

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ

Учреждение образования
«Витебский государственный технологический университет»

ХИМИЯ

Лабораторный практикум для студентов
специальностей

1-36 01 01 «Технология машиностроения»,

1-36 01 03 «Технологическое оборудование машиностроительного производст-
ва»,

1-36 01 04 «Оборудование и технологии высокоэффективных процессов обра-
ботки материалов»

дневной формы обучения

Витебск
2013

УДК 546 (07), 678 (07)

Химия: лабораторный практикум для студентов специальностей 1-36 01 01 «Технология машиностроения», 1-36 01 03 «Технологическое оборудование машиностроительного производства», 1-36 01 04 «Оборудование и технологии высокоэффективных процессов обработки материалов» дневной формы обучения.

Витебск: Министерство образования Республики Беларусь, УО «ВГТУ», 2013.

Составители: доц. Соколова Т.Н.,
доц. Ясинская Н.Н.,
доц. Платонов А.П.

Лабораторный практикум составлен для студентов специальностей 1-36 01 01, 1-36 01 03, 1-36 01 04 дневной формы обучения.

Одобрено кафедрой химии УО «ВГТУ»
«26» марта 2013 г., протокол № 9.

Рецензент: доц. Стёпин В.Г.
Редактор: ст. преп. Дрюкова Г.Н.

Рекомендовано к опубликованию редакционно-издательским советом
УО «ВГТУ» «25» апреля 2013 г., протокол № 3.

Ответственная за выпуск: Попко Е.П.

Учреждение образования «Витебский государственный технологический университет»

Подписано к печати _____ Формат _____ Уч.-изд. лист. _____
Печать ризографическая. Тираж _____ экз. Заказ _____ Цена _____

Отпечатано на ризографе учреждения образования «Витебский государственный технологический университет».

Лицензия № 02330/0494384 от 16 марта 2009 г.

210035, Витебск, Московский проспект, 72.

СОДЕРЖАНИЕ

Методические указания	5
Тема 1. Основные законы химии	6
1.1 Теоретические вопросы к занятию	6
1.2 Индивидуальные задания	6
1.3 Лабораторная работа «Определение эквивалентной массы металла»	9
Тема 2. Скорость химических реакций. Химическая кинетика и равновесие	10
2.1 Теоретические вопросы к занятию	10
2.2 Индивидуальные задания	11
2.3 Лабораторная работа «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»	16
Тема 3. Растворы. Концентрация растворов. Растворы неэлектролитов	18
3.1 Теоретические вопросы к занятию	18
3.2 Индивидуальные задания	18
Тема 4. Растворы электролитов.	21
4.1 Теоретические вопросы к занятию	21
4.2 Индивидуальные задания	21
4.3 Лабораторная работа «Электролитическая диссоциация»	25
Тема 5. Водородный показатель. Гидролиз солей. Произведение растворимости	27
5.1 Теоретические вопросы к занятию	27
5.2 Индивидуальные задания	27
5.3 Лабораторная работа «Гидролиз солей»	30
Тема 6. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)	31
6.1 Теоретические вопросы к занятию	31
6.2 Индивидуальные задания	31
6.3 Лабораторная работа «Окислительно-восстановительные реакции»	35
Тема 7. Гальванический элемент	36
7.1 Теоретические вопросы к занятию	36
7.2 Индивидуальные задания	37
7.3 Лабораторная работа «Гальванический элемент»	39
Тема 8. Коррозия металлов	40
8.1 Теоретические вопросы к занятию	40
8.2 Индивидуальные задания	41
8.3 Лабораторная работа «Коррозия металлов»	43
Тема 9. Электролиз расплавов и растворов	44
9.1 Теоретические вопросы к занятию	44

9.2 Индивидуальные задания	44
9.3 Лабораторная работа «Электролиз растворов»	46
Решение типовых задач	47
Литература	53
Приложения	54

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

1.1 Теоретические вопросы к занятию

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.

1.2 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 см^3 водорода (н. у.). Чему равна эквивалентная масса металла?
3. Масса 87 см^3 паров неизвестного вещества при $62 \text{ }^\circ\text{C}$ и $101,3 \text{ кПа}$ равна $0,240 \text{ г}$. 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 $35,5 \text{ г/моль}$.
3. Баллон емкостью 20 дм^3 содержит $2,5 \text{ кг}$ кислорода. Вычислите давление в баллоне при $20 \text{ }^\circ\text{C}$.

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 дм^3 , если температура равна $500 \text{ }^\circ\text{C}$.

Вариант 4

1. Определите значение эквивалентной массы серной кислоты в реакциях:
 $H_2SO_4 + NaOH \rightarrow NaHSO_4 + H_2O$;
 $H_2SO_4 + 2 NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2 H_2O$.

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: H₂SO₄, MgO, Al(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: K₂O, CaO, Fe₂O₃.
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: Ba(OH)₂, H₃PO₄, Fe₂(SO₄)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: SnCl₄, NaH₂PO₄, Al₂(SO₄)₃.
2. Вычислите эквивалентный объем хлора, если 0,824 г меди (II) соединяется с 291 см³ хлора (н. у.).
3. 2 г газа занимают объем 12 дм³ при температуре 25 °С и давлении 94,4 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 °С и давлении 103,7 кПа имеют массу 2,86 г и занимают объем 2,46 дм³.

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 см³ 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 дм³ 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 см³ (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 .
2. Используя закон эквивалентов, определите какой объем водорода (н. у.) выделится при растворении 1,5 кг цинка в соляной кислоте?
3. Вычислите мольную массу ацетона, если масса 500 см³ его паров при 87 °С и давлении 96 кПа равна 0,93 г.

Вариант 15

1. Чему равны эквивалентные массы металлов в оксидах, а также эквивалентные массы оксидов: BaO , Cr_2O_3 , Li_2O .
2. Какой объем при н. у. занимают $27 \cdot 10^{21}$ молекул газа.
3. Масса колбы, вместимостью 750 см³, наполненной при 27 °С кислородом, равна 83,3 г. Масса пустой колбы составляет 82,1 г. Определить давление кислорода.

1.3 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 приступить к выполнению работы.

В пробирку, держа ее наклонно, налейте 5-6 см³ 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 ~45°, 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 , см³

Уровень воды в бюретке после растворения металла, V_2 , см³

Объем выделившегося водорода, $V = V_2 - V_1$, см³

Температура, t , °С

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, °С	Давление пара, мм.рт.ст.	Температура, °С	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:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_{H_2} V}{T}; \text{ Отсюда } V_0 = \frac{P_{H_2} V T_0}{P_0 T},$$

где $T_0 = 273 \text{ K}$, $P_0 = 760 \text{ мм.рт.ст.}$

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 $V_{\text{Э}} = 11200 \text{ см}^3$ – 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

2.1 Теоретические вопросы к занятию

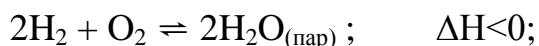
1. Химическая кинетика. Скорость химических реакций в гомогенных и гетерогенных системах. Единицы измерения скорости реакций.
2. Факторы, влияющие на скорость химической реакции: природа реагирующих веществ, концентрация (давление), температура, наличие катализатора.
3. Закон действия масс, его математическое выражение. Константа скорости реакции, ее физический смысл. Применение закона действия масс для гомогенных систем.
4. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Понятие об энергии активации и активных молекулах.
5. 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.

2.2 Индивидуальные задания

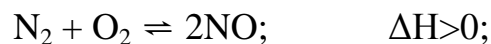
Вариант 1

- 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 сместиться равновесие при повышении температуры в системах:



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:

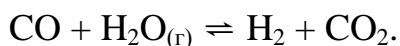
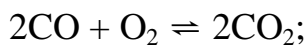
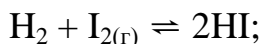


Вариант 3

- Константа скорости реакции $A_{(г)} + 2B_{(г)} \rightarrow AB_{2(г)}$ равна 0,001 дм³/моль·с. Какова скорость реакции в начальный момент, если $[A] = [B]$ и составляет 0,3 моль/дм³?
- Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры от 10 °С до 60 °С скорость реакции увеличилась в 64 раза?
- Равновесные концентрации веществ в реакции $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ составляют: $[SO_2] = 0,0002$ моль/дм³; $[O_2] = 0,004$ моль/дм³; $[SO_3] = 0,003$ моль/дм³.

Определите исходные концентрации кислорода и сернистого газа. Вычислите константу равновесия.

4. В каких системах увеличение давления вызовет смещение равновесия и в какую сторону?

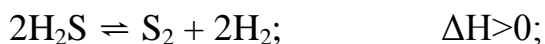


Вариант 4

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 $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + \text{CO}$ и исходные концентрации, если при равновесии концентрации веществ составили: $[\text{CO}_2] = 0,020$ моль/дм³; $[\text{H}_2] = 0,004$ моль/дм³; $[\text{CO}] = 0,015$ моль/дм³; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,015$ моль/дм³.
4. Как можно повысить процентное содержание PCl_3 в равновесной системе:
 $\text{PCl}_{5(\text{r})} \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 \quad \Delta H > 0.$

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:



- а) при понижении температуры; б) при повышении давления?

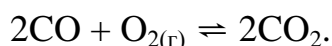
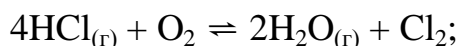
Вариант 6

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 дм³ был следующий: $\text{CO} - 11,2$ г; $\text{Cl}_2 - 14,2$ г; $\text{COCl}_2 - 19,8$ г. Определите константу равновесия реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$.

4. Действием каких факторов можно сместить равновесие указанных реакций вправо: $C_{(г)} + H_2O_{(пар)} \rightleftharpoons CO + H_2$; $\Delta H > 0$;
 $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$; $\Delta H < 0$.

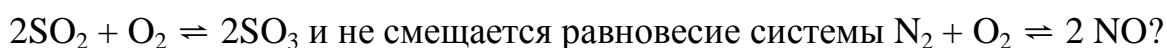
Вариант 7

1. Реакция идет по уравнению $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$. Концентрации исходных веществ до начала реакции были: $[N_2] = 0,049$ моль/дм³; $[O_2] = 0,01$ моль/дм³. Вычислите концентрацию этих веществ в момент, когда $[NO]$ стала 0,005 моль/дм³.
2. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 40 °С?
3. Вычислите константу равновесия реакции $A_{(г)} + B_{(г)} \rightleftharpoons C_{(г)}$ и исходные концентрации веществ А и В, если равновесные концентрации их были: $[A] = 0,12$ моль/дм³; $[B] = 0,24$ моль/дм³; $[C] = 0,32$ моль/дм³.
4. В какую сторону можно сместить равновесие при уменьшении объема в системах:



Вариант 8

1. Реакция идет по уравнению $H_2 + I_{2(г)} \rightleftharpoons 2HI_{(г)}$. Константа скорости этой реакции при 508 °С равна 0,16. Исходные концентрации реагирующих веществ были: $[H_2] = 0,04$ моль/дм³; $[I_2] = 0,05$ моль/дм³. Вычислите начальную скорость реакции и скорость ее, когда $[H_2] = 0,03$ моль/дм³.
2. Скорость химической реакции при повышении температуры от 40 °С до 70 °С увеличилась в 8 раз. Определите температурный коэффициент скорости.
3. Равновесие в системе $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$ установилось при следующих концентрациях: $[NO] = 0,004$ моль/дм³; $[O_2] = 0,04$ моль/дм³; $[NO_2] = 0,004$ моль/дм³. Определите константу равновесия реакции и исходные концентрации O_2 и NO .
4. Почему при изменении давления смещается равновесие системы



Вариант 9

1. Реакция идет по уравнению $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$. Исходные концентрации реагирующих веществ были: $[NO] = 0,03$ моль/дм³; $[O_2] = 0,05$ 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°C , 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) $\text{CO}_{2(\text{r})} + \text{C}_{(\text{т})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{r})}$; б) $\text{CaCO}_{3(\text{т})} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{r})}$?

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°C ?
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:

$$\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_{2(\text{r})}; \quad \Delta\text{H} < 0;$$

$$\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{т})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{r})} + \text{HCl}_{(\text{r})}; \quad \Delta\text{H} > 0.$$

Вариант 12

1. Реакция идет по уравнению: $4\text{HCl}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 2\text{Cl}_{2(\text{r})}$. 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°C до 100°C 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



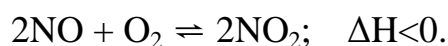
Вариант 13

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 $\text{H}_2 + \text{I}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(\text{г})}$ 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 NO_2 в системе



Вариант 14

1. Как изменятся скорости прямой и обратной реакций $4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{Cl}_{2(\text{г})}$, 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 NO_2 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 °С скорость некоторой реакции увеличилась в 3 раза. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции при повышении температуры от 30 и до 80 °С?

3. Определить константу равновесия и исходные концентрации азота и водорода, если при наступлении равновесия системы $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ концен-

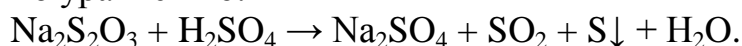
трации веществ были: $[N_2] - 0,5$ моль/дм³; $[H_2] - 0,3$ моль/дм³; $[NH_3] - 2$ моль/дм³.

4. В каком направлении сместится равновесие следующих обратимых реакций:
 а) $2NH_3 \rightleftharpoons N_2 + 3H_2$ и б) $3Fe_2O_3 + H_2 \rightleftharpoons H_2O_{(пар)} + 2Fe_3O_4$ при увеличении давления?

2.3 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 см³ 0,15М Na₂S₂O₃ и 2 см³ 0,5н H₂SO₄. 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 Na ₂ S ₂ O ₃ , см ³	Объем H ₂ O, см ³	Объем раствора H ₂ SO ₄ , см ³	Условная концентрация раствора Na ₂ S ₂ 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 см³ 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.

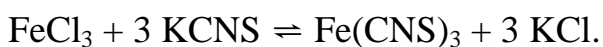
№ проб	Объем раствора Na ₂ S ₂ O ₃ , см ³	Объем раствора H ₂ SO ₄ , см ³	Температура опыта, °С	Время течения реакции, с	Скорость реакции $\frac{1}{t}$, у. е.
1	2	2			
2	2	2			
3	2	2			

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. Запишите 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

3.1 Теоретические вопросы к занятию

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.

3.2 Индивидуальные задания

Вариант 1

1. Определите концентрации: молярную, моляльную и молярную концентрацию эквивалента 19,8 %-ного раствора сульфата магния, плотность которого $1,215 \text{ г/см}^3$.
2. Давление пара воды при $55 \text{ }^\circ\text{C}$ 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 $36,13 \text{ }^\circ\text{C}$. Температура кипения эфира $35,6 \text{ }^\circ\text{C}$, эбулиоскопическая константа $2,12$. Вычислите мольную массу растворенного вещества.

Вариант 2

1. Сколько $80 \text{ } \%$ -ного раствора серной кислоты (плотность $1,72 \text{ г/см}^3$) нужно взять для приготовления 500 см^3 2 н раствора?
2. Давление пара воды при $25 \text{ }^\circ\text{C}$ составляет $3,14 \text{ кПа}$. Вычислите для той же температуры давление пара раствора, в 450 г которого содержится 90 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
3. При $0 \text{ }^\circ\text{C}$ осмотическое давление раствора, содержащего $0,046 \text{ г}$ растворенного вещества в 100 см^3 раствора, равно $11,345 \text{ кПа}$. Вычислите мольную массу растворенного вещества.

Вариант 3

1. Определите молярность, моляльность и молярную концентрацию эквивалента $40 \text{ } \%$ -ного раствора гидроксида натрия плотностью $1,4 \text{ г/см}^3$.

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 молярную 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 молярная 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 молярную 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 молярную 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 молярную 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 °С. Вычислите молярную массу антрацена, если температура кипения уксусной кислоты 118,4 °С, а эбулиоскопическая константа ее равна 3,1°.

Вариант 12

1. Вычислите молярную концентрацию эквивалента, молярную и моляльную концентрации 20 %-ного раствора хлорида цинка (плотность 1,186 г/см³).
2. Вычислите осмотическое давление 4 %-ного раствора сахара C₁₂H₂₂O₁₁ при 20 °С, если плотность раствора равна 1,014 г/см³.
3. Раствор, содержащий 6,15 г растворенного вещества в 150 г воды, замерзает при -0,93 °С. Определите молярную массу растворенного вещества.

Вариант 13

1. Рассчитайте молярность, моляльность и молярную концентрацию эквивалента 16 %-ного раствора сульфата меди плотностью 1,8 г/см³.
2. Сколько граммов глюкозы C₆H₁₂O₆ содержится в 200 см³ раствора, осмотическое давление которого при 37 °С равно 810,4 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

4.1 Теоретические вопросы к занятию

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.

4.2. Индивидуальные задания

Вариант 1

1. Степень диссоциации фосфорной кислоты по первой ступени в $0,1\text{M}$ 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.

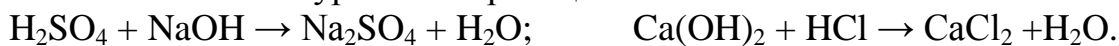
3. Закончите уравнения реакций, написав их в молекулярной и ионной форме :
 $\text{NH}_4\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$; $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.

Вариант 5

1. Вычислите степень диссоциации 0,01М 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:



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:



Вариант 7

1. Определите степень диссоциации и концентрацию ионов водорода в 0,1М растворе H_2S (диссоциацией по второй ступени пренебечь).
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 0,02М 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 0,1М 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 Na_2CO_3 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 HNO_2 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 молярную концентрацию бинарного электролита, если его водный раствор начинает замерзать при температуре $-0,298\text{ }^\circ\text{C}$, 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 NH_4OH и 1М NH_4Cl .
2. В 500 см^3 воды растворили 0,71 г Na_2SO_4 . 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 см^3 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 NH_4Cl . 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 $18\text{ }^\circ\text{C}$ равна $1,8 \cdot 10^{-4}$. Найти степень диссоциации HCOOH при данной температуре и концентрацию ионов H^+ в 0,04н растворе.
2. При $0\text{ }^\circ\text{C}$ осмотическое давление 0,1н раствора карбоната калия равно 272,6 кПа. Определить кажущуюся степень диссоциации K_2CO_3 .
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	4·10 ⁻⁴	3,40
Аммоний гидроксид	NH ₄ OH	1,8·10 ⁻⁵	4,75
Муравьиная кислота	HCOOH	1,8·10 ⁻⁴	3,74
Сероводородная кислота	H ₂ S	K ₁ =6·10 ⁻⁸	7,22
		K ₂ =1·10 ⁻¹⁴	14,0
Уксусная кислота	CH ₃ COOH	1,8·10 ⁻⁵	4,75
Хлорноватистая кислота	HOCl	5·10 ⁻⁸	7,30
Синильная кислота	HCN	7,9·10 ⁻¹⁰	9,10
Ортофосфорная кислота	H ₃ PO ₄	K ₁ =7,5·10 ⁻³	2,12
		K ₂ =6,3·10 ⁻⁸	7,20
		K ₃ =1,3·10 ⁻¹²	11,89

4.3 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

5.1 Теоретические вопросы к занятию

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.

5.2 Индивидуальные задания

Вариант 1

1. Во сколько раз концентрация гидроксид-ионов в растворе с $\text{pH} = 12$ больше концентрации ионов водорода?
2. Укажите реакцию среды в растворах солей: CrCl_3 , Na_2S , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза этих солей.
3. $\text{PP}(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = 7,7 \cdot 10^{-5}$. Образуется ли осадок, если к 0,02М раствору AgNO_3 прибавить равный объем 1М раствора серной кислоты?

Вариант 2

1. Вычислите pH 0,1М раствора соляной кислоты, считая ее диссоциацию полной.
2. Укажите реакцию среды в растворах солей: K_3PO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, 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 PP этой соли.

Вариант 3

1. Вычислите pH 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. $\text{PP}(\text{BaC}_2\text{O}_4) = 1,62 \cdot 10^{-7}$. Вычислите растворимость этой соли в воде.

Вариант 4

1. Вычислите pH 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. $\text{PP}(\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$.

Вариант 5

1. Определите pH 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. $\text{PP}(\text{AgCl}) = 1,6 \cdot 10^{-10}$. Выпадет ли осадок, если смешать 20 см³ 0,1М раствора KCl с 5 см³ 0,001М раствора AgNO_3 ?

Вариант 6

1. Как изменится pH 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? $\text{PP}(\text{CaSO}_4) = 6 \cdot 10^{-5}$.

Вариант 7

1. Сколько воды следует добавить к 200 см³ соляной кислоты с 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. $\text{PP}(\text{CuS}) = 4 \cdot 10^{-38}$. Сколько дм³ воды понадобилось бы для растворения 1 г сульфида меди?

Вариант 8

1. Вычислите pH растворов, в которых концентрация ионов OH^- (моль/дм³) 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 дм³ воды понадобилось бы для растворения 1 г карбоната бария? $\text{PP}(\text{BaCO}_3) = 1,9 \cdot 10^{-9}$.

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/дм³ при 20 °С. Вычислите $\text{PP}(\text{Fe}(\text{OH})_3)$.

Вариант 10

1. Вычислите pH 3,12 %-ного раствора соляной кислоты ($\rho = 1,015$ г/см³), 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 молекулярные и ионные 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°C равна $6,15 \cdot 10^{-12}$. Вычислить растворимость этой соли в моль/ дм^3 .

Вариант 13

1. К 500 см^3 воды добавили 20 см^3 $0,1\text{M}$ раствора соляной кислоты. Найти pH полученного раствора (диссоциацию кислоты считать полной).
2. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$; NaHS ; NaNO_2 . Укажите pH среды.
3. Вычислите ПР иодида свинца, если известно, что при некоторой температуре в 100 г воды растворяется $0,058 \text{ г}$ соли.

Вариант 14

1. Вычислить pH $0,1\text{н}$ раствора HCN , если степень диссоциации ее равна $0,01\%$.
2. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: K_2HPO_4 ; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; ZnCl_2 . Укажите pH среды.
3. $\text{ПР}(\text{ZnS}) = 1,6 \cdot 10^{-24}$; $\text{ПР}(\text{CdS}) = 7,9 \cdot 10^{-27}$. При растворении какой из указанных солей создается в растворе большая концентрация ионов S^{2-} и во сколько раз?

Вариант 15

1. Рассчитать концентрацию ионов H^+ и pH в растворе, если концентрация OH^- ионов равна 10^{-8} моль/ дм^3 .
2. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: SnCl_2 ; $(\text{Li})_2\text{CO}_3$; $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$. Укажите pH среды.
3. В 100 см^3 насыщенного раствора сульфата бария при комнатной температуре содержится $2,45 \cdot 10^{-4} \text{ г}$ BaSO_4 . Вычислить ПР(BaSO_4).

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

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

5.3 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 1/2 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 $\frac{1}{2}$ 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. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ (ОВР).

6.1 Теоретические вопросы к занятию

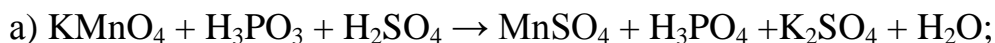
1. Степень окисления элементов в соединениях. Компоненты ОВР: восстановитель, окислитель, среда. Процессы окисления-восстановления.
2. Окислительные и восстановительные свойства простых веществ и химических соединений. Важнейшие окислители и восстановители.
3. Типы окислительно-восстановительных реакций.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

6.2 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.

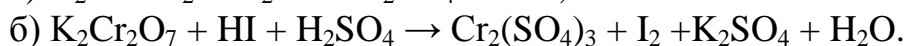
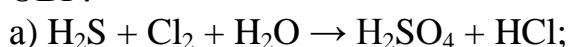
2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:



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.

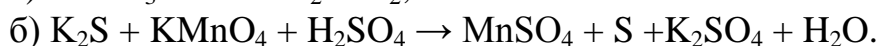
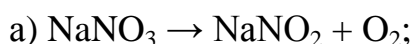
2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:



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?

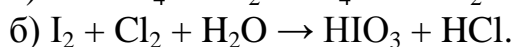
2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:



Вариант 4

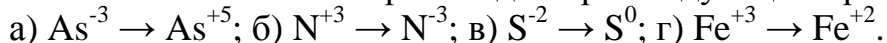
1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) HI и H_2S ; б) H_2S и H_2SO_3 ; в) H_2SO_3 и HClO_4 . Почему?

2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:

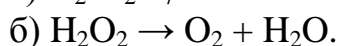


Вариант 5

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



2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:



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} ; Г. 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} ; Tl^{+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) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{Ca(NO}_2)_2 + \text{Ca(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{HClO}_3 \rightarrow \text{HClO}_4 + \text{Cl}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

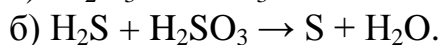
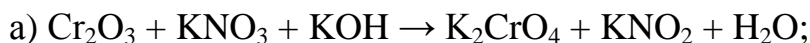
Вариант 9

1. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс – окисления или восстановления – происходит при следующих превращениях:
а) $\text{S}^0 \rightarrow \text{S}^{+6}$; б) $\text{S}^0 \rightarrow \text{S}^{-2}$; в) $\text{K}^0 \rightarrow \text{K}^{+1}$; г) $2\text{Br}^{-1} \rightarrow \text{Br}_2^0$.
2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:
а) $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu(NO}_2)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{KOH} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{KBrO}_3 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$.

Вариант 10

1. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс – окисления или восстановления – происходит при следующих превращениях:
а) $\text{H}_2^0 \rightarrow 2\text{H}^{+1}$; б) $\text{V}^{+2} \rightarrow \text{V}^{+5}$; в) $\text{I}_2^0 \rightarrow 2 \text{I}^{+5}$; г) $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+6}$.

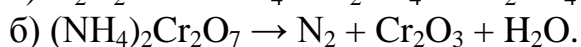
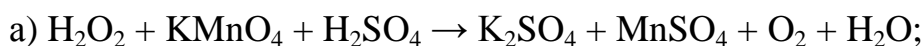
2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:



Вариант 11

1. Определите степень окисления хрома в следующих соединениях: K_2CrO_4 , Cr_2O_3 , $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$. Какие из этих соединений могут быть только окислителями и почему?

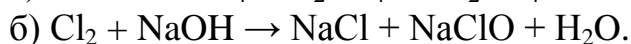
2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:



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 , $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Какие из этих соединений могут быть только восстановителями и почему?

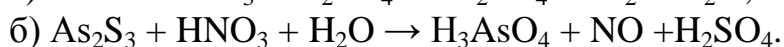
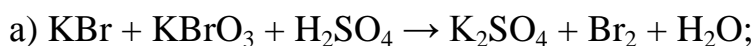
2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:



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?

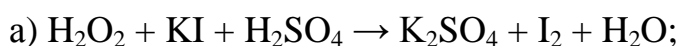
2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:



Вариант 14

1. 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 .

2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:



Вариант 15

1. 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 .
2. На основании электронного баланса уравняйте окислительно-восстановительные реакции, укажите окислитель и восстановитель, тип ОВР:
 - а) $\text{NaCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

6.3 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 растворимыми 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 см³ раствора KI , прилейте 1-2 см³ 2н раствора H_2SO_4 и добавьте 1-2 см³ 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 см³ раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ прилейте 1-2 см³ 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 см³ раствора KI прилейте 1-2 см³ 2н раствора H₂SO₄, добавьте несколько капель раствора KNO₂. Отметьте происходящие изменения.

2. К 1-2 см³ раствора KMnO₄ прилейте 1-2 см³ 2н раствора серной кислоты и 1-2 см³ раствора KNO₂. Отметьте происходящие изменения.

Запись данных опыта. Напишите соответствующие окислительно-восстановительные уравнения реакций. Укажите, что является восстановителем и окислителем. Сделайте вывод, почему KNO₂ обладает окислительно-восстановительной двойственностью?

Тема 7. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ

7.1 Теоретические вопросы к занятию

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 Zn^{2+} (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 1М 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 1М растворы 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 $-1,23$ В. Вычислите концентрацию ионов Mn^{2+} .

7.3 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 8. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

8.1 Теоретические вопросы к занятию

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).

8.2 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.

8.3 Лабораторная работа «КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ»

Опыт 1. Электрохимическая коррозия железа .

Выполнение опыта.

Качественная реакция на ионы Fe^{2+} .

В пробирку налейте 5 см³ дистиллированной воды, прибавьте по 1 см³ 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 см³ дистиллированной воды и добавьте по 1 см³ 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 см³ 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 см³ 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 9. ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСПЛАВОВ И РАСТВОРОВ

9.1 Теоретические вопросы к занятию

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.

9.2 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 5А через раствор электролита за 2 часа 2 мин 2 сек 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 см³ 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) CuSO₄ и KCl; б) NiSO₄ 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 сек на аноде выделилось 0,799 г брома.

Вариант 10

1. Составьте схему электролиза расплавов веществ, протекающих с инертными электродами: а) NiCl₂, б) NaOH.
2. Какое количество гидроксида натрия образовалось у катода, если на катоде выделилось 5,6 дм³ водорода (н. у.).

Вариант 11

1. Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах, при электролизе водных растворов: а) BaCl₂; б) Pb(NO₃)₂ с угольными электродами.
2. Рассчитайте объем дм³ 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 сек, если на катоде выделилось 1 дм³ 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.

9.3 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?

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:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{m_{э1}}{m_{э2}};$$

$$\frac{m_{MeO}}{m_{эMeO}} = \frac{m_{H_2}}{m_{эH_2}}.$$

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

$$\frac{m_{MeO}}{m_{\text{э}MeO}} = \frac{V_{H_2}}{V_{\text{э}H_2}},$$

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

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

Согласно закону эквивалентов:

$$m_{\text{э}MeO} = m_{\text{э}Me} + m_{\text{э}O_2},$$

$$m_{\text{э}Me} = m_{\text{э}MeO} - m_{\text{э}O_2} = 35,45 - 8 = 27,45 \text{ г / моль},$$

$$m_{\text{э}Me} = \frac{A}{B},$$

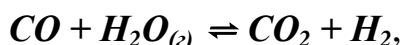
где A – мольная масса металла; B – валентность металла.

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

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, $[H_2O_{(г)}] = 0,064$ 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:

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

Молярная масса H_2SO_4 равна 98 г/моль; следовательно

$$C_m = 176,5/98 = 1,80 \text{ моль/кг } \text{H}_2\text{O}.$$

Для расчета молярной концентрации эквивалента и молярности раствора найдем массу серной кислоты, содержащуюся в 1000 см^3 ,

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

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

Эквивалентная масса серной кислоты равна 49 г/моль. Следовательно

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

Задача 5

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

Решение. Найдем степень диссоциации HOCl :

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C_m}} = \sqrt{\frac{5 \times 10^{-8}}{0,1}} = 7 \cdot 10^{-4}$$

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

Задачу можно решить другим способом, воспользовавшись соотношением

$$[H^+] = \sqrt{C_m K}$$

Тогда

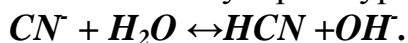
$$[H^+] = \sqrt{10^{-7} \times 0,1} = 7 \cdot 10^{-5} \text{ моль/дм}^3$$

Задача 6

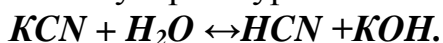
Составить ионно-молекулярные и молекулярное уравнение гидролиза цианида калия. Определить реакцию (рН) раствора соли.

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:



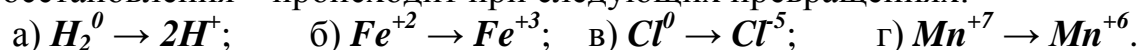
Молекулярное уравнение



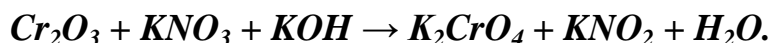
В результате гидролиза появляется избыток ионов OH^- , что дает щелочную реакцию среды ($\text{pH} > 7$).

Задача 7

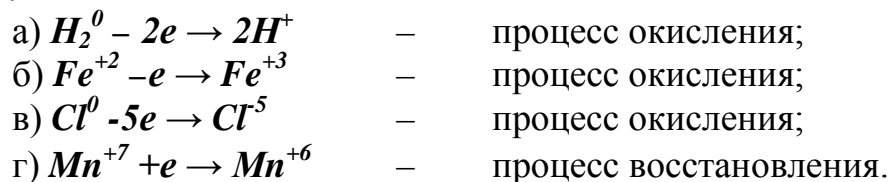
Составить электронные уравнения и указать, какой процесс – окисления или восстановления – происходит при следующих превращениях:



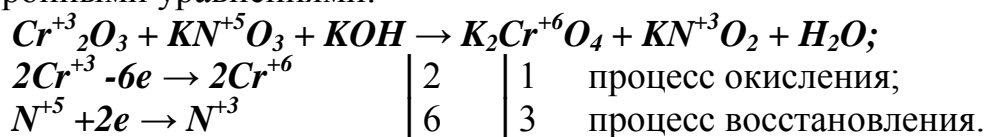
На основании электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительных реакций, укажите окислитель и восстановитель:



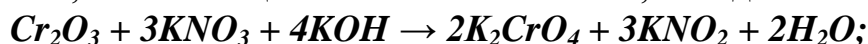
Решение. Окисление – процесс отдачи электронов, при котором степень окисления элемента повышается, а восстановление – процесс присоединения электронов, приводящий к понижению степени окисления. Вещество, в состав которого входит окисляющий элемент, называется восстановителем, а вещество, в состав которого входит восстанавливающий элемент, называется окислителем.



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.



Cr_2O_3 – восстановитель, KNO_3 – окислитель.

Задача 8

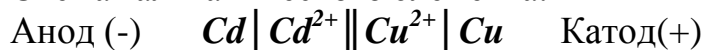
Составить схему гальванического элемента, содержащего электроды Cd^{2+}/Cd и Cu^{2+}/Cu . Вычислить э.д.с. (E) гальванического элемента, если $[Cd^{2+}] = 1$ моль/дм³, $[Cu^{2+}] = 0,01$ моль/дм³. Записать уравнения процессов, происходящих на электродах.

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;

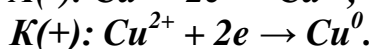
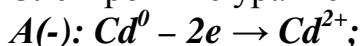
$[Me^{z+}]$ – концентрация ионов металла, моль/дм³.

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

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

$$E = 0,282 - (-0,40) = 0,682 В.$$

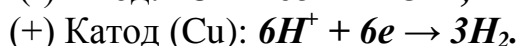
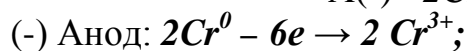
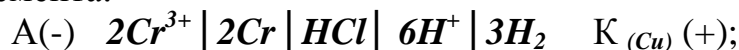
Электронные уравнения процессов, происходящих на электродах,



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 ($\varepsilon_{Cr^{3+}/Cr}^0 = -0,74 В$) и в образующейся гальванической паре будет анодом. Медь является катодом ($\varepsilon_{Cu^{2+}/Cu}^0 = 0,337 В$). 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:

$$m_{H_2O} = \frac{M}{z} \cdot \frac{18}{2} = 9$$

$$m_{H_2O} = I \times t \times m // \text{моль} = 6 \times 5400 \times 6 \times 60 \times 60 / 96500 \text{ Кл} = 3,02 \text{ г}.$$

Объемы выделившихся газов рассчитываем по уравнению

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

где V_g – эквивалентный объем газа, дм³/моль.

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

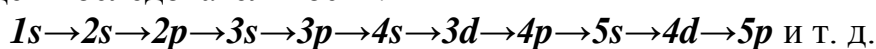
$$V_{\text{H}_2} = \frac{11,2 \times 6 \times 5400}{96500} = 3,76 \text{ }^3$$

$$V_{\text{O}_2} = \frac{5,6 \times 6 \times 5400}{96500} = 1,88 \text{ }^3$$

Задача 11

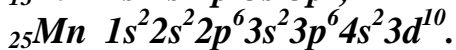
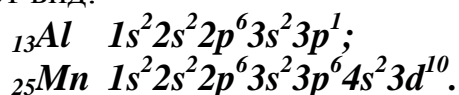
Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 13 и 25. К какому электронному семейству относятся элементы?

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.

ПРИЛОЖЕНИЯ

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА						
II	III	IV	V	VI	VII	
4Be бериллий 9,01	5B бор 10,81	6C углерод 12,01	7N азот 14,006	8O кислород 15,9	9F фтор 18,998	2He гелий 4,002
12Mg магний 24,31	13Al алюминий 26,98	14Si кремний 28,08	15P фосфор 30,973	16S сера 32,06	17Cl хлор 35,453	10Ne неон 20,179
20Ca кальций 40,08	21Sc скандий 44,95	22Ti титан 47,90	23V ванадий 50,94	24Cr хром 51,996	25Mn марганец 54,9	18Ar аргон 39,948
30Zn цинк 65,38	31Ga галлий 69,72	32Ge германий 72,5	33As мышьяк 74,92	34Se селен 78,96	35Br бром 79,904	26Fe железо 55,84 - коба
38Sr стронций 87,6	39Y иттрий 88,905	40Zr цирконий 91,2	41Nb ниобий 92,906	42Mo молибден 95,9	43Tc технеций [97]	36Kr криптон 83,80
48Cd кадмий 112,40	49In индий 114,82	50Sn олово 118,69	51Sb сурьма 121,7	52Te теллур 127,6	53I йод 126,9045	44Ru рутений 101,0
56Ba барий 137,34	57La лаванган 138,90	72Hf гафний 178,49	73Ta тантал 180,94	74W вольфрам 183,84	75Re рений 186,207	54Xe ксенон 131,30
80Hg ртуть 200,59	81Tl таллий 204,37	82Pb свинец 207,2	83Bi висмут 208,98	84Po полоний [209]	85At астат [210]	76Os осмий 190,2
88Ra радий [226]	89Ac** актиний [227]	104Rf резерфордий [261]	105Db дубний [262]	106Sg сигборгидий [263]	107Bh борий [264]	86Rn радон [222]
* ЛАНТОНОИДЫ						
61Pm прометий [145]	62Sm самарий 150,4	63Eu европий 151,96	64Gd гадолиний 157,25	65Tb тербий 158,9254	66Dy диспрозий 162,50	69Tm тулий 168,9342
93Np нептуний [237]	94Pu плутоний [244]	95Am амерций [243]	96Cm курий [247]	97Bk берклий [247]	98Cf калфорний [251]	101Md менделеевий [258]
** АКТИНОИДЫ						
99Es эйнштейний [254]	100Fm фермий [257]	98Cf калфорний [251]	99Es эйнштейний [254]	100Fm фермий [257]	101Md менделеевий [258]	

Растворимость солей, кислот и оснований в воде

Анионы	Na^+	K^+	Ca^{2+}	Ba^{2+}	NH_4^+	Cu^{2+}	Ag^+	Mg^{2+}	Zn^{2+}
	Cl^-	р	р	р	р	р	р	н	р
Br^-	р	р	р	р	р	р	н	р	р
I^-	р	р	р	р	р	-	н	р	р
NO_3^-	р	р	р	р	р	р	р	р	р
SO_4^{2-}	р	р	м	н	р	р	м	м	р
CH_3COO^-	р	р	р	р	р	р	р	р	р
S^{2-}	р	р	м	-	р	н	н	н	н
SO_3^{2-}	р	р	н	н	р	н	н	н	н
CO_3^{2-}	р	р	н	н	р	-	н	н	н
SiO_3^{2-}	р	р	н	н	-	-	-	-	н
CrO_4^{2-}	р	р	м	н	р	р	н	н	н
PO_4^{3-}	р	р	н	н	р	р	н	н	н
OH^-	р	р	м	р	р	р	-	-	н