

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Лужанин Владимир Александрович
Должность: Ректор
Дата подписания: 11.03.2025 13:59:33
Уникальный программный ключ:
d56ba45a9b6e5c64a319e2c5ae3bb211b8401f0

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Пермская государственная фармацевтическая академия»
Министерства здравоохранения Российской Федерации**

КАФЕДРА ОБЩЕЙ И ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

**МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ПРОВЕДЕНИЮ
ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ
ДЛЯ ПРЕПОДАВАТЕЛЕЙ ПО ДИСЦИПЛИНЕ**

ОП.06. Общая и неорганическая химия

33.02.01 Фармация
Среднее профессиональное образование

Составитель: профессор Михайловский А.Г.

В результате освоения дисциплины ОП.06 Общая и неорганическая химия у обучающихся должны быть:

– **сформированы знания:**

- основных понятий и законов химии;
- периодического закона и периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева, закономерностей изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам;
- общую характеристику химических элементов в связи с их положением в периодической системе;
- формы существования химических элементов, современных представлений о строении атомов;
- типов и свойств химических связей (ковалентная, ионная, водородная);
- характерных химических свойств неорганических веществ различных классов;
- окислительно-восстановительных реакций, реакций ионного обмена;
- диссоциация электролитов в водных растворах, сильные и слабые электролиты;
- гидролиза солей;
- реакций идентификации неорганических соединений, в том числе, используемых в качестве лекарственных средств

– **сформированы умения:**

- применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности;
- составлять уравнения реакций: окислительно-восстановительные, реакции ионного обмена;
- проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям;
- проводить качественные реакции на неорганические вещества и ионы, отдельные классы органических соединений;
- использовать лабораторную посуду и оборудование;
- применять правила охраны труда, техники безопасности и противопожарной безопасности

Дисциплина ОП.08 Общая и неорганическая химия изучается на 1-м курсе в 1-м семестре и заканчивается в том же семестре в соответствии с рабочим учебным планом, общая трудоемкость дисциплины составляет 78 часов;

- количество академических часов, выделенных на контактную работу с преподавателем составляет всего – 52 часа, из них 20 часов – лекционных занятий и 32 часа – практических занятий, текущий контроль (12 часов) а также самостоятельная работа обучающихся – 14 часов;

- форма промежуточной аттестации в соответствии с учебным планом – **экзамен.**

1 учебный семестр

Занятие 1. Основные понятия и законы химии. Задачи и значение общей и неорганической химии в подготовке будущего фармацевта. Современное представление о строении атома. Современная формулировка периодического закона Д.И. Менделеева.

ЦЕЛЬ: Формирование знаний по технике безопасности в лаборатории и навыков записи электронных формул атомов с учетом периодического изменения их свойств.

ХРОНОМЕТРАЖ ЗАНЯТИЯ

Продолжительность занятия 2 часа 00 мин. (2*45мин.=90 мин.)

- Организационная часть — 30 мин.
- Беседа по теме занятия, объяснение преподавателя— 50 мин.,
- Практическая работа (решение ситуационных задач) обучающихся – 10 мин.,

Основные вопросы по курсу химии: положения квантовой химии, квантовые числа, правила заполнения электронных оболочек, современная формулировка закона Д.И. Менделеева.

ПЛАН ЗАНЯТИЯ

1. Первичный инструктаж по технике безопасности в лаборатории.
2. Организационная часть, вопросы учебного распорядка.
3. Обсуждение теоретических представлений, понятий и законов.
4. Решение ситуационных задач по теме занятия.

Контроль усвоения материала: собеседование по ситуационным задачам.

Примеры контрольных заданий:

1. Электрон заселяет четвертый квантовый слой, а его атомная орбиталь имеет форму двойной восьмерки. Установите значения главного и орбитального квантовых чисел.
а) $n=4, l=0$ б) $n=4, l=1$ в) $n=4, l=2$ г) $n=4, l=3$
2. Какой подуровень заполняется после
а) 5s б) 5d в) 6p г) 4d
3. Составьте электронные формулы атомов элементов с зарядами ядра 16, 24, 35, 48, 82
4. Элемент находится в 5 периоде. Его высший оксид имеет формулу ЭO_3 , а летучее водородное соединение ЭH_2 . Какой это элемент.
а) Pd б) Mo в) Te г) Sn
5. Валентная конфигурация атома $5s^25p^2$. Он находится в:
а) 4 пер., VIA гр. б) 5 пер., IVA гр. в) 4 пер., VIB гр. г) 5 пер., IVB гр.

ПРАКТИЧЕСКИЕ НАВЫКИ, КОТОРЫМИ ОВЛАДЕВАЮТ ОБУЧАЮЩИЕСЯ

1. Умение работать в лаборатории, соблюдая общие правила распорядка и ТБ.
2. Умение составлять электронное строение веществ на основании положения элементов в периодической системе Д.И. Менделеева.
3. Умение обосновать химические свойства, исходя из электронного строения атомов.

ЗАНЯТИЕ 2. Химическая связь: полярная и неполярная ковалентные связи, ионная, водородная.

ЦЕЛЬ: знание теории и типов химической связи: ионная, ковалентная, водородная. Свойства кристаллических решёток в зависимости от типов связи.

ХРОНОМЕТРАЖ ЗАНЯТИЯ

- Продолжительность занятия 2 часа 00 мин. (2*45мин.=90 мин.)
- Организационная часть — 5 мин.
- Беседа по теме занятия, объяснение преподавателя— 30 мин.,
- Практическая работа обучающихся – 25 мин.,
- Проверка знаний, выполнение обучающимися письменной контрольной работы по теме занятия – 30 мин.

Основные вопросы по курсу химии: знание теории и типов химической связи: ионная, ковалентная, водородная, свойства кристаллических решёток в зависимости от типов связи.

ПЛАН ЗАНЯТИЯ

1. Обсуждение теоретических представлений и понятий.
2. Решение ситуационных задач по теме занятия.
3. Выходной контроль по темам «Строение атома и химическая связь».

2. Контроль усвоения материала занятия.

Каждый обучающийся выполняет письменную контрольную работу по 2-м темам: «строение атома» и «химическая связь».

Пример контрольной работы:

1. Какая молекула содержит 2 σ -связи:
а) N_2 б) CO_2 в) CH_4 г) NH_3 ?
2. Укажите формулу молекулы, в которой одинаковое число σ - и π -связей: а) $POCl_3$ б) SO_2 в) $COCl_2$ г) H_2O

3. Какая частица не может образовать дополнительных химических связей по донорно-акцепторному механизму:

а) NH_3 б) BF_3 в) H_2O г) CH_4 ?

4. Чему равна кратность связи в молекулах HF , CO_2 , N_2 ?

5. В какой молекуле все связи неполярны:

а) NH_3 б) CCl_4 в) N_2 г) H_2S ?

ПРАКТИЧЕСКИЕ НАВЫКИ, КОТОРЫМИ ОВЛАДЕВАЮТ ОБУЧАЮЩИЕСЯ

1. Умение ориентироваться в типах химической связи.
2. Умение давать заключение о химических свойствах веществ на основании знания свойств химической связи.

ЗАНЯТИЕ 3. КЛАССИФИКАЦИЯ РЕАКЦИЙ. СКОРОСТЬ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

ЦЕЛЬ: Формирование теоретических представлений о классификации и кинетических закономерностях протекания химических реакций, умения делать простейшие расчеты скорости реакции и навыков смещения химического равновесия.

ХРОНОМЕТРАЖ ЗАНЯТИЯ

- Продолжительность занятия 2 часа 00 мин. (2*45мин.=90 мин.)
- Организационная часть — 10 мин.
- Беседа по теме занятия, объяснение преподавателя— 50 мин.,
- Практическая работа обучающихся – 20 мин.,
- Заключительная часть, оформление протокола обучающимися и проверка преподавателем — 10 мин.

Основные вопросы по курсу химии: Формирование теоретических представлений о классификации и кинетических закономерностях протекания химических реакций, умение делать простейшие расчеты скорости реакции и навыков смещения равновесия.

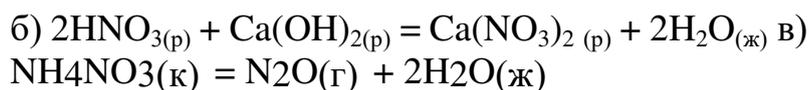
Контроль усвоения материала: собеседование по ситуационным задачам.

ПЛАН ЗАНЯТИЯ

4. Обсуждение теоретических представлений и понятий.
5. Решение ситуационных задач по теме занятия.
6. Лабораторная работа по смещению химического равновесия.

Пример контрольной работы (следующее занятие):

1. Чему равна средняя скорость химической реакции (моль/л·мин), если концентрация одного из реагирующих веществ в начальный момент времени была равна 2 моль/л, а через 35 минут стала равной 1,3 моль/л?
2. Составьте выражения ЗДМ для скорости следующих реакций:
 - а) $I_2(p) + H_2S(p) = 2HI(p) + S(k)$



1. Кинетическое уравнение скорости прямой реакции $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{C}_{(\text{к})} \leftrightarrow 2\text{CO}_{(\text{г})}$ имеет вид:

- а) $V = k \cdot C(\text{CO}_2)$; б) $V = k \cdot C^2(\text{CO})$;
в) $V = k \cdot C(\text{CO}_2) \cdot C(\text{C})$; г) $V = k \cdot C^2(\text{CO}_2) \cdot C(\text{C})$.

2. Как изменится скорость реакции $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} = 2\text{NOCl}_{(\text{г})}$, если:

а) концентрацию оксида азота увеличить в 2 раза, а концентрацию хлора – уменьшить в 4 раза;

б) повысить концентрацию хлора в 3 раза; в)

снизить давление вдвое?

3. Какой фактор не влияет на константу скорости реакции в газовой фазе?

- а) природа реагирующих веществ
б) давление
в) температура в системе
г) присутствие катализатора

ПРАКТИЧЕСКИЕ НАВЫКИ, КОТОРЫМИ ОВЛАДЕВАЮТ ОБУЧАЮЩИЕСЯ

1. Умение управлять химическими процессами.
2. Умение делать простейшие расчеты скорости, смещать равновесие.

ЗАНЯТИЕ 4. : КЛАССИФИКАЦИЯ, НОМЕНКЛАТУРА, СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ И СВОЙСТВА НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

ЦЕЛЬ: Формирование знаний по классификации и способам получения неорганических веществ, умения составлять уравнения реакций с учетом их химических свойств, навыков составления формул и названий.

ХРОНОМЕТРАЖ ЗАНЯТИЯ

- Продолжительность занятия 2 часа 00 мин. (2*45мин.=90 мин.)
- Входной контроль по предыдущей теме — 30 мин.
- Беседа по теме занятия, объяснение преподавателя – 40 мин.
- Практическая работа обучающихся (разбор упражнений) – 20 мин.

Основные вопросы по курсу химии: Формирование теоретических представлений о классификации и кинетических закономерностях протекания химических реакций, умение делать простейшие расчеты скорости реакции и навыков смещения равновесия.

Контроль усвоения материала: собеседование по ситуационным задачам.

ПЛАН ЗАНЯТИЯ

1. Входной контроль по теме «Классификация реакций. Скорость реакций и химическое равновесие».
2. Обсуждение теоретических представлений и понятий.
3. Решение ситуационных задач по теме занятия.

Пример контрольной работы (следующее занятие):

1. Какие из перечисленных ниже оксидов реагируют между собой: оксид кальция, оксид углерода (II), оксид фосфора (V), оксид углерода (IV), оксид серы (VI), оксид азота (I), оксид калия? Напишите уравнения реакций.
2. Какой из перечисленных оксидов является высшим:
а) P_2O_5 ; б) Cl_2O_5 ; в) CO ; г) Cr_2O_3 .
3. Цепочку превращений: металл \rightarrow оксид металла \rightarrow основание \rightarrow соль можно осуществить для:
а) калия; б) алюминия; в) кальция; г) железа.
4. Выразите в виде уравнений реакций следующие цепочки превращений:
а) $K_2O \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow KHCO_3 \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow CO_2$;
б) $Fe \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe(OH)_2NO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3$;
в) $Cr_2O_3 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow Na_3[Cr(OH)_6] \rightarrow Cr(OH)_3$.
5. Азотистая кислота и гидроксид никеля (II) являются гидратными формами соответствующих оксидов:
а) N_2O_5, NiO б) N_2O_3, NiO в) N_2O_3, Ni_2O_3 г) NO_2, NiO .

ПРАКТИЧЕСКИЕ НАВЫКИ, КОТОРЫМИ ОВЛАДЕВАЮТ ОБУЧАЮЩИЕСЯ

1. Умение ориентироваться в классах неорганических соединений.
2. Умение делать качественные реакции на различные классы неорганических соединений.

ЗАНЯТИЕ 5: СПОСОБЫ ПРИГОТОВЛЕНИЯ РАСТВОРОВ

ЦЕЛЬ: Формирование навыков расчетов и практического приготовления водных растворов солей.

ХРОНОМЕТРАЖ ЗАНЯТИЯ

- Продолжительность занятия 2 часа 00 мин. (2*45 мин.=90 мин.)
- Входной контроль по предыдущей теме — 30 мин.
- Беседа по теме занятия, объяснение преподавателя – 20 мин.
- Практическая работа обучающихся (приготовление растворов) – 40 мин.

Контроль усвоения материала: контрольная работа

ПЛАН ЗАНЯТИЯ

1. Входной контроль по теме «Классификация, номенклатура, способы получения и свойства неорганических соединений».
2. Разбор теоретических вопросов : массовая доля растворенного вещества, массовый способ приготовления растворов, молярная концентрация раствора, перерасчет из массовой доли, объемный способ приготовления растворов.
3. Лабораторная работа.

Пример контрольной работы (следующее занятие):

1. По какой формуле можно рассчитать массовую долю (%) вещества в водном растворе?

$$\begin{array}{llll} \text{а) } \frac{m_B}{V_P \cdot 100\%} & \text{б) } \frac{m_B}{M_B} & \text{в) } \frac{m_B}{\rho_P \cdot V_P} & \text{г) } \frac{m_B \cdot 100\%}{m_{H_2O}} \end{array}$$

2. Молярную концентрацию раствора рассчитывают по формуле:

$$\begin{array}{llll} \text{а) } C = \frac{m_B}{V_P} & \text{б) } C = \frac{\omega \cdot \rho}{M_B} & \text{в) } C = \frac{m_B}{m_P} & \text{г) } C = \frac{m_B \cdot 1000}{M_B \cdot V_P, \text{мл}} \end{array}$$

3. Молярную концентрацию эквивалента раствора рассчитывают по формуле:

$$\begin{array}{llll} \text{а) } C_f = \frac{m_B}{V} & \text{б) } C_f = \frac{m_B \cdot 1000}{M_{\text{мл}} \cdot f \cdot V} & \text{в) } C_f = \frac{m_B}{f \cdot m} & \text{г) } C_f = \frac{n_B}{V, \text{мл}} \end{array}$$

ПРАКТИЧЕСКИЕ НАВЫКИ, КОТОРЫМИ ОВЛАДЕВАЮТ ОБУЧАЮЩИЕСЯ

1. Умение проводить расчёты и готовить растворы заданной концентрации.
2. Умение проводить расчеты по разбавлению растворов, осуществлять это на практике.

ЗАНЯТИЕ 6. РАСТВОРЫ И ИХ СВОЙСТВА. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ.

ЦЕЛЬ: Формирование общих представлений о физиологической роли осмотического давления, умения вычислять концентрацию растворов различными способами, разбавлять растворы, определять фактор эквивалентности солей, кислот и гидроксидов.

ХРОНОМЕТРАЖ ЗАНЯТИЯ

- Продолжительность занятия 2 часа 00 мин. (2*45мин.=90 мин.)
- Входной контроль по предыдущей теме — 30 мин.
- Беседа по теме занятия, объяснение преподавателя – 20 мин.
- Практическая работа обучающихся (приготовление растворов) – 40 мин.

ПЛАН ЗАНЯТИЯ

1. Входной контроль:

а) устная проверка самостоятельного расчета молярной концентрации (опыт 2, лабораторная работа к занятию 5);

б) проверка самостоятельного расчета объема раствора, необходимого для приготовления разведения (опыт 3, лабораторная работа к занятию 5).

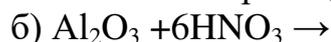
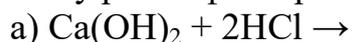
2. Обсуждение понятий и законов.

3. Решение ситуационных задач по теме занятия.

Форма контроля: контрольная работа.

Пример контрольной работы :

1. Чему равен фактор эквивалентности кислоты в реакциях



2. Какой объем раствора натриевой щелочи с концентрацией 0,125 моль/л потребуется для приготовления 1 л раствора с концентрацией 0,005 моль/л?

3. Какой объем раствора с массовой долей 10% следует взять для приготовления 500 мл раствора с массовой долей 2,5%?

4. Гемолиз будет наблюдаться при введении в кровь раствора натрия хлорида концентрации:

а) 3%

б) 0,3%

в) 10%

г) 0,9%

ПРАКТИЧЕСКИЕ НАВЫКИ, КОТОРЫМИ ОВЛАДЕВАЮТ ОБУЧАЮЩИЕСЯ

1. Умение готовить растворы кристаллогидратов заданной концентрации.

2. Умение применять на практике закон эквивалентов и анализировать явление осмоса.

ЗАНЯТИЕ 7. ДИССОЦИАЦИЯ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ.

ЦЕЛЬ: Формирование знаний о сущности и количественных характеристиках процесса электролитической диссоциации, умения определять возможность и направление реакций ионного обмена, испытывать реакцию среды с помощью индикаторов и делать простейшие вычисления рН.

ХРОНОМЕТРАЖ ЗАНЯТИЯ

- Продолжительность занятия 2 часа 00 мин. (2*45мин.=90 мин.)
- Беседа по теме занятия, объяснение преподавателя – 30 мин.
- Разбор задач и упражнений – 20 мин.
- Практическая работа обучающихся (определение рН с помощью индикатора, смещение равновесия диссоциации) – 40 мин.

Основные вопросы по курсу химии: электролитическая диссоциация.

Теория Аррениуса. Степень диссоциации и константа диссоциации. Диссоциация сильных и слабых электролитов. Зависимость степени диссоциации от константы. Факторы, влияющие на смещение равновесия, величину константы и степени диссоциации.

Реакции ионного обмена, условие протекания. Вода как слабый электролит. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Определение рН с помощью индикаторов.

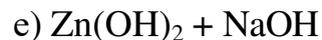
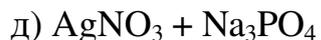
ПЛАН ЗАНЯТИЯ

1. Обсуждение теоретических представлений, понятий и законов.
2. Решение ситуационных задач по теме занятия.
3. Лабораторная работа.

Пример контрольной работы (следующее занятие):

1. Какие из перечисленных электролитов диссоциируют ступенчато? Напишите уравнения диссоциации слабых электролитов для всех возможных ступеней, и для каждой составьте выражение константы диссоциации:
а) $\text{Al}(\text{OH})_3$ б) NaHSO_3 в) H_2SO_4 г) H_3BO_3
2. С помощью какого воздействия можно повысить значение константы диссоциации слабой плавиковой кислоты:
а) разбавить раствор б) добавить кристаллы NaF
в) добавить каплю щелочи г) нагреть?
3. Каким способом можно уменьшить степень диссоциации этого раствора:
а) разбавить раствор б) добавить кристаллы NaF
в) добавить каплю щелочи г) нагреть?
4. Составьте уравнения реакций ионного обмена в молекулярной, полной ионной и сокращенной форме. Какие из этих реакций не протекают и

почему?



5. Чему равен рН раствора, который содержит 10^{-9} моль катионов водорода в 1 л? Каков характер среды? Как будут окрашены в этом растворе лакмус и фенолфталеин?

ПРАКТИЧЕСКИЕ НАВЫКИ, КОТОРЫМИ ОВЛАДЕВАЮТ ОБУЧАЮЩИЕСЯ

1. Умение использовать на практике теорию электролитической диссоциации.
2. Умение определять величину рН с помощью индикатора, смещать равновесие в растворе.

ЗАНЯТИЕ 8. ГИДРОЛИЗ. ПРОТОЛИТИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ. ОБРАЗОВАНИЕ И РАСТВОРЕНИЕ ОСАДКОВ.

ХРОНОМЕТРАЖ ЗАНЯТИЯ

- Продолжительность занятия 2 часа 00 мин. ($2 \cdot 45 \text{ мин.} = 90 \text{ мин.}$)
- Входной контроль по предыдущей теме — 30 мин.
- Беседа по теме занятия, объяснение преподавателя – 40 мин.
- Практическая работа обучающихся (измерение величин рН растворов солей) – 20 мин.

ЦЕЛЬ: Формирование представлений о количественных характеристиках гидролиза и гетерогенных реакций в растворах, факторах, влияющих на их равновесие.

Основные вопросы по курсу химии: Понятие «гидролиз». Основные случаи гидролиза солей: гидролиз по аниону; по катиону; по катиону и аниону. Какие соли не подвергаются гидролизу? Почему? Степень и константа гидролиза. Зависимость степени гидролиза от свойств слабого электролита, которым образована соль.

Смещение равновесия гидролиза. Необратимый гидролиз.

Протолитическая теория Бренстеда-Лоури. Образование и растворение осадков как частные случаи реакций ионного обмена. Растворимость. Произведение растворимости. Условие образования и растворения осадков.

ПЛАН ЗАНЯТИЯ

1. Обсуждение теоретических представлений, понятий и законов.
2. Решение ситуационных задач по теме занятия.
3. Лабораторная работа.

Форма контроля: контрольная работа.

Пример контрольной работы:

1. Какая соль гидролизуется по аниону?
а) KCl ; б) Na_3PO_4 ; в) $ZnCl_2$; г) $Fe(NO_3)_3$.
2. Какая соль гидролизуется по катиону?
а) K_2S ; б) $ZnSO_4$; в) Na_2CO_3 ; г) $CaSO_3$.
3. Щелочную реакцию среды имеет раствор:
а) $AlCl_3$; б) Na_2SO_4 ; в) Na_2S ; г) $Cr_2(SO_4)_3$.
4. В растворе какой соли лакмус окрашен в розовый цвет, а фенолфталеин – бесцветен?
а) Na_2SO_3 ; б) K_3PO_4 ; в) $LiNO_3$; г) $FeCl_3$.
5. Какая соль имеет наибольшую степень гидролиза в растворе?
а) Na_2SO_3 б) Na_2CO_3 в) Na_2S г) NaF
6. Гидролиз хлорида алюминия можно усилить при:
а) добавлении H^+ - ионов; б) добавлении OH^- - ионов;
в) охлаждении; г) увеличении концентрации раствора.
7. Образуется ли осадок йодида свинца, если равновесная концентрация ионов свинца в растворе равна $3,2 \cdot 10^{-2}$ моль/л, а йодид-ионов – $3,5 \cdot 10^{-3}$ моль/л?

ПРАКТИЧЕСКИЕ НАВЫКИ, КОТОРЫМИ ОВЛАДЕВАЮТ ОБУЧАЮЩИЕСЯ

1. Умение определять рН среды в зависимости от формулы соли.
2. Умение смещать равновесие гидролиза солей.

ЗАНЯТИЕ 9. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

ЦЕЛЬ: Формирование знаний по окислительно-восстановительным реакциям, умение составлять уравнения, оценивать количественные характеристики окислителей и восстановителей.

ХРОНОМЕТРАЖ ЗАНЯТИЯ

- Продолжительность занятия 2 часа 00 мин. (2*45мин.=90 мин.)
- Входной контроль по предыдущей теме — 30 мин.
- Беседа по теме занятия, объяснение преподавателя – 20 мин.

- Практическая работа обучающихся (измерение величин pH растворов солей) – 40 мин.

ЦЕЛЬ: Формирование представлений о количественных характеристиках гидролиза и гетерогенных реакций в растворах, факторах, влияющих на их равновесие.

Основные вопросы по курсу химии: Окислительно-восстановительные реакции. Понятие об окислении и восстановлении. Степень окисления, правила ее определения. Окислители. Восстановители. Вещества, обладающие ОВ двойственностью. Сопряженные ОВ пары. Сравнение силы окислителей и восстановителей. Типы ОВР. Составление уравнений ОВР методом электронного баланса. Электронно-ионный метод (метод полуреакций). Составление уравнений полуреакций с участием ионов марганца и хрома, серной и азотной кислот.

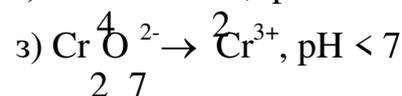
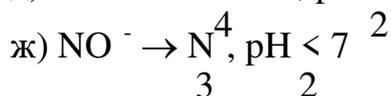
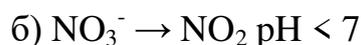
ПЛАН ЗАНЯТИЯ

1. Обсуждение теоретических представлений, понятий и законов.
2. Решение ситуационных задач по теме занятия.
3. Лабораторная работа.

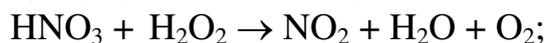
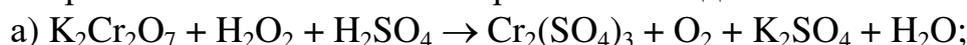
Форма контроля: контрольная работа.

Пример реакций для контрольной работы:

1. Уравняйте полуреакции



2. Уравняйте ОВР ионно-электронным методом:



ПРАКТИЧЕСКИЕ НАВЫКИ, КОТОРЫМИ ОВЛАДЕВАЮТ ОБУЧАЮЩИЕСЯ

1. Умение различать окислительные и восстановительные свойства веществ.
2. Умение уравнивать ОВР.

ЗАНЯТИЕ 10. ХИМИЯ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

ЦЕЛЬ: Формирование знаний по классификации, строению и диссоциации комплексных соединений, навыков составления формул и названий, написания уравнений и проведения реакций образования и разрушения комплекса.

ХРОНОМЕТРАЖ ЗАНЯТИЯ

- Продолжительность занятия 2 часа 00 мин. (2*45мин.=90 мин.)
- Входной контроль по предыдущей теме — 30 мин.
- Беседа по теме занятия, объяснение преподавателя – 20 мин.
- Практическая работа обучающихся (измерение величин рН растворов солей) – 40 мин.

ЦЕЛЬ: Формирование представлений о структуре комплексных соединений (КС) и их химических свойствах.

Основные вопросы по курсу химии: Строение комплексных соединений. Виды химической связи в КС. Классификация комплексных соединений по заряду комплексного иона, типу лигандов, иону внешней сферы.

Номенклатура КС. Основные способы получения КС.

Диссоциация КС. Константа нестойкости, ее выражение и смысл.

Реакции ионного обмена с участием КС.

Форма контроля: контрольная работа.

ПЛАН ЗАНЯТИЯ

1. Входной контроль по предыдущей теме.
2. Обсуждение теоретических представлений, понятий и законов.
3. Решение ситуационных задач по теме занятия.
4. Лабораторная работа.

Форма контроля: контрольная работа.

Пример контрольной работы:

1. Для нижеприведенных комплексных соединений определить заряд комплексного иона, степень окисления комплексообразователя и его КЧ, дентатность лигандов.

- | | | |
|---------------------------|-------------------------------|-------------------------------------|
| а) $K[AgCl_2]$; | д) $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$; | и) $[Cr(H_2NCH_2CH_2NH_2)_3]Cl_3$; |
| б) $Na_3[Fe(C_2O_4)_3]$; | е) $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$; | к) $[Co(H_2O)_4Cl_2]$; |
| в) $K_3[Fe(CNS)_6]$; | ж) $[Cr(H_2O)_4Cl_2]Cl$; | л) $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$. |
| г) $Na_3[Co(NO_2)_6]$; | з) $[CoH_2O(NH_3)_4CN]Br_2$; | |

2. Какие из нижеприведенных молекул или ионов не могут выступать в качестве лигандов и по какой причине?

- | | | | |
|-------------|---------------|------------|-------------|
| а) NH_3 ; | б) NH_4^+ ; | в) K^+ ; | г) CH_4 . |
|-------------|---------------|------------|-------------|

3. Из нижеприведенных молекул и ионов Zn^{2+} , K^+ , Cl^- , NH_3 составить координационные формулы комплексных соединений катионного, анионного и электронейтрального типа. 4
4. Классифицировать соединения в задании 1 по заряду комплексного иона и дать их полные названия в соответствии с номенклатурой комплексных соединений.

ПРАКТИЧЕСКИЕ НАВЫКИ, КОТОРЫМИ ОВЛАДЕВАЮТ ОБУЧАЮЩИЕСЯ

1. Умение применять свойства комплексных соединений в химии и анализе лекарственных веществ.
2. Умение учитывать свойства комплексных соединений в природе и в организме.

ЗАНЯТИЕ 11. ХИМИЯ p-ЭЛЕМЕНТОВ. ГАЛОГЕНЫ.

ЦЕЛЬ: Формирование знаний о способах получения и химических свойствах, навыков качественных реакций и безопасной работы с веществами.

ХРОНОМЕТРАЖ ЗАНЯТИЯ

- Продолжительность занятия 2 часа 00 мин. (2*45мин.=90 мин.)
- Входной контроль по предыдущей теме — 20 мин.
- Беседа по теме занятия, объяснение преподавателя – 30 мин.
- Практическая работа обучающихся (объяснение опытов, лабораторная работа) – 40 мин.

ЦЕЛЬ: Формирование представлений о количественных характеристиках гидролиза и гетерогенных реакций в растворах, факторах, влияющих на их равновесие, и умения составлять уравнения.

Основные вопросы по курсу химии: Общая характеристика галогенов.

Положение галогенов в периодической системе. Строение электронных оболочек атомов. Электронно-графические формулы атомов элементов, проявляемые степени окисления. Простые вещества. Хлор. Физические свойства, способы получения. Химические свойства. Хлороводород. Хлороводородная кислота, хлориды. Участие в ОВР. Сравнительная характеристика восстановительных свойств галогенид-ионов. Качественные реакции на галогенид-ионы.

Кислородные соединения хлора: хлорноватистая, хлористая, хлорноватая, хлорная кислоты, их сила и окислительная способность.

Техника безопасности при работе с кислотами.

Форма контроля: контрольная работа.

ПЛАН ЗАНЯТИЯ

1. Входной контроль по предыдущей теме.

2. Обсуждение теоретических представлений, понятий и законов.

3. Решение ситуационных задач по теме занятия.

4. Лабораторная работа.

Форма контроля: контрольная работа.

Пример контрольной работы:

1. Установите соответствие электронной формулы и степени окисления р-элементов VII группы:

- | | | | |
|-----------------------|-----------------------|------------------|------------------|
| 1) Br^{-1} ; | 3) Br^{+3} ; | а) $4s^2 4p^2$; | в) $4s^2 4p^6$; |
| 2) Cl^{+7} ; | 4) Cl^{+1} ; | б) $2s^2 2p^6$; | г) $3s^2 3p^4$. |

2. В результате какой реакции выделяется кислород?

- | | |
|---|---|
| а) $\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | б) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| в) $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | г) $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |

3. Какой из галогенид-ионов обладает наименьшей восстановительной активностью:

- | | |
|----------------|----------------|
| а) хлорид-ион; | б) фторид-ион; |
| в) иодид-ион; | г) бромид-ион. |

4. В результате какой реакции можно получить хлорную кислоту?

- | | |
|---|--|
| а) $\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | б) $\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| в) $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | г) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |

5. Установить соответствие между названием кислоты и формулой ее соли:

- | | |
|--------------------|--------------------|
| 1. Хлороводородная | а) KClO_3 |
| 2. Хлорноватистая | б) KClO_4 |

ПРАКТИЧЕСКИЕ НАВЫКИ, КОТОРЫМИ ОВЛАДЕВАЮТ ОБУЧАЮЩИЕСЯ

1. Умение работать с галогенами и их соединениями.

2. Умение соблюдать общие правила работы с кислотами.

3. Умение проводить качественные реакции на галогены и галогенид-ионы.

ЗАНЯТИЕ 12. р-ЭЛЕМЕНТЫ VI ГРУППЫ (ХАЛЬКОГЕНЫ).

ЦЕЛЬ: Формирование знаний о способах получения и химических свойствах, навыков качественных реакций и безопасной работы с веществами.

ХРОНОМЕТРАЖ ЗАНЯТИЯ

- Продолжительность занятия 2 часа 00 мин. (2*45мин.=90 мин.)

- Входной контроль по предыдущей теме — 20 мин.
- Беседа по теме занятия, объяснение преподавателя – 30 мин.
- Практическая работа обучающихся (объяснение опытов, лабораторная работа) – 40 мин.

ЦЕЛЬ: Формирование представлений о количественных характеристиках гидролиза и гетерогенных реакций в растворах, факторах, влияющих на их равновесие, и умения составлять уравнения.

Основные вопросы по курсу химии: Положение халькогенов в периодической системе. Строение электронных оболочек атомов. Электронно-графические формулы атомов элементов, проявляемые степени окисления.

Простые вещества. Лабораторные способы получения кислорода.

Водородные соединения халькогенов. Лабораторные способы получения сероводорода. Протолитические свойства. Участие в ОВР.

Пероксид водорода и его участие в ОВР.

Соединения серы в положительных СО. Оксид серы (IV), сернистая кислота и ее соли (сульфиты). Получение, химические свойства.

Оксид серы (VI). Получение, химические свойства.

Тиосульфат натрия. Строение, получение и реакции со свободными галогенами.

Концентрированная и разбавленная серная кислота и ее соли (сульфаты).

Форма контроля: контрольная работа.

ПЛАН ЗАНЯТИЯ

1. Входной контроль по предыдущей теме.

2. Обсуждение теоретических представлений, понятий и законов.

3. Решение ситуационных задач по теме занятия.

4. Лабораторная работа.

Форма контроля: контрольная работа.

Пример контрольной работы:

1. Установите соответствие электронной формулы и степени окисления р-элементов VI группы:

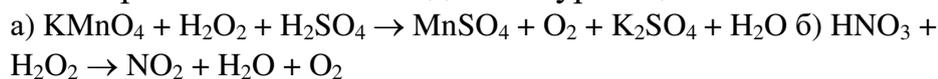
- | | | | | | |
|----------------|---------------|----------------|-----------------|-----------------|-----------------|
| 1) S^{2-} ; | 3) Te^0 ; | 5) Se^{2-} ; | а) $3s^23p^0$; | в) $3s^23p^6$; | д) $5s^25p^4$; |
| 2) Se^{+4} ; | 4) S^{+6} ; | 6) S^{+4} ; | б) $4s^24p^6$; | г) $4s^24p^0$; | е) $3s^03p^0$. |

2. Составьте уравнения химических реакций, в которых сероводород поглощается:

а) раствором щелочи; б) раствором иода;

в) подкисленным раствором дихромата калия. Проведите классификацию указанных реакций.

3. Уравняйте ОВР методом полуреакций:



4. В реакции $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) + \text{Al} = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{S}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ коэффициент при кислоте:

- а) 30; б) 5; в) 3; г) 15.

5. Какая из солей не гидролизуеться?

- а) K_2SO_4 ; б) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; в) FeSO_4 ; г) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

6. Какая из солей при гидролизе будет иметь самую большую величину рН?

- а) Na_2SO_3 ; б) NaSO_4 ; в) Na_2S ; г) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.

7. В результате гидролиза сульфита калия образуются:

- а) сернистая кислота и вода; б) гидросульфит калия и щелочь; в) оксид серы (IV), вода и щелочь; г) оксид серы (IV).

ПРАКТИЧЕСКИЕ НАВЫКИ, КОТОРЫМИ ОВЛАДЕВАЮТ ОБУЧАЮЩИЕСЯ

1. Умение работать с концентрированной серной кислотой.

2. Умение проводить качественные реакции на сульфид-, сульфит-, сульфат- и тиосульфат-анионы.

ЗАНЯТИЕ 13. p-ЭЛЕМЕНТЫ V ГРУППЫ.

ЦЕЛЬ: Формирование знаний о способах получения и химических свойствах, навыков качественных реакций и безопасной работы с веществами.

ХРОНОМЕТРАЖ ЗАНЯТИЯ

- Продолжительность занятия 2 часа 00 мин. (2*45мин.=90 мин.)
- Входной контроль по предыдущей теме — 20 мин.
- Беседа по теме занятия, объяснение преподавателя – 30 мин.
- Практическая работа обучающихся (объяснение опытов, лабораторная работа) – 40 мин.

Основные вопросы по курсу химии Общая характеристика p-элементов V группы.

Электронные и электроно- графические формулы, возможные степени окисления. Азот, способы получения, физические и химические свойства.

Получение и свойства аммиака. Качественная реакция на катион аммония.

Термическое разложение солей.

Классификация оксидов азота. Реакции с водой и щелочами.

Азотная кислота и нитраты. Окислительные свойства. Техника безопасности и правила хранения. Реакции термического разложения нитратов.

Азотистая кислота и нитриты. Окислительно-восстановительная

двойственность. Качественная реакция на нитрит.
Фосфор. Аллотропные модификации. Оксиды. Кислоты. Основность кислот.
Структурные формулы. Названия солей. Гидролиз фосфатов.
Биологическая роль азота и фосфора. Применение соединений в медицине и хозяйстве.

Форма контроля: контрольная работа.

ПЛАН ЗАНЯТИЯ

1. Входной контроль по предыдущей теме.
2. Обсуждение теоретических представлений, понятий и законов.
3. Решение ситуационных задач по теме занятия.
4. Лабораторная работа.

Пример контрольной работы:

1. Соединение, в котором степень окисления азота иная, чем в других соединениях, - это
- а) CsNO_3 б) N_2O_5 в) NOF_3 г) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

2. Соединение, в котором степень окисления азота иная, чем в других соединениях, - это
- а) NaNO_2 б) NaNH_2 в) N_2O_3 г) NF_3

3. Что делает молекулу аммиака способной к образованию аммонийных солей и комплексов с ионами металлов? Составьте уравнения реакций аммиака:

- а) с водой;
б) с хлороводородной кислотой; в) с сульфатом меди (II).

Одинакова ли функция аммиака в этих реакциях?

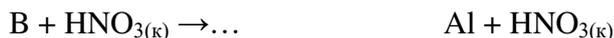
4. Укажите схему реакции, в которой аммиак – восстановитель:
- а) $\text{K} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{KNH}_2 + \text{H}_2$ в) $\text{NH}_3 + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ б)
 $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ г) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

5. Особенности азотной кислоты как окислителя в зависимости от её концентрации и природы восстановителя. Закончите уравнения следующих реакций:

- а) $\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{Cu} \rightarrow$ д) $\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{KI} \rightarrow$
б) $\text{HNO}_3(\text{разб.}) + \text{Cu} \rightarrow$ е) $\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
в) $\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{S} \rightarrow$ ж) $\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{P} \rightarrow$
г) $\text{HNO}_3(\text{разб.}) + \text{Al} \rightarrow$ з) $\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{I}_2 \rightarrow$

ПРАКТИЧЕСКИЕ НАВЫКИ, КОТОРЫМИ ОВЛАДЕВАЮТ ОБУЧАЮЩИЕСЯ

4. Допишите уравнения реакций:



5. Напишите уравнение гидролиза тетрабората натрия.

ПРАКТИЧЕСКИЕ НАВЫКИ, КОТОРЫМИ ОВЛАДЕВАЮТ ОБУЧАЮЩИЕСЯ

Умение составлять уравнения, решать расчётные задачи проводить качественные реакции на соединения углерода, кремния, бора.

ЗАНЯТИЕ 15. МЕТАЛЛЫ. ХИМИЯ S-ЭЛЕМЕНТОВ I И II ГРУППЫ. d-ЭЛЕМЕНТЫ VII И VIII ГРУППЫ.

ЦЕЛЬ: Формирование знаний о способах получения и химических свойствах, навыков качественных реакций и безопасной работы с веществами.

ХРОНОМЕТРАЖ ЗАНЯТИЯ

- Продолжительность занятия 2 часа 00 мин. (2*45мин.=90 мин.)
- Входной контроль по предыдущей теме — 20 мин.
- Беседа по теме занятия, объяснение преподавателя – 30 мин.
- Практическая работа обучающихся (объяснение опытов, лабораторная работа) – 40 мин.

Основные вопросы по курсу химии. Общая характеристика s-элементов. Элементы IA и IIA группы, электронное строение, металлические свойства, реакции с окислителями и водой. Оксиды, гидроксиды, соли. Биологическая роль. Общая характеристика d-элементов. Горизонтальное сходство. Переменные СО. Сходство и различие с элементами главных подгрупп. Характеристика элементов VII Б группы. Электронные конфигурации атомов. Степени окисления. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов марганца в зависимости от степени окисления. ОВ свойства соединений марганца. Качественная реакция на соли марганца (II). Характеристика элементов VIII Б группы. Электронные конфигурации атомов. Степени окисления. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов железа в зависимости от СО. ОВ свойства соединений железа. Качественные реакции на соединения железа (II) и железа (III).

Форма контроля: контрольная работа.

ПЛАН ЗАНЯТИЯ

1. Обсуждение свойств изучаемых соединений и правил работы с ними.
2. Решение ситуационных задач по теме занятия.
3. Лабораторная работа.

Пример контрольной работы:

1. Обсуждение свойств изучаемых соединений и правил работы с ними.
2. Решение ситуационных задач по теме занятия.
3. Лабораторная работа.

Пример контрольной работы:

1. В пробирке находится раствор соли хрома (III), реакция среды щелочная. Какая соль находится в растворе?

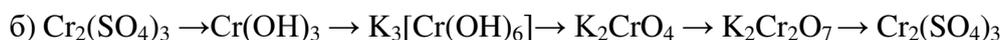
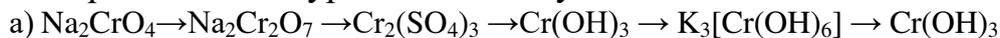
- а) CrCl_3 ; б) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$; в) NaCrO_2 ; г) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

2. В пробирке находится раствор соли, среда кислая. Какая соль в растворе? а) $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$; б) KCrO_2 ; в) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; г) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

3. Какую соль необходимо прибавить к раствору хлорида хрома(III), чтобы прошел полный (совместный) гидролиз?

- а) NaNO_3 ; б) BiCl_3 ; в) NH_4NO_3 ; г) Na_2CO_3 .

3. Выразите в виде уравнений следующие схемы:



4. Закончите уравнения нижеприведенных реакций. Выберите ОВР, уравнивайте их электронно-ионным методом:



5. Закончите уравнения реакций:



ПРАКТИЧЕСКИЕ НАВЫКИ, КОТОРЫМИ ОВЛАДЕВАЮТ ОБУЧАЮЩИЕСЯ

Умение составлять уравнения, решать расчётные задачи проводить качественные реакции на соединения хрома, меди, серебра.

Основная литература

1. Общая и неорганическая химия: [Электронный ресурс]: учебник / А.В. Бабков, Т.И. Барабанова, В.А. Попков – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2014. – 384 с.

– Режим доступа: <http://www.studmedlib.ru/book/ISBN9785970429235.html>

2. Неорганическая химия: [Электронный ресурс]: учеб. пособие / Е.И. Василевская, О.И. Сечко, Т.Л. Шевцова – Минск: РИПО, 2015. – 248 с. – Режим доступа: <http://www.studmedlib.ru/book/ISBN9789855034880.html>
3. Общая химия: учеб. пособие/Н.Л. Глинка – М., Кнорус, 2013. – 746 с.
4. Слесарев, В.И. Химия. Основы химии живого: учебник для ВУЗов / В.И. Слесарев – С.-Пб., Химиздат, 2001 г., 2005 г., 2007 г.

Дополнительная литература

1. Общая химия: [Электронный ресурс] / В.А. Попков, С.А. Пузаков. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2010. – 976 с. – Режим доступа: <http://www.studmedlib.ru/book/ISBN9785970415702.html>
2. Вопросы и задачи по общей химии [Электронный ресурс] / Суворов А.В., Никольский А.Б. -СПб.: ХИМИЗДАТ, 2002. – 304 с. – Режим доступа: <http://www.studmedlib.ru/book/ISBN5938080258.html>
3. Общая химия: учеб. пособие для студентов вузов / А.В. Суворов, А.Б. Никольский - С.-Пб., Химия, 1995 г. – 623 с.
4. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: учебник для мед. спец. вузов /Ю.А. Ершов и др.; под ред. Ершова. М.: Высшая школа, 1993. – 559 с.