4. Соли щелочноземельных металлов.

Выполнение опыта. В три пробирки налейте по 1–2 см³ раствора хлорида кальция. Затем в первую пробирку добавьте раствор карбоната натрия, во вторую – раствор фосфата калия, в третью – раствор сульфата натрия. Отметьте изменения в пробирках. Аналогично проведите опыты с растворами солей стронция и бария.

Запись данных опыта. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде. Сделайте вывод о растворимости карбонатов, фосфатов, сульфатов кальция, стронция и бария.

Тема 13. ЭЛЕМЕНТЫ III ГРУППЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Теоретические вопросы

1. Общая характеристика элементов III групп периодической системы Д.И. Менделеева. Аллюминий. Природные соединения алюминия. Способы получения алюминия.
2. Химические свойства и применение алюминия и его соединений.
3. Гидроксид алюминия и его свойства.
4. Сплавы на основе алюминия.

Металлы I-III групп

Индивидуальные задания

Вариант 1

1. Напишите уравнения реакций, при которых можно осуществить переходы: $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3$.
2. Вычислите объем кислорода (н. у.), выделяющийся при получении 1 кг металлического натрия электролизом расплава гидроксида натрия.
3. Напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия с разбавленными серной и азотной кислотами.

Вариант 2

1. Какова реакция среды в растворах солей KNO_3 , K_2S , CH_3COONa ? Напишите уравнения гидролиза соответствующих солей.
2. Какой объем 10 % гидроксида натрия ($\rho=1,11 \text{ г/см}^3$) требуется для осаждения всей меди из раствора, содержащего 0,64 г CuCl_2 ?
3. Напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия с концентрированными серной и азотной кислотами.

Вариант 3

1. Какие вещества получают при насыщении раствора гидроксида натрия: а) хлором; б) сернистым газом; в) углекислым газом; г) сероводородом? Составьте уравнения происходящих реакций.
2. При растворении в кислоте 5 г извести, содержащей примесь карбоната кальция, выделилось 140 см^3 газа (н. у.). Сколько % CaCO_3 содержала известь?
3. Напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия с разбавленной соляной кислотой и водным раствором едкого натра.

Вариант 4

1. Составьте молекулярное и ионное уравнения взаимодействия карбоната натрия с гашеной известью.
2. Сколько магния можно получить из 1 т доломита, содержащего 10 % примесей?

3. Почему алюминий растворяется в водном растворе карбоната натрия? Напишите уравнение соответствующей реакции.

Вариант 5

1. Почему горящий магний нельзя тушить водой? Напишите соответствующие реакции?

2. При прокаливании 30 г кристаллогидрата сульфата кальция выделяется 6,28 г воды. Какова формула кристаллогидрата?

3. Какой раствор нельзя кипятить в алюминиевом сосуде: нитрата натрия, нитрата ртути, соды, хлорида калия? Ответ обосновать, написав соответствующие уравнения реакций.

Вариант 6

1. Какая соль – $Mg(NO_3)_2$ или $Be(NO_3)_2$ при одинаковых условиях в большей степени подвергается гидролизу? Ответ обоснуйте. Напишите уравнения гидролиза обеих солей.

2. Сколько граммов $Ca(OH)_2$ необходимо прибавить к 1000 дм³ воды, чтобы устранить временную жесткость, равную 2,86 мэкв/ дм³?

3. Корунд нерастворим в кислотах, а продукт сплавления его со щелочью легко растворяется в кислоте. Напишите уравнения реакций: сплавления корунда со щелочью и взаимодействия полученного продукта с серной кислотой.

Вариант 7

1. Гидрид кальция горит на воздухе, а с водой взаимодействует с выделением водорода. Выразите уравнениями происходящие при этом реакции.

2. Чему равна временная жесткость воды, в 1 дм³ которой содержится 0,146 г гидрокарбоната магния?

3. Как практически убедиться в амфотерных свойствах гидроксида алюминия? Напишите уравнения соответствующих реакций.

Вариант 8

1. Составьте молекулярное и ионное уравнения реакции, происходящей при растворении бериллия с гидроксидом натрия.

2. В 1 дм³ воды содержится 38 мг ионов Mg^{2+} и 108 мг ионов Ca^{2+} . Вычислите общую жесткость воды.

3. Действием какого реактива можно перевести ионы Al^{3+} в ионы $[Al(OH)_4]^-$? Напишите соответствующие молекулярное и ионное уравнения.

Вариант 9

1. Напишите уравнение взаимодействия нитрида магния с водой.

2. Какой объем водорода (н. у.) выделится при взаимодействии с водой 1 г сплава, состоящего из 20 % по массе калия и 80 % натрия?

3. Как из $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ в растворе получить сульфат алюминия? Напишите соответствующее уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

Вариант 10

1. Составьте схему электролиза расплава NaCl и раствора KCl .
2. Из навески NaCl и KCl общей массой 0,1225 г получили осадок AgCl массой 0,285 г. Вычислите процентное содержание NaCl и KCl в навеске.
3. Раствор, содержащий сульфат алюминия и ацетат натрия, прокипятили. Какое вещество выпало при этом в осадок? Напишите уравнение реакции в ионном и молекулярном виде.

Вариант 11

1. Напишите уравнения реакций, при которых можно осуществить переходы: $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.
2. Вычислите: сколько граммов 20 % соляной кислоты потребуется для растворения 2 г карбоната магния.
3. Почему алюминий вытесняет водород только при добавлении щелочи? Напишите уравнения соответствующих реакций.

Вариант 12

1. Составьте схему электролиза расплава MgCl_2 и раствора CaCl_2 .
2. Сколько гашеной извести можно получить из 10 кг известняка, содержащего 90 % карбоната кальция?
3. Составьте уравнения реакций, которые нужно провести для осуществления следующих превращений: $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

Вариант 13

1. Составьте молекулярное и электронные уравнения реакции взаимодействия магния с концентрированной серной кислотой, учитывая, что окислитель принимает низшую степень окисления.
2. Сколько граммов 10 % соляной кислоты пойдет на растворение 3,68 г доломита?
3. Алюминий реагирует с селеном так же, как с серой и кислородом. Составьте соответствующее уравнение реакции.

Вариант 14

1. При сплавлении оксид бериллия взаимодействует с диоксидом кремния и с оксидом натрия. Напишите уравнения соответствующих реакций. О каких свойства BeO говорят эти реакции?
2. Сколько карбоната натрия надо прибавить к 5 дм^3 воды, чтобы устранить общую жесткость, равную 4,6 мэкв/ дм^3 ?
3. Напишите уравнение реакции взаимодействия нитрида алюминия с водой.

Вариант 15

1. Какова реакция среды в растворах солей $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, BaS , $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca}$? Напишите уравнения гидролиза соответствующих солей.

2. При кипячении 250 см^3 воды, содержащей гидрокарбонат кальция, выпал осадок массой 3,5 мг. Чему равна жесткость воды?

3. Напишите уравнение реакции взаимодействия сульфида свинца(II) с алюминием. Что в этой реакции окисляется и что восстанавливается?

Лабораторная работа: «АЛЮМИНИЙ»

Опыт 1. Взаимодействие алюминия с кислотами.

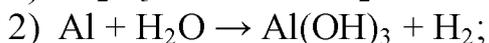
Выполнение опыта. В три пробирки налейте растворы 2 н кислот: в одну – соляной, в другую – серной, в третью – азотной. Опустите в каждую пробирку гранулу алюминия. Во всех ли случаях протекают реакции? Как протекают реакции без нагревания? Нагрейте пробирки на водяной бане. Что наблюдаете?

Запись данных опыта. Ответьте на поставленные вопросы. Напишите молекулярные и электронные уравнения реакций. Какой газ выделяется при взаимодействии алюминия с разбавленной азотной кислотой? С разбавленными серной и соляной?

Опыт 2. Взаимодействие алюминия со щелочами.

Выполнение опыта. Внесите в пробирку гранулу алюминия и добавьте 1–2 см^3 дистиллированной воды. Нагрейте пробирку на водяной бане. Наблюдается ли выделение водорода? Добавьте в пробирку 1–2 см^3 2 н раствора гидроксида натрия. Отметьте интенсивное выделение газа.

Запись данных опыта. Запишите результаты опыта. Отсутствие реакции алюминия с водой объясняется наличием на его поверхности плотной оксидной пленки, которая легко растворяется в щелочи с образованием гидроксиалюмината, после чего алюминий непосредственно вступает в реакцию с водой:



Подберите коэффициенты к данным реакциям.

Тема 14. ЖЕЛЕЗО, КОБАЛЬТ, НИКЕЛЬ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Теоретические вопросы

1. Общая характеристика элементов: железо, кобальт, никель на основании их положения в периодической системе.

2. Нахождение железа в природе, выделение в свободном виде и применение в технике. Выплавка чугуна и стали.

3. Физические и химические свойства железа. Свойства оксидов и гидроксидов железа. Соли железа.

4. Свойства кобальта и его соединений. Соединения кобальта(II). Соединения кобальта(III) и их окислительные свойства.

5. Свойства никеля и его соединений. Соединения никеля(II). Соединения никеля(III) и их окислительные свойства.

6. Сплавы никеля. Применение в технике.

ЭЛЕМЕНТЫ d-ЭЛЕКТРОННОГО СЕМЕЙСТВА

Индивидуальные задания

Вариант 1

1. Какой объем 0,5н раствора Na_2S потребуется, чтобы осадить все железо, содержащееся в 10 см^3 0,2н раствора FeSO_4 ?

2. Как получить сульфат марганца из перманганата калия? Составьте уравнение реакции.

Вариант 2

1. Сколько литров сернистого газа, в расчете на нормальные условия, можно получить при обжиге 1 кг FeS_2 ?

2. Напишите уравнение реакции взаимодействия оксида марганца(IV) с концентрированной соляной кислотой. Укажите окислитель и восстановитель.

Вариант 3

1. Вычислите эквивалентную массу хрома, исходя из того, что при пропускании через раствор $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ тока силой 10 А в течение 30 мин на катоде выделяется 3,25 г хрома.

2. Напишите уравнения реакций, в которых соединение марганца(IV) является: а) восстановителем; б) окислителем.

Вариант 4

1. Сколько граммов оксида свинца(IV) можно восстановить 300 см^3 0,1 н раствора хромита калия в щелочной среде?

2. К раствору сульфата марганца на воздухе добавили гидроксид калия. Какое соединение марганца получится? Напишите уравнение реакции.

Вариант 5

1. Сколько граммов йода можно получить при взаимодействии раствора иодида калия с 250 см^3 0,1 н раствора бихромата калия в кислой среде?

2. Окислителем или восстановителем является ион Fe^{3+} в химических реакциях?

Вариант 6

1. Какой объем воздуха, измеренного при нормальных условиях, потребуется для сжигания 0,5 т пирита, содержащего 92 % FeS_2 ?

2. Как получить из оксида хрома(III): а) хромит калия; б) хромат калия? Напишите соответствующие уравнения реакций.

Вариант 7

1. К раствору, содержащему 0,2 моль FeCl_3 , прибавили 0,24 моль NaOH . Сколько молей $\text{Fe}(\text{OH})_3$ образовалось в результате реакции и сколько молей FeCl_3 осталось в растворе?

2. Почему при взаимодействии растворов $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ и $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ в осадок выпадает гидроксид хрома(III)? Напишите уравнение реакции.

Вариант 8

1. Сколько железа можно получить из 2 т руды, содержащей 90 % Fe_2O_3 при 85 % выходе?

2. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций взаимодействия гидроксида хрома(III) с: а) раствором серной кислоты; б) раствором гидроксида калия.

Вариант 9

1. Какой объем сернистого газа (н. у.) нужно пропустить через 250 см³ 0,5 М раствор KMnO_4 , чтобы раствор обесцветился в кислой среде?

2. Как осуществить следующие переходы:
 $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$?

Вариант 10

1. Какой объем водорода (н. у.) потребуется для восстановления 212 кг Fe_2O_3 ?

2. Напишите формулы комплексных соединений хрома и определите координационное число комплексообразователя:

а) хлоридаквипентаамминхрома(III); б) гексагидрохромат(III) калия.

Вариант 11

1. Сколько чугуна, содержащего 94 % железа, можно получить из 2 т оксида железа(III), содержащего 18 % примесей?

2. Напишите молекулярное и ионное уравнения гидролиза $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

Вариант 12

1. При производстве серной кислоты контактным способом из 8 т колчедана, содержащего 85 % FeS_2 , получено 9 т серной кислоты. Каков выход кислоты?

2. Напишите координационные формулы и названия следующих комплексных соединений: а) $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; б) $3\text{KCN} \cdot \text{Cr}(\text{CN})_3$.

Вариант 13

1. 5 г образца стали при сжигании в токе кислорода дали 0,1 г углекислого газа. Сколько процентов углерода содержалось в стали?
2. Как перевести хлорид железа(II) в хлорид железа(III)? Как осуществить обратный переход? Напишите уравнения соответствующих реакций.

Вариант 14

1. Наиболее распространенной рудой, из которой получается хром, является хромистый железняк $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$. Вычислите, сколько процентов примесей содержится в руде, если из 1 т ее при выплавке получилось 240 кг феррохрома (сплава железа с хромом), содержащего 65 % хрома.
2. Как можно из металлического железа получить соль железа(II), соль железа(III)? Напишите уравнения реакций.

Вариант 15

1. В чистом виде минерал гематит содержит 69,9 % Fe и 30,1 % O. Выведите формулу гематита и укажите его химическое название.
2. Почему при взаимодействии растворов FeCl_3 и Na_2S в осадок выпадает гидроксид железа(III)? Напишите уравнение реакции.

Лабораторная работа: «ЖЕЛЕЗО, КОБАЛЬТ, НИКЕЛЬ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ»

Опыт 1. Действие кислот на железо.

Выполнение опыта. Налейте в одну пробирку 1–2 см³ разбавленной соляной кислоты, в другую – 1–2 см³ разбавленной серной кислоты, в третью – 1–2 см³ концентрированной соляной, в четвертую – 1–2 см³ концентрированной серной кислоты. В каждую пробирку опустите по кусочку железа. Какой газ выделяется в первых трех пробирках? Четвертую пробирку слегка нагрейте. Какой газ выделяется при нагревании?

Запись данных опыта. Составьте уравнения реакций растворения железа: в соляной кислоте, в разбавленной и концентрированной серной кислоте.

Опыт 2. Получение гидроксида железа(II).

Выполнение опыта. Налейте в пробирку 1–2 см³ свежеприготовленного раствора FeSO_4 и добавьте такой же объем щелочи. Наблюдайте образование почти белого осадка $\text{Fe}(\text{OH})_2$. Почему его окраска быстро меняется на воздухе от почти белой до красно-бурой?

Запись данных опыта. Напишите уравнения реакций получения гидроксида железа(II) и его окисления на воздухе.

Опыт 3. Получение гидроксида кобальта(II) и его окисление.

Выполнение опыта. Налейте в пробирку 1–2 см³ раствора CoSO_4 и добавьте такой же объем щелочи. Наблюдайте образование почти голубого осадка основной соли $(\text{CoOH})_2\text{SO}_4$. Нагрейте содержимое пробирки. Голубой цвет по-

степенно переходит в розовый, что указывает на образование гидроксида кобальта(II). Осадок перемешайте стеклянной палочкой и разделите на две пробирки. Одну оставьте на воздухе, а в другую добавьте 1–2 см³ бромной воды. Есть ли изменения в первой пробирке? Происходит ли окисление $\text{Co}(\text{OH})_2$ кислородом воздуха? Что указывает на образование $\text{Co}(\text{OH})_3$ во второй пробирке?

Запись данных опыта. Ответьте на поставленные вопросы. Напишите соответствующие уравнения реакций.

Опыт 4. Получение и свойства гидроксида никеля(II).

Выполнение опыта. Налейте в пробирку 1–2 см³ раствора NiSO_4 и добавьте такой же объем щелочи. Каков цвет образовавшегося осадка? Осадок перемешайте стеклянной палочкой и разделите на две пробирки. Одну оставьте на воздухе, а в другую добавьте 1–2 см³ бромной воды. Есть ли изменения в первой пробирке? Происходит ли окисление $\text{Ni}(\text{OH})_2$ кислородом воздуха? Что происходит во второй пробирке?

Запись данных опыта. Ответьте на поставленные вопросы. Напишите соответствующие уравнения реакций. Сравните восстановительные свойства гидроксидов железа, кобальта, никеля в степени окисления +2.

Тема 15. ХРОМ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Теоретические вопросы

1. Хром. Положение в периодической системе. Электронное строение. Нахождение хрома в природе, получение.
2. Физические свойства. Химические свойства хрома и его соединений.
3. Соединения хрома(III).
4. Соединения хрома(VI) и их окислительные свойства.
5. Сплавы хрома. Применение в технике.

Лабораторная работа: «ХРОМ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ»

Опыт 1. Получение и свойства оксида хрома(III).

Выполнение опыта. В сухую пробирку на 1/3 объема насыпьте кристаллический бихромат аммония. Закрепите пробирку в держателе и, держа ее наклонно, направляя отверстие пробирки в сторону от себя и других работающих, осторожно нагрейте верхний слой до начала реакции, после чего нагревание прекратите. Объясните происходящие явления. На полученный зеленый порошок оксида хрома подействуйте водой и разбавленной серной кислотой. Растворяется ли оксид хрома в воде и разбавленных кислотах?

Запись данных опыта. Напишите уравнение реакции разложения, учитывая, что образуется азот и вода. Укажите окислитель и восстановитель. К какому типу окислительно-восстановительных реакций относится данная реакция?

Опыт 2. Получение и свойства гидроксида хрома(III).

Выполнение опыта. В пробирку с раствором сульфата хрома по каплям прибавьте 2н NaOH до образования серо-зеленого осадка гидроксида хрома(III). Полученный осадок разделите на две пробирки. В одну из них прибавьте разбавленную соляную кислоту, а в другую – избыток щелочи до растворения осадка (раствор во второй пробирке сохраните до следующего опыта).

Запись данных опыта. Напишите уравнения реакций: а) получения гидроксида хрома(III); б) взаимодействия гидроксида хрома(III) с кислотой и со щелочью. Сделайте вывод о химическом характере гидроксида хрома(III).

Опыт 3. Восстановительные свойства солей хрома(III).

Выполнение опыта. К полученному в опыте 2 раствору $\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$ добавьте 1 см³ щелочи и немного бромной воды. Нагрейте смесь на водяной бане до образования в растворе хромата натрия, на что указывает переход зеленой окраски в желтую.

Запись данных опыта. Напишите уравнение реакции окисления $\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$ в Na_2CrO_4 . Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 4. Окислительные свойства солей хрома (VI).

Выполнение опыта: а) к 1–2 см³ раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, подкисленному серной кислотой, добавьте 1–2 см³ раствора KNO_3 . Наблюдайте изменение окраски от оранжевой, обусловленной ионом $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, до зеленой, обусловленной ионом Cr^{3+} ;

б) к 1–2 см³ раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, подкисленному серной кислотой, добавьте 1–2 см³ раствора сульфида натрия. Наблюдайте образование серо-зеленого осадка гидроксида хрома(III).

Запись данных опыта. Напишите соответствующие уравнения реакций. Укажите окислитель и восстановитель. Чем (окислителем или восстановителем) в данных реакциях выступает $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и почему?

Опыт 5. Переход хромата калия в бихромат и обратно.

Выполнение опыта: а) к 1–2 см³ раствора K_2CrO_4 прибавьте 1–2 см³ разбавленной серной кислоты. Наблюдайте изменение окраски. Объясните происходящее явление;

б) к 1–2 см³ раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ прилейте 1–2 см³ раствора щелочи. Наблюдайте изменение окраски. Объясните происходящее явление.

Запись данных опыта. Напишите соответствующие уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Тема 16. МАРГАНЕЦ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Теоретические вопросы

1. Марганец. Положение в периодической системе элементов. Электронное строение. Нахождение марганца в природе, получение.
2. Физические свойства. Химические свойства марганца и его соединений.

3. Оксиды и гидроксиды марганца.
4. Окислительные свойства перманганатов.

Лабораторная работа: «МАРГАНЕЦ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ»

Опыт 1. Получение и свойства гидроксида марганца(II).

Выполнение опыта. К 1–2 см³ раствора сульфата марганца прибавьте раствор гидроксида натрия. Образуется белый осадок гидроксида марганца(II). Полученный осадок разделите на три пробирки. Первую пробирку оставьте стоять на воздухе. Осадок постепенно темнеет вследствие окисления марганца(II) до Mn(IV). Во вторую пробирку добавьте разбавленную серную кислоту. В третью пробирку – раствор щелочи. В обоих ли случаях происходит растворение осадка?

Запись данных опыта. Напишите уравнения реакций: а) получения гидроксида марганца(II) и его окисления кислородом воздуха в присутствии воды; б) взаимодействия гидроксида марганца с серной кислотой в молекулярном и ионном виде.

Опыт 2. Получение сульфида марганца.

Выполнение опыта. К 1–2 см³ раствора сульфата марганца прибавьте раствор сульфида натрия. Что наблюдаете? Исследуйте отношение полученного осадка к действию разбавленных кислот.

Запись данных опыта. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде: а) получения сульфида марганца; б) растворения сульфида марганца в кислоте.

Опыт 3. Восстановительные свойства солей марганца(II).

Выполнение опыта. К 1–2 см³ раствора сульфата марганца прилейте 1–2 см³ раствора едкого натра. К образовавшемуся осадку добавьте и 1–2 см³ бромной воды. Отметьте изменение цвета осадка.

Запись данных опыта. Напишите уравнение реакции, учитывая, что Mn(II) переходит в Mn(IV). Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 4. Разложение перманганата калия при нагревании.

Выполнение опыта. На дно сухой пробирки поместите немного кристалликов перманганата калия. Пробирку закрепите в держателе, и, держа ее горизонтально, нагрейте до полного разложения перманганата на диоксид марганца, манганат калия и кислород. (Выделение кислорода и полноту разложения перманганата установите с помощью тлеющей лучинки). После охлаждения пробирки к сухому остатку прибавить 1 см³ воды. Отметьте цвет полученного раствора. Какое вещество находится в растворе, а какое – в осадке?

Запись данных опыта. Напишите уравнение реакции разложения перманганата калия. Укажите окислитель и восстановитель. К какому типу относится данная окислительно-восстановительная реакция?

НЕМЕТАЛЛЫ

Индивидуальные задания

Вариант 1

1. Напишите уравнения реакций, которые необходимо провести для осуществления превращений: $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.
2. Какие вещества и в каком количестве могут быть обнаружены после того, как закончится реакция между 15 г цинка и 6,4 г серы?

Вариант 2

1. Напишите уравнения реакций, которые необходимо провести для осуществления превращений: $\text{N}_2 \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3$.
2. В результате пропускания избытка сероводорода через раствор азотнокислого свинца образовалось 4,78 г осадка. Сколько граммов азотнокислого свинца содержалось в растворе?

Вариант 3

1. Что называют царской водкой? Какими свойствами она обладает? Напишите уравнение реакции взаимодействия царской водки с золотом.
2. Поступающее в продажу сернистое железо должно содержать не менее 57 % FeS. Какой объем сероводорода можно получить из 1 кг такого реактива?

Вариант 4

1. Напишите уравнения реакций взаимодействия концентрированной азотной кислоты с серебром и фосфором.
2. Сколько сульфита натрия должно вступить в реакцию с соляной кислотой, чтобы получилось 16 г сернистого ангидрида?

Вариант 5

1. Напишите уравнения последовательных реакций промышленного способа получения азотной кислоты из аммиака.
2. 60%-ная серная кислота имеет удельный вес $1,503 \text{ г/см}^3$. Какова нормальность этой кислоты?

Вариант 6

1. Напишите формулы оксидов азота в степени окисления +1, +2, +3, +4, +5. Какие из оксидов азота будут реагировать с KOH? Напишите уравнения реакций.
2. В мирабилите, добываемом в заливе Кара-Богаз-Гол, содержится 44 % сернокислого натрия и 56 % кристаллизационной воды. Выведите на основании этих данных формулу мирабилита.

Вариант 7

1. Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионном виде: а) хлорида аммония, б) карбоната аммония.
2. При обработке 1,844 г смеси хлорида калия и сульфата калия концентрированной серной кислотой было получено 1,923 г чистого сульфата калия. Сколько содержалось в смеси каждого из упомянутых веществ?

Вариант 8

1. Учитывая, что молекула NH_3 лучший акцептор протонов H^+ , чем молекула H_2O , напишите схему равновесия имеющегося в водном растворе аммиака и выражение константы этого равновесия.
2. Сколько 96%-ной серной кислоты было получено из 800 т серного колчедана, содержащего 45 % серы?

Вариант 9

1. Можно ли в качестве осушителя для сероводорода, бромистого водорода, иодистого водорода применять концентрированную серную кислоту? Напишите соответствующие уравнения реакций.
2. Сколько аммиака можно получить, нагревая смесь 20 г хлористого аммония с 20 г оксида кальция, приняв, что выход составляет 98 % от теоретически возможного?

Вариант 10

1. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации сероводородной кислоты. Как будет смещаться равновесие при прибавлении: а) соляной кислоты; б) нитрата свинца(II); в) щелочи?
2. 1 г сульфата аммония растворили в воде, прибавили избыток едкого натра; на нейтрализацию выделившегося при нагревании аммиака понадобилось 20 см³ 0,75н раствора серной кислоты. Вычислите процентное содержание сульфата аммония в данном образце.

Вариант 11

1. В какой степени окисления сера может быть окислителем и восстановителем? Приведите примеры соответствующих реакций.
2. Сколько 63%-ной азотной кислоты можно получить из 170 г азотнокислого натрия?

Вариант 12

1. Какова реакция среды в растворах: а) Na_2S ; б) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; в) NaHS ?
2. Сколько аммиака и 55%-ной азотной кислоты необходимо для получения 1 т аммиачной селитры, содержащей 98,7 % азотнокислого аммония?

Вариант 13

1. Составьте уравнения реакций концентрированной серной кислоты с магнием и серебром.
2. Какой объем аммиака (н. у.) можно получить, подействовав двумя литрами 0,5н раствора щелочи на соль аммония.

Вариант 14

1. Напишите уравнение реакции диспропорционирования HNO_2 .
2. Через 100 см^3 0,2н раствора NaOH пропустили 448 см^3 SO_2 (н. у.). Какая соль образовалась? Найти ее массу.

Вариант 15

1. Требуется растворить некоторое количество меди в азотной кислоте. В каком случае расход серной кислоты будет меньше – при применении 90 % или 35%-ного раствора HNO_3 ?
2. Какова реакция среды в растворах Na_2SO_3 и NaHSO_3 ? Вычислить pH 0,001М раствора Na_2SO_3 .

Тема 18. АЗОТ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Теоретические вопросы

1. Азот. Положение в периодической системе. Электронное строение. Азот в природе.
2. Получение и свойства азота.
3. Аммиак. Соли аммония.
4. Оксиды азота.
5. Азотистая кислота.
6. Азотная кислота. Окислительные свойства азотной кислоты.

Лабораторная работа: «АЗОТ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ»

Опыт 1. Получение и свойства азота.

Выполнение опыта. В пробирку положите 2 г измельченного NaNO_2 прилейте $8\text{--}10 \text{ см}^3$ насыщенного раствора хлорида аммония, закройте пробкой с газоотводной трубкой и осторожно нагрейте. Через 2–3 мин конец газоотводной трубки опустите в пробирку с известковой или баритовой водой. Известковая вода не дает осадка с азотом, в то время как углекислый газ дает муть.

Запись данных опыта. Напишите уравнение реакции. Укажите, что является окислителем, а что – восстановителем. Сделайте вывод о химической активности азота.

Опыт 2. Получение аммиака, его взаимодействие с водой и хлористым водородом.

Выполнение опыта. Смесь хлорида аммония и гашеную известь в приблизительно равных количествах тщательно перемешайте в фарфоровой ступ-

ке. Небольшое ее количество поместить в пробирку (около 1/2 объема). Отметьте запах аммиака. Пробирку укрепите в штативе, закрыв пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите в пробирку на 2/3 заполненную водой. В течение 3–5 мин нагревайте смесь на слабом огне, пропуская аммиак в воду. В пробирку с раствором аммиака капните несколько капель фенолфталеина. Отметьте окраску раствора. На присутствие каких ионов она указывает? А к отверстию газоотводной трубки поднесите стеклянную палочку, смоченную концентрированной соляной кислотой. Что наблюдаете?

Запись данных опыта. Опишите наблюдаемые явления. Напишите уравнения реакций: а) получения аммиака; б) взаимодействию аммиака с водой; в) уравнение диссоциации гидроксида аммония; г) взаимодействия аммиака с хлороводородом.

Опыт 3. Качественная реакция на ион аммония NH_4^+ .

Выполнение опыта. В пробирку налейте 2–3 см³ хлорида аммония, прибавьте 1–2 см³ раствора едкого натра и нагрейте до кипения. В выделяющиеся пары внесите влажную лакмусовую бумажку. Что происходит с ее цветом? Отметьте запах раствора.

Запись данных опыта. Напишите соответствующее уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

Опыт 4. Действие азотной кислоты на металлы.

Выполнение опыта. В 3 пробирки налейте по 1 см³ концентрированной азотной кислоты и опустите в первую из них кусочек медной стружки, во вторую – кусочек цинка, в третью – тщательно очищенный от ржавчины кусочек железа. Во всех ли пробирках наблюдается реакция?

Аналогичный опыт проведите с разбавленной азотной кислотой. Для этого в три пробирки налейте по 1 см³ разбавленной азотной кислоты и опустите в первую из них кусочек медной стружки, во вторую – кусочек цинка, в третью – кусочек железа. Во вторую пробирку добавьте 2 см³ воды.

Запись данных опыта. Напишите уравнения соответствующих реакций. Окислителем или восстановителем является азотная кислота во всех этих реакциях? Почему?

Тема 19. СЕРА И ЕЕ СОЕДИНЕНИЯ

Теоретические вопросы

1. Сера. Положение в периодической системе. Электронное строение. Сера в природе.
2. Получение и свойства серы.
3. Сероводород. Сульфиды.
4. Оксиды серы.
5. Серосодержащие кислоты. Сернистая кислота.
6. Серная кислота. Сульфаты.

Лабораторная работа: «СЕРА И ЕЕ СОЕДИНЕНИЯ»

Опыт 1. Восстановительные свойства сероводорода.

Выполнение опыта. В три пробирки налейте по 1 см³ сероводородной воды, которую можно получить путем пропускания газообразного сероводорода, полученного при взаимодействии сульфида железа с 2н раствором соляной кислоты. В первую пробирку прибавьте несколько капель бромной воды, во вторую – концентрированной азотной кислоты, в третью – 3%-ный раствор перекиси водорода. Что наблюдаете во всех пробирках?

Запись данных опыта. Напишите уравнения соответствующих реакций. Почему сероводород проявляет только восстановительные свойства?

Опыт 2. Окислительные и восстановительные свойства сернистой кислоты.

Выполнение опыта: а) в пробирку, содержащую 1–2 см³ раствора бихромата калия $K_2Cr_2O_7$, добавить 1 см³ 2н раствора серной кислоты и прибавить несколько кристалликов сульфита натрия. Наблюдайте изменение оранжевого цвета $K_2Cr_2O_7$ до зеленого, который имеют ионы Cr^{3+} ;

б) в пробирку, содержащую 1–2 см³ раствора сульфита натрия, добавить 1 см³ 2н раствора серной кислоты и прилить 1–2 см³ сероводородной воды. Наблюдайте помутнение раствора вследствие выделяющейся серы.

Запись данных опыта. Напишите соответствующие окислительно-восстановительные реакции. Укажите, какие свойства проявляет сернистая кислота в том и ином случае. Почему?

Опыт 3. Взаимодействие серной кислоты с металлами.

А. Взаимодействие разбавленной серной кислоты с металлами.

Выполнение опыта. В четыре пробирки налейте по 2–3 см³ 2н серной кислоты и поместите в одну из них гранулу цинка, в другую – гранулу алюминия, в третью – кусочек железа, в четвертую – кусочек меди. В течение 2–3 мин наблюдайте, с какими металлами разбавленная серная кислота взаимодействует на холоду. Пробирки, в которых реакция не протекает, или протекает слабо, слегка нагрейте.

Б. Взаимодействие концентрированной серной кислоты с медью.

Выполнение опыта. Поместите в пробирку несколько кусочков медной стружки и добавьте 1 см³ концентрированной серной кислоты. Осторожно нагрейте нижнюю часть пробирки в пламени спиртовки. Что наблюдаете? Какой газ выделяется?

В. Взаимодействие концентрированной серной кислоты с цинком.

Выполнение опыта. Поместите в пробирку несколько кусочков цинка и добавьте 1 см³ концентрированной серной кислоты. Осторожно нагрейте нижнюю часть пробирки в пламени спиртовки. Как только начнется выделение газа, осторожно определите его по запаху. При дальнейшем нагревании наблюдайте выделение желтой мути вследствие выделения серы. К отверстию пробирки поднесите фильтровальную бумажку, смоченную раствором уксуснокислого свинца. О чем свидетельствует почернение бумажки?

Запись данных опыта. Опишите наблюдаемые явления. Напишите уравнения реакций взаимодействия концентрированной серной кислоты с медью; с цинком с образованием: а) сернистого газа; б) серы; в) сероводорода. За счет какого элемента серная кислота проявляет окислительные свойства?

РЕШЕНИЕ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

Задача 1

На восстановление 7,09 г оксида двухвалентного металла требуется 2,24 дм³ водорода (н. у.). Вычислить эквивалентную массу оксида и эквивалентную массу металла. Чему равна атомная масса металла?

Решение. Согласно закону эквивалентов, массы реагирующих друг с другом веществ m_1 и m_2 пропорциональны их эквивалентным массам:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{m_{\text{э}1}}{m_{\text{э}2}};$$

$$\frac{m_{\text{MeO}}}{m_{\text{э} \text{MeO}}} = \frac{m_{\text{H}_2}}{m_{\text{э} \text{H}_2}}.$$

Если одно из веществ находится в газообразном состоянии, то его количество измеряется в объемных единицах. Мольный объем любого газа при н. у. равен 22,4 дм³. Эквивалентный объем водорода, молекула которого состоит из двух атомов, равен

$$22,4 \text{ дм}^3 : 2 = 11,2 \text{ дм}^3.$$

Поэтому

$$\frac{m_{\text{MeO}}}{m_{\text{э} \text{MeO}}} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_{\text{э} \text{H}_2}},$$

$$\frac{7,09}{m_{\text{э} \text{MeO}}} = \frac{2,24 \text{ дм}^3}{11,2 \text{ дм}^3},$$

$$m_{\text{э} \text{MeO}} = \frac{7,09 \cdot 11,2}{2,24} = 35,45 \text{ г / моль}.$$

Согласно закону эквивалентов:

$$m_{\text{э} \text{MeO}} = m_{\text{э} \text{Me}} + m_{\text{э} \text{O}_2},$$

$$m_{\text{э} \text{Me}} = m_{\text{э} \text{MeO}} - m_{\text{э} \text{O}_2} = 35,45 - 8 = 27,45 \text{ г / моль},$$

$$m_{\text{э} \text{Me}} = \frac{A}{B},$$

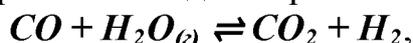
где A – мольная масса металла; B – валентность металла.

$$A = m_{\text{э} \text{Me}} \times B = 27,45 \times 2 = 54,9 \text{ г / моль}.$$

Так как атомная масса в а.е.м. численно равна мольной массе, выраженной в г/моль, то искомая масса металла 54,9 а.е.м.

Задача 2

Вычислить константу равновесия для обратимой реакции



исходя из того, что при состоянии равновесия $[CO] = 0,004$ моль/дм³, $[H_2O_{(g)}] = 0,064$ моль/дм³, $[CO_2] = [H_2] = 0,016$ моль/дм³.

Решение. Запишем выражение для вычисления константы равновесия:

$$K = \frac{[CO_2] \cdot [H_2]}{[CO] \cdot [H_2O]};$$

$$K = \frac{0,016 \cdot 0,016}{0,004 \cdot 0,064} = 1.$$

Задача 3

Какой объем воды необходимо прибавить к 200 см³ 30 %-ного (по массе) раствора $NaOH$ ($\rho = 1,33$ г/см³) для получения 10 %-ного раствора щелочи?

Решение. Масса 200 см³ раствора $NaOH$ равна $200 \cdot 1,33 = 266$ г. В этом растворе содержится 30 % $NaOH$, т.е. $266 \cdot 0,3 = 79,8$ г. По условию задачи эта масса составит 10 % от общей массы разбавленного раствора. Масса полученного раствора $(79,8/10) \cdot 100 = 798$ г. Следовательно, к исходному раствору необходимо прибавить $798 - 266 = 532$ г воды.

Задача 4

Найти моляльность, молярную концентрацию эквивалента и молярность 15 %-ного (по массе) раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,10$ г/см³).

Решение. Для вычисления моляльности найдем массу серной кислоты, приходящей на 1000 г воды:

$$1000 : 85 = x : 15; \quad x = 15 \cdot 1000/85 = 176,5 \text{ г.}$$

Мольная масса H_2SO_4 равна 98 г/моль; следовательно

$$C_m = 176,5/98 = 1,80 \text{ моль/кг } H_2O.$$

Для расчета молярной концентрации эквивалента и молярности раствора найдем массу серной кислоты, содержащуюся в 1000 см³,

т. е. в $1000 \cdot 1,1 = 1100$ г раствора:

$$1100 : 100 = y : 15 \quad y = 1100 \cdot 15/100 = 165 \text{ г.}$$

Эквивалентная масса серной кислоты равна 49 г/моль. Следовательно

$$C_m = 165/49 = 3,37 \text{ моль/дм}^3; \quad C_n = 165/98 = 1,68 \text{ моль/дм}^3.$$

Задача 5

Вычислить концентрацию ионов водорода в 0,1М растворе хлорноватистой кислоты HOCl ($K = 5 \cdot 10^{-8}$).

Решение. Найдем степень диссоциации HOCl :

$$\alpha = \sqrt{K/C_M} = \sqrt{5 \times 10^{-8} / 0,1} = 7 \times 10^{-4},$$

$$[\text{H}^+] = \alpha \times C_M = 7 \times 10^{-4} \times 0,1 = 7 \times 10^{-5} \text{ моль / дм}^3.$$

Задачу можно решить другим способом, воспользовавшись соотношением

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K \times C}.$$

Тогда

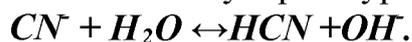
$$[\text{H}^+] = \sqrt{5 \times 10^{-8} \times 0,1} = 7 \times 10^{-5} \text{ моль / дм}^3.$$

Задача 6

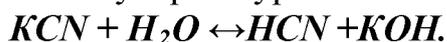
Составить ионно-молекулярные и молекулярное уравнение гидролиза цианида калия. Определить реакцию (рН) раствора соли.

Решение. Цианид калия KCN – соль слабой одноосновной кислоты и сильного основания. При растворении в воде молекулы KCN полностью диссоциируют на катионы K^+ и анионы CN^- . Ионы K^+ не могут связывать ионы OH^- , которые образуются при диссоциации воды, так как KOH – сильное основание (степень диссоциации равна 1). Анионы CN^- связывают катионы H^+ , образуя слабодиссоциированные молекулы синильной кислоты HCN ($K_{\text{дисс.}} = 7,2 \cdot 10^{-2}$).

Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



Молекулярное уравнение



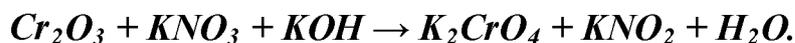
В результате гидролиза появляется избыток ионов OH^- , что дает щелочную реакцию среды ($\text{pH} > 7$).

Задача 7

Составить электронные уравнения и указать, какой процесс – окисления или восстановления – происходит при следующих превращениях:



На основании электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительных реакций, укажите окислитель и восстановитель:

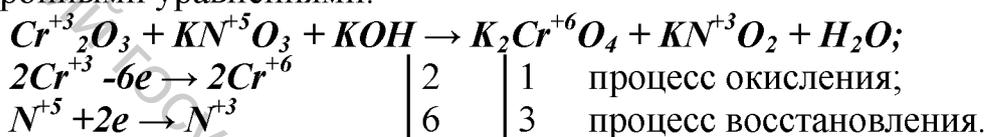


Решение. Окисление – процесс отдачи электронов, при котором степень окисления элемента повышается, а восстановление – процесс присоединения

электронов, приводящий к понижению степени окисления. Вещество, в состав которого входит окисляющий элемент, называется восстановителем, а вещество, в состав которого входит восстанавливающий элемент, называется окислителем.

- а) $H_2^0 - 2e \rightarrow 2H^+$ – процесс окисления;
 б) $Fe^{+2} - e \rightarrow Fe^{+3}$ – процесс окисления;
 в) $Cl^0 - 5e \rightarrow Cl^5$ – процесс окисления;
 г) $Mn^{+7} + e \rightarrow Mn^{+6}$ – процесс восстановления.

Для определения коэффициентов в окислительно-восстановительном уравнении определим элементы, меняющие степени окисления, и отразим это электронными уравнениями:



Общее число электронов, отданных восстановлением, должно быть равно числу электронов, которое присоединяет окислитель. Коэффициенты перед веществами, не меняющими степень окисления, находим методом подбора.



Задача 8

Составить схему гальванического элемента, содержащего электроды Cd^{2+}/Cd и Cu^{2+}/Cu . Вычислить э.д.с. (E) гальванического элемента, если $[Cd^{2+}] = 1$ моль/дм³, $[Cu^{2+}] = 0,01$ моль/дм³. Записать уравнения процессов, происходящих на электродах.

Решение. Стандартные потенциалы электродов:

$$\varepsilon_{Cd^{2+}/Cd}^0 = -0,40B;$$

$$\varepsilon_{Cu^{2+}/Cu}^0 = +0,34B.$$

Схема гальванического элемента:



$$E = \varepsilon_{Cu^{2+}/Cu} - \varepsilon_{Cd^{2+}/Cd}.$$

При концентрации ионов $[Cd^{2+}] = 1$ моль/дм³ $\varepsilon_{Cd^{2+}/Cd}$ равен стандартному электродному потенциалу кадмия, т. е. -0,4 В.

Электродные потенциалы рассчитываются по формуле Нернста:

$$\varepsilon = \varepsilon^0 + (0,058/z) \cdot \lg[Me^{z+}],$$

где ε^0 – стандартный электродный потенциал металла;

z – заряд иона металла;

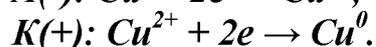
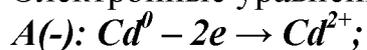
$[Me^{z+}]$ – концентрация ионов металла, моль/дм³.

$$\varepsilon_{Cu^{2+}/Cu} = 0,34 + (0,058/2) \cdot \lg 10^{-2} = 0,282B.$$

$$\varepsilon_{Cd^{2+}/Cd} = -0,40 + (0,058/2) \cdot \lg 1 = -0,40B.$$

$$E = 0,282 - (-0,40) = 0,682B.$$

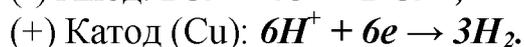
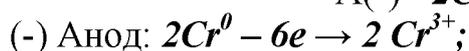
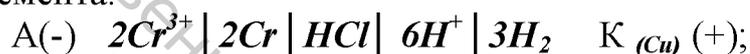
Электронные уравнения процессов, происходящих на электродах,



Задача 9

Хром находится в контакте с медью. Какой металл будет окисляться при коррозии, если эта пара металлов попадет в кислую среду (HCl)? Составить схему образующегося при этом гальванического элемента.

Решение. Исходя из положения металлов в ряду напряжений, находим, что хром является более активным металлом ($\varepsilon_{Cr^{3+}/Cr}^0 = -0,74B$) и в образующейся гальванической паре будет анодом. Медь является катодом ($\varepsilon_{Cu^{2+}/Cu}^0 = 0,337B$). Хромовый анод растворяется, а на медном катоде выделяется водород. Схема гальванического элемента:



Задача 10

Ток силой 6 А пропускали через водный раствор серной кислоты в течение 1,5 ч. Вычислить массу разложившейся воды и объем выделившихся кислорода и водорода (условия нормальные).

Решение. Массу разложившейся воды находим из уравнения закона Фарадея, учитывая, что эквивалентная масса воды:

$$m_{H_2O} = \frac{M}{2} = \frac{18}{2} = 9g / \text{моль};$$

$$m_{H_2O} = I \times t \times m_0 / F = 9g / \text{моль} \times 5400c \times 6A / 96500Kл = 3,02g.$$

Объемы выделившихся газов рассчитываем по уравнению

$$V = I \cdot t \cdot V_0 / F,$$

где V_0 – эквивалентный объем газа, $dm^3/\text{моль}$.

Поскольку при нормальных условиях эквивалентный объем водорода равен $11,2 dm^3/\text{моль}$, а кислорода – $5,6 dm^3/\text{моль}$, то

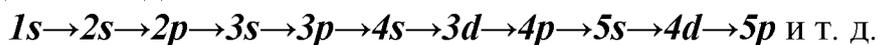
$$V_{H_2} = \frac{11,2 \times 6 \times 5400}{96500} = 3,76dm^3;$$

$$V_{O_2} = \frac{5,6 \times 6 \times 5400}{96500} = 1,88dm^3.$$

Задача 11

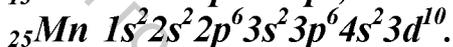
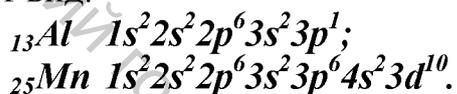
Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 13 и 25. К какому электронному семейству относятся элементы?

Решение. Заполнение энергетических уровней и подуровней идет в следующей последовательности:



Максимальное число электронов, находящееся на подуровне: $s^2 p^6 d^{10}$.

Так как число электронов равно его порядковому номеру в таблице Д.И. Менделеева, то для элементов № 13 (*Al*) и № 25 (*Mn*) электронные формулы имеют вид:



У атома алюминия не заполнен *p*-подуровень, поэтому алюминий относится к *p*-элементам. У атома марганца не заполнен *d*-подуровень, поэтому марганец относится к *d*-элементам.

Задача 12

Вычислить заряды следующих комплексных ионов, образованных хромом(III): а) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]$; б) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]$; в) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{SO}_4)_2]$.

Решение. Заряд иона хрома(III) принимаем равным +3, заряд молекулы воды равен нулю, заряды хлорид- и сульфат-ионов соответственно равны -1 и -2. Составляем алгебраические суммы зарядов для каждого из указанных соединений: а) $+3 + (-1) = +2$; б) $+3 + 2(-1) = +1$; в) $+3 + 2(-2) = -1$.

ЛИТЕРАТУРА

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для студ. нехим. спец. вузов / Н. Л. Глинка. – Санкт-Петербург : Химия, 2005. – 519 с.
2. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие для студ. нехим. спец. вузов / Н. Л. Глинка. – Санкт-Петербург : Химия, 2002. – 270 с.
3. Коржуков, Н. Г. Общая и неорганическая химия : учебник для студ. нехим. спец. вузов / Н. Г. Коржуков. – Москва : МИСИС, 2004. – 510 с.
4. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник для студ. нехим. спец. вузов / Н. В. Коровин. – Москва : Высшая школа, 2007. – 557 с.

периоды	I ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА							VIII			
1	1H водород 1,008						2He гелий 4,002				
2	3Li литий 6,94	4Be бериллий 9,01	5B бор 10,81	6C углерод 12,01	7N азот 14,006	8O кислород 15,9	9F фтор 18,998	10Ne неон 20,179			
3	11Na натрий 22,989	12Mg магний 24,31	13Al алюминий 26,98	14Si кремний 28,08	15P фосфор 30,973	16S сера 32,06	17Cl хлор 35,453	18Ar аргон 39,948			
4	19K калий 39,09	20Ca кальций 40,08	21Sc скандий 44,95	22Ti титан 47,90	23V ванадий 50,94	24Cr хром 51,996	25Mn марганец 54,9	26Fe железо 55,84	27Co кобальт 58,93	28Ni никель 58,70	
	29Cu медь 63,546	30Zn цинк 65,38	31Ga галлий 69,72	32Ge германий 72,5	33As мышьяк 74,92	34Se селен 78,96	35Br бром 79,904	36Kr криптон 83,80			
5	37Rb рубидий 85,46	38Sr стронций 87,6	39Y иттрий 88,905	40Zr цирконий 91,2	41Nb ниобий 92,906	42Mo молибден 95,9	43Tc технеций [97]	44Ru рутений 101,0	45Rh родий 102,90	106,4 6Pd палладий	
	47Ag серебро 107,8	48Cd кадмий 112,40	49In индий 114,82	50Sn олово 118,69	51Sb сурьма 121,7	52Te теллур 127,6	53I йод 126,9045	54Xe ксенон 131,30			
6	55Cs цезий 132,905	56Ba барий 137,34	57La* лантан 138,90	72Hf гафний 178,49	73Ta тантал 180,94	74W вольфрам 183,85	75Re рений 186,207	76Os осмий 190,2	77Ir иридий 192,22	78Pt платина 195,0	
	79Au золото [196,96]	80Hg ртуть 200,59	81Tl таллий 204,37	82Pb свинец 207,2	83Bi висмут 208,98	84Po полоний [209]	85At астат [210]	86Rn радон [222]			
7	87Fr франций [223]	88Ra радий [226]	89Ac** актиний [227]	[261] 104Rf резерфордий	105Db дубний [262]	106Sg себгоргий [263]	107Bh борий [264]	108Hs хассий [265]	[266] 109Mt мейтнерий		

• ЛАНТАНОИДЫ

58Ce церий 140,12	59Pr прозероидм 140,9077	60Nd неодим 144,24	61Pm прометий [145]	62Sm самарий 150,4	63Eu европий 151,96	64Gd гадолиний 157,25	65Tb тербий 158,9254	66Dy диспрозий 162,50	67Ho гольмий 164,9304	68Er эрбий 167,26	69Tm тулий 168,9342	70Yb иттербий 173,04	71Lu лютеций 174,97
----------------------	-----------------------------	-----------------------	------------------------	-----------------------	------------------------	--------------------------	-------------------------	--------------------------	--------------------------	----------------------	------------------------	-------------------------	------------------------

**АКТИНОИДЫ

90Th торий 232,038	91Pa протактиний [231]	92U уран 238,02	93Np нептуний [237]	94Pu плутоний [244]	95Am америций [243]	96Cm курий [247]	97Bk берклий [247]	98Cf калифорний [251]	99Es эйнштейний [254]	100Fm фермий [257]	101Md мезенштейний [258]	102No нобеллий [259]	103Lr лоуренсий [260]
-----------------------	---------------------------	--------------------	------------------------	------------------------	------------------------	---------------------	-----------------------	--------------------------	--------------------------	-----------------------	-----------------------------	-------------------------	--------------------------

Учебное издание

ХИМИЯ (общая и неорганическая)

Лабораторный практикум

Составитель:
Соколова Татьяна Николаевна

Редактор *Т.А. Осипова*
Корректор *Т.А. Осипова*
Компьютерная верстка *Т.Н. Соколова*

Подписано к печати 07.10.2019. Формат 60x90¹/₁₆. Усл. печ. листов 5,3.
Уч.- изд. листов 6,5. Тираж 25 экз. Заказ № 299.

Учреждение образование «Витебский государственный технологический университет»
210038, Витебск, Московский пр-т, 72.

Отпечатано на ризографе учреждения образования

«Витебский государственный технологический университет».

Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,
распространителя печатных изданий № 1/172 от 12 февраля 2014 г.

Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,
распространителя печатных изданий № 3/1497 от 30 мая 2017 г.