Электронная цифровая подпись
Прохоренко Инга Олеговна
FC93E96BC8C211E9
Букнькова Елена Борисовна
FC93E86AC8C211E9

Утверждено "30" мая 2024 г.
Протокол № 5
председатель Ученого Совета Прохоренко И.О.
ученый секретарь Ученого Совета Букнькова Е.Б.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ К САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЕ ПО ДИСЦИПЛИНЕ
«ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Специальность 33.05.01 Фармация
(уровень специалитета)
Направленность: Фармация
Форма обучения: очная
Квалификация (степень) выпускника: Провизор
Срок обучения: 5 лет

Год поступления 2024

МЕТОДИЧЕСКАЯ РАЗРАБОТКА ДЛЯ ПРЕПОДАВАТЕЛЯ

1. Самостоятельная работа как важнейшая форма учебного процесса по дисциплине «Общая и неорганическая химия» (фармацевтический факультет)

Самостоятельная работа - планируемая учебная, учебно-исследовательская, научно-исследовательская работа студентов, выполняемая во внеаудиторное (аудиторное) время по заданию и при методическом руководстве преподавателя, но без его непосредственного участия (при частичном непосредственном участии преподавателя, оставляющем ведущую роль за работой студентов).

Самостоятельная работа студентов в ВУЗе является важным видом учебной и научной деятельности студента. Самостоятельная работа студентов играет значительную роль в рейтинговой технологии обучения. В связи с этим, обучение в ВУЗе включает в себя две, практически одинаковые по объему и взаимовлиянию части – процесса обучения и процесса самообучения. Поэтому СРС должна стать эффективной и целенаправленной работой студента.

Концепцией модернизации российского образования определены основные задачи высшего образования - "подготовка квалифицированного работника соответствующего уровня и профиля, конкурентоспособного на рынке труда, компетентного, ответственного, свободно владеющего своей профессией и ориентированного в смежных областях деятельности, способного к эффективной работе по специальности на уровне мировых стандартов, готового к постоянному профессиональному росту, социальной и профессиональной мобильности".

Решение этих задач невозможно без повышения роли самостоятельной работы студентов над учебным материалом, усиления ответственности преподавателей за развитие навыков самостоятельной работы, за стимулирование профессионального роста студентов, воспитание творческой активности и инициативы.

К современному специалисту в области медицины общество предъявляет достаточно широкий перечень требований, среди которых немаловажное значение имеет наличие у выпускников определенных

Навыков (компетенций) и умения самостоятельно добывать знания из различных источников, систематизировать полученную информацию, давать оценку конкретной профессиональной ситуации. Формирование такого умения происходит в течение всего периода обучения через участие студентов в практических занятиях, выполнение контрольных заданий и тестов, написание курсовых и выпускных квалификационных работ. При этом самостоятельная работа студентов играет решающую роль в ходе всего учебного процесса.

1.2. Компетенции, вырабатываемые в ходе самостоятельной работы обучающихся по дисциплине «Общая и неорганическая химия» (фармацевтический факультет)

№ п/п	№ компетенции	Формулировка компетенции
1	ОПК-1	Способен использовать основные биологические, физико-химические, химические, математические методы для разработки, исследований и экспертизы лекарственных средств, изготовления лекарственных препаратов
	ОПК-1.1	Применяет основные биологические методы анализа для разработки, исследований и экспертизы лекарственных средств и лекарственного растительного сырья
	ОПК-1.2	Применяет основные физико-химические и химические методы анализа для разработки, исследований и экспертизы лекарственных средств, лекарственного растительного сырья и биологических объектов
	ОПК-1.3	Применяет основные методы физико-химического анализа в изготовлении лекарственных препаратов
	ОПК-1.4	Применяет математические методы и осуществляет математическую обработку данных, полученных в ходе разработки лекарственных средств, а также исследований и экспертизы лекарственных средств, лекарственного растительного сырья и биологических объектов

2. Цели и основные задачи СРС

Ведущая цель организации и осуществления СРС должна совпадать с целью обучения студента – подготовкой специалиста (или бакалавра) с высшим образованием. При организации СРС важным и необходимым условием становятся формирование умения самостоятельной работы для приобретения знаний, навыков и возможности организации учебной и научной деятельности.

Целью самостоятельной работы студентов является овладение фундаментальными знаниями, профессиональными умениями и навыками деятельности по профилю (компетенциями), опытом творческой, исследовательской деятельности. Самостоятельная работа студентов способствует развитию самостоятельности, ответственности и организованности, творческого подхода к решению проблем учебного и профессионального уровня.

Задачами СРС в плане формирования вышеуказанных компетенций являются:

- систематизация и закрепление полученных теоретических знаний и практических умений студентов;
- углубление и расширение теоретических знаний;
- формирование умений использовать нормативную, правовую, справочную документацию и специальную литературу;
- развитие познавательных способностей и активности студентов: творческой инициативы, самостоятельности, ответственности и организованности;
- формирование самостоятельности мышления, способностей к саморазвитию, самосовершенствованию и самореализации;
- развитие исследовательских умений;
- использование материала, собранного и полученного в ходе самостоятельных занятий на семинарах, на практических и лабораторных занятиях, при написании контрольных (и выпускной квалификационной работ), для эффективной подготовки к итоговым зачетам, экзаменам, государственной итоговой аттестации и первичной аккредитации специалиста

3. Виды самостоятельной работы

В образовательном процессе по дисциплине **«Общая и неорганическая химия» (фармацевтический факультет)** выделяется два (один) вид(а) самостоятельной работы – аудиторная, под руководством преподавателя, и внеаудиторная.

Внеаудиторная самостоятельная работа выполняется студентом по заданию преподавателя, но без его непосредственного участия.

Основными видами самостоятельной работы студентов без участия преподавателей являются:

3.1. Составление докладов/устных реферативных сообщений по темам:

Тема 1. Химические методы исследования в медицине и биологии.

1. Основные законы и понятия химии.
2. Использование титриметрических методов в медицине и в биологии.
3. Избранные методы анализа. Представления о применении их в медицине.
4. Оксиды. Классификация оксидов. Способы получения. Физические и химические свойства. Применение оксидов в народном хозяйстве.

Тема 2. Физико-химические методы исследования в медицине и биологии.

1. Основания. Классификация оснований. Способы получения. Физические и химическиесвойства. Применение оснований в народном хозяйстве.
2. Соли. Классификация солей. Способы получения. Физические и химические свойства. Применение солей в народном хозяйстве**.**
3. Кислоты. Классификация кислот. Способы получения. Физические и химические свойства.

Тема 3. Элементы химической термодинамики

1. Элементы химической термодинамики, термодинамики растворов.

2. Предмет и методы химической термодинамики. Взаимосвязь между процессами обмена веществ и энергии в организме. Химическая термодинамика как теоретическая основа биоэнергетики.

3. Основные понятия термодинамики. Интенсивные и экстенсивные параметры. Функция состояния. Внутренняя энергия. Работа и теплота – две формы передачи энергии. Типы термодинамических систем (изолированные, закрытые, открытые). Типы термодинамических процессов (изотермические, изобарные, изохорные). Стандартное состояние.

Тема 4. Химическое равновесие

1. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Стандартная энтальпия образования вещества, стандартная энтальпия сгорания вещества. Стандартная энтальпия реакции. Закон Гесса. Применение первого начала термодинамики к биосистемам.

2. Второе начало термодинамики. Обратимые и необратимые в термодинамическом смысле процессы. Энтропия. Энергия Гиббса. Прогнозирование направления самопроизвольно

протекающих процессов в изолированной и закрытой системах, роль энтальпийного и энтропийного факторов. Термодинамические условия равновесия.
3. Стандартная энергия Гиббса образования вещества, стандартная энергия Гиббса биологического окисления вещества. Стандартная энергия Гиббса реакции. Примеры экзергонических и эндергонических процессов, протекающих в организме. Принцип энергетического сопряжения.

Тема 5. Элементы химической кинетики.

1. Предмет и основные понятия химической кинетики.
2. Химическая кинетика как основа для изучения скоростей и механизмов биохимических процессов. Скорость реакции, средняя скорость реакции в интервале, истинная скорость. Классификация реакций, применяющихся в кинетике: реакции гомогенные, гетерогенные и микрогетерогенные, реакции простые и сложные (параллельные, последовательные, сопряженные, цепные). Молекулярность элементарного акта реакции.
3. Кинетические уравнения. Порядок реакции. Период полупревращения. Зависимость скорости реакции от концентрации. Кинетические уравнения реакций первого, второго и нулевого порядков. Экспериментальные методы определения скорости и константы скорости реакций.

Тема 6. Катализ

1. Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент скорости реакции и его особенности для биохимических процессов. Понятие о теории активных соударений.
2. Энергетический профиль реакции; энергия активации; уравнение Аррениуса. Роль стерического фактора. Понятие о теории переходного состояния.
3. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Энергетический профиль каталитической реакции. Особенности каталитической активности ферментов. Уравнение Михаэлиса-Ментен и его анализ.

Тема 7. Учение о растворах электролитов.

1. Основные типы химических равновесий и процессов в функционировании живых систем.
2. Протолитические реакции. Конкуренция за протон: изолированное и совмещенное протолитические равновесия. Общая константа совмещенного протолитического равновесия.
3. Буферное действие. Буферные системы крови: гидрокарбонатная, фосфатная, гемоглобиновая, протеиновая. Понятие о кислотно-основном состоянии организма.
4. Применение реакции нейтрализации в фармакотерапии: лекарственные средства с кислотными и основными свойствами (гидрокарбонат натрия, оксид и пероксид магния, трисамин и др.)
5. Гетерогенные реакции в растворах электролитов. Константа растворимости. Конкуренция за катион или анион: изолированное и совмещенное гетерогенные равновесия в растворах электролитов. Общая константа совмещенного гетерогенного равновесия.

Тема 8. Основные типы химических равновесий и процессов в жизнедеятельности.

1. Условия образования и растворения осадков. Реакции, лежащие в основе образования неорганического вещества костной ткани гидроксидфосфата кальция. Механизм функционирования кальций-фосфатного буфера. Явление изоморфизма: замещение в гидроксидфосфате кальция гидроксид-ионов на ионы фтора, ионов кальция на ионы стронция. Остеотропность металлов.
2. Реакции, лежащие в основе образования конкрементов (почечных камней): уратов, оксалатов, карбонатов.
3. Применение хлорида кальция и сульфата магния в качестве антидотов.
4. Реакции замещения лигандов. Константа нестойкости комплексного иона. Конкуренция за лиганд или за комплексообразователь: изолированное и совмещенное равновесия замещения лигандов. Общая константа совмещенного равновесия замещения лигандов. Инертные и лабильные комплексы.
5. Представления о строении металлоферментов и других биокомплексных соединений (гемоглобин, цитохромы, кобаламины). Физико-химические принципы транспорта кислорода гемоглобином. Металло-лигандный гомеостаз и причины его нарушения.
6. Механизм токсического действия тяжелых металлов и мышьяка на основе теории жестких и мягких кислот и оснований (ЖМКО). Термодинамические принципы хелатотерапии.
7. Термодинамические принципы хелатотерапии. Механизм цитотоксического действия соединений платины.

8. Окислительно-восстановительные (редокс) реакции. Механизм возникновения электродного и редокс-потенциалов. Уравнение Нернста-Петерса. Сравнительная сила окислителей и восстановителей. Прогнозирование направления редокс-процессов по величинам редокс-потенциалов.
9. Константа окислительно-восстановительного процесса. Влияние лигандного окружения центрального атома на величину редокс-потенциала. Физико-химические принципы транспорта электронов в электронотранспортной цепи митохондрий. Общие представления о механизме действия редокс-буферных систем.
10. Токсическое действие окислителей (нитраты, нитриты, оксиды азота). Обезвреживание кислорода, пероксида водорода и супероксид-иона. Применение редокс-реакций для детоксикации.

Тема 9. Физикохимия дисперсных систем и растворов ВМС.

1. Адсорбционные равновесия и процессы на подвижных границах раздела фаз.
2. Поверхностная энергия Гиббса и поверхностное натяжение. Адсорбция. Уравнение Гиббса. Поверхностно-активные и поверхностно-неактивные вещества. Изменение поверхностной активности в гомологических рядах (Правило Траубе).
3. Изотерма адсорбции. Ориентация молекул в поверхностном слое и структура биомембран.
4. Физическая адсорбция и хемосорбция. Адсорбция газов на твердых телах. Адсорбция из растворов. Уравнение Ленгмюра. Зависимость величины адсорбции от различных факторов. Правило выравнивания полярностей.
5. Избирательная адсорбция. Значение адсорбционных процессов для жизнедеятельности. Физико-химические основы адсорбционной терапии, гемосорбции, применения в медицине ионитов.
6. Получение и свойства дисперсных систем.
7. Получение суспензий, эмульсий, коллоидных растворов. Молекулярно-кинетические свойства коллоидно-дисперсных систем: броуновское движение, диффузия, осмотическое давление, седиментационное равновесие.
8. Диализ, электродиализ, ультрафильтрация. Физико-химические принципы функционирования искусственной почки.
9. Оптические свойства коллоидно-дисперсных систем: рассеивание света (закон Рэлея).

Тема 10. Физикохимия поверхностных явлений.

1. Электрокинетические свойства коллоидно-дисперсных систем: электрофорез и электроосмос, потенциал течения и потенциал седиментации.
2. Свойства дисперсных систем: строение двойного электрического слоя. Электрокинетический потенциал и его зависимость от различных факторов.
3. Устойчивость дисперсных систем. Седиментационная, агрегативная и конденсационная устойчивость лиозолей. Факторы, влияющие на устойчивость лиозолей.
4. Коагуляция. Порог коагуляции и его определение, правило Шульце-Гарди, явление привыкания. Взаимная коагуляция. Понятие о современных теориях коагуляции. Коллоидная защита и пептизация.
5. Коллоидные ПАВ (поверхностно-активные вещества), биологически важные коллоидные ПАВ (мыла, детергенты, желчные кислоты). Мицеллообразование в растворах ПАВ. Определение критической концентрации мицеллообразования. Липосомы.
6. Свойства растворов ВМС.
7. Особенности растворения ВМС (высокомолекулярных соединений) как следствие их структуры. Форма макромолекул. Механизм набухания и растворения ВМС. Зависимость величины набухания от различных факторов.
8. Аномальная вязкость растворов ВМС. Уравнение Штаудингера. Вязкость крови и других биологических жидкостей.
9. Осмотическое давление растворов биополимеров. Уравнение Галлера. Полиэлектролиты. Изоэлектрическая точка и методы ее определения. Мембранное равновесие Доннана. Онкотическое давление плазмы и сыворотки крови.
10. Устойчивость растворов биополимеров. Высаливание биополимеров из раствора. Коацервация и ее роль в биологических системах.
11. Значение явления смачивания для биологических объектов.
12. Структурно-механические свойства дисперсных систем.
13. Физико-химия аэрозолей.

Тема 11. Строение атома и химическая связь.

1. Строение электронной оболочки атома по Н. Бору и Э Резерфорду.
2. Квантово-механическая модель строения атома.
3. Уравнение Шредингера. Понятие о квантовых числах.
4. Электронографические формулы атомов. Правило Клечковского. Принцип Паули. Правило Хунда.
5. Развитие представлений о природе химической связи.
6. Геометрия связи и молекулы.
7. Химия биогенных элементов 1А группы.
8. Химия биогенных элементов 2А группы.
9. Токсичность бериллия и бария.
10. Медико-биологическое значение элементов 3Б группы.
11. Медико-биологическое значение элементов 4Б группы.
12. Медико-биологическое значение элементов 5Б группы.
13. Медико-биологическое значение марганца.
14. Медико-биологическое значение элементов 8Б группы.

Тема 12. Химия биогенных элементов.

1. Медико-биологическое значение соединений меди, серебра, золота.
2. Медико-биологическое значение соединений цинка.
3. Ртутьорганические соединения.
4. Соединения ртути, в качестве лекарственных средств.
5. кадмий как токсикант окружающей среды
6. Медико-биологическое значение элементов 3А группы.
7. Медико-биологическое значение элементов 6А группы.
8. Медико-биологическое значение элементов 5А группы.
9. Обнаружение мышьяка в биологических объектах.
10. Медико-биологическое значение элементов 7А группы.
11. Медико-биологическое значение элементов 4А группы.

3.2. Решение ситуационных задач:

Тема 1. Химические методы исследования в медицине и биологии.

Задача № 1. При взаимодействии оксида азота (II) с кислородом из двух объёмов оксида азота (II) и одного объёма кислорода получаются два объёма нового газа. Установите формулу образующегося газа.

Решение: Так как в равных объёмах газов при прочих равных условиях содержится одинаковое число молекул, то изданных задачи непосредственно вытекает, что каждые две молекулы оксида азота (II) , взаимодействуя с одной молекулой кислорода, образует две молекулы нового газа.

Обозначив состав молекул образующегося газа формулой NxOy , можно выразить происходящую реакцию уравнением:

$$2NO + O2 = 2NxOy$$

Подсчет числа атомов азота и кислорода в левой части уравнения показывает, что в состав двух молекул нового газа должны входить два атома азота и четыре атома кислорода, т.е. что молекула его состоит из одного атома азота и двух атомов кислорода. Следовательно, формула газа: NO2 .

Задача №2: При горении метана CH4 образуется углекислый газ и водяной пар. Каковы отношения между объёмами участвующих в реакции газов, если они измерены при одинаковых условиях?

Решение: При полном сгорании метана на каждую её молекулу расходуются две молекулы кислорода в результате чего образуется одна молекула углекислого газа и две молекулы водяного пара:

$$CH4 + 2O2 = CO2 + 2H2O$$

Это значит, что из одного объёма метана и двух объёмов кислорода получаются два объёма водяного пара и один объём углекислого газа, измеренного при тех же условиях.

По закону Гей-Люсака при постоянном давлении объём газа изменяется прямо пропорционально абсолютной температуре (Т):

$$V1\backslash T2 = V2\backslash T2 \quad \text{или} \quad V\backslash T = \text{const}$$

P = const (изобарический процесс)

Задача 3. Вычислите ΔH^o, ΔU^o, ΔG^o и ΔA^0 для реакции

$$2CO_{2(г)} = 2CO_{(г)} + O_{2(г)}$$

Определите, возможно ли самопроизвольное протекание реакции при стандартных условиях.

Решение: Воспользовавшись данными, приведенными в Приложении, рассчитаем тепловой эффект реакции при постоянном давлении:

$$\Delta H^o_r = \Sigma n_i \Delta H^o_{f прод} - \Sigma n_i \Delta H^o_{f исх} =$$
$$= 2\Delta H^o_{f\,CO} + \Delta H^o_{f\,O2} - 2\Delta H^o_{f\,CO2} =$$
$$= [2(-110{,}70) + 0] - 2(-393{,}51) = 565{,}62 \text{ кДж/моль}.$$

Изменение внутренней энергии связано с изменением энтальпии зависимостью: $\Delta U^o_r = \Delta H^o_r - \Delta nRT$,

где: Δn – изменение числа молей газообразных веществ в ходе реакции,

$\Delta n = 3 - 2 = 1$;

R – универсальная газовая постоянная $(8{,}314 \times 10^{-3}$ кДж/моль•К);

T = 298К.

Следовательно:

$\Delta U^0_r = 565{,}62 - 8{,}314 \times 10^{-3} \bullet 298 = 563{,}14$ кДж/моль.

Для расчета ΔG^o_r найдем предварительно изменение энтропии:

$$\Delta S^o_r = 2S^o_{CO} + S^o_{O2} - 2S^o_{CO2} =$$
$$= (2 \times 197{,}48 + 205{,}03) - 2 \times 213{,}66 = 172{,}67 \text{ Дж/моль•К}.$$

Тогда изменение энергии Гиббса будет равно:

$\Delta G^o_r = \Delta H^o_r - T\Delta S^0_r = 565{,}62 - 298 \bullet 172{,}67 \times 10^{-3} = 514{,}16$ кДж/моль.

Теперь определим изменение энергии Гельмгольца:

$\Delta A^o_r = \Delta U^o_r - T\Delta S^o_r = 563{,}14 - 298 \bullet 172{,}67 \times 10^{-3} = 511{,}68$ кДж/моль

Положительные значения величин ΔG^o_r и ΔA^o_r указывают на то, что при стандартных условиях реакция не будет самопроизвольно идти в прямом направлении.

Тема 2. Физико-химические методы исследования в медицине и биологии.

Задача №1: При 27 градусах С объём газа равен 600 мл. Какой объём займет газ при 57 градусах С, если давление будет оставаться постоянным?

Решение: Обозначив искомый объём через V2, а соответствующую ему температуру через Т2. По условию задачи:

V1=600 мл

T1=273+27=300 К

T2=273+57=330 К

Подставляя эти значения в выражение закона Гей-Люсака, получим:

60\300 = V2\330 , откуда

V2 =600*330\300 = 660 мл.

Задача №2: Имеются два сосуда, заполненных смесями газов: а) водородом и хлором; б) водородом и кислородом. Как изменится давление в сосудах при пропускании через эти смеси электрической искры?

Решение: При пропускании искры газы реагируют по следующим уравнениям:

H2 + Cl2 = 2HCl (1)

2H2 + O2 = 2H2O (2)

Из уравнения реакции (1) видно, что 1 моль водорода и 1 моль хлора образуют 2 моль хлороводорода. Следовательно, количество вещества (в молях) газа после реакции (1) остаётся без изменения, объём газовой смеси также не меняется, поэтому и давление в сосуде не меняется.

Количество вещества газа после окончания реакции (2) уменьшается в 1,5 раза, следовательно, изменится и давление. В условии задачи намеренно не оговорено,

Приводится ли смесь к нормальным условиям или нет. Для ответа на поставленный вопрос это несущественно: допустим, что смесь останется при высокой температуре, тогда образовавшаяся вода будет находиться в парообразном состоянии и давление после реакции уменьшится для стехиометрической смеси в 1,5 раза, как было показано выше; если же смесь будет приведена к нормальным условиям, давление смеси ещё более уменьшится за счет конденсации паров воды.

ЗАКОН БОЙЛЯ-МАРИОТТА

При постоянной температуре давление, производимое данной массой газа, обратно пропорционально объёму газа:

P2\P1 = V1\V2 или PV = const

T = const (изотермический процесс)

Задача №3. Для реакции крекинга метана

$$CH_{4\,(г)} = C_{\,(т)} + 2H_{2(г)} + \Delta H_r$$

Используя данные Приложения, рассчитать ΔG^0_{r298} и ΔA^0_{r298}. Определить, возможно ли самопроизвольное протекание данной реакции при температуре 298 К.

Решение:

1) Воспользовавшись данными Приложения

($\Delta G^0_{f\,CH4\,(г)} = -50{,}85$; $\Delta G^0_{f\,C\,(т)} = 0$; $\Delta G^0_{f\,н2\,(г)} = 0$ кДж/моль),

рассчитаем ΔG^0_r(изменение энергии Гиббса)

$$\Delta G^0_r = \sum n_i \Delta G^0_{f\,прод.} - \sum n_i \Delta G^0_{f\,\,исх.} = \Delta G^0_{f\,\,C\,(т)} + 2\,\Delta G^0_{f\,н2\,(г)} - \Delta G^0_{f\,CH4\,(г)} =$$

$$= 0 + 2\cdot 0 - (-50{,}85) = +50{,}85 \text{ кДж}$$

2) Для расчета ΔA^0_rвоспользуемся соотношением между ΔG^0_rи ΔA^0_r:

$$\Delta A^0_r = \Delta G^0_r - \Delta nRT,$$

где Δn – изменение числа молей газообразных веществ в ходе реакции,

R - универсальная газовая постоянная

Находим Δn: $\Delta n = \sum n_{прод.} - \sum n_{исх.} = 2 - 1 = 1$

Отсюда:

$\Delta A^0_r = 50{,}89 - 1\cdot 8{,}314 \cdot 10^{-3}\cdot 298 = 48{,}41$ кДж,

т.к. ΔG^0_{r298} и $\Delta A^0_{r298} > 0$, то при 298 К невозможно самопроизвольное протекание данной реакции в прямом направлении.

Задача № 4. Для реакции крекинга метана

$$CH_{4\,(г)} = C_{\,(т)} + 2H_{2(г)} + \Delta H^o_r$$

Рассчитать ΔH^0_r, используя значение стандартных теплот сгорания веществ (лДж/моль): $\Delta H^0_{c\,CH4\,(г)} = -890{,}31$; $\Delta H^0_{c\,C\,(т)} = -393{,}51$; $\Delta H^0_{c\,H2\,(г)} = -285{,}84$

Определить экзо- или эндотермической является данная реакция.

Решение: В соответствии со следствием закона Гесса:

$$\Delta H^0_r = \sum n_i \Delta H^0_{c\,исх.} - \sum n_i \Delta H^0_{c\,прод.} =$$

$$= \Delta H^0_{c\,CH4\,(г)} - (\Delta H^0_{c\,C\,(т)} + 2\,\Delta H^0_{c\,H2\,(г)}) =$$

$$= -890{,}31 - [-393{,}51 + 2\cdot(-285{,}84)] = +74{,}88 \text{ кДж}$$

т.к. $\Delta H^0_r > 0$, реакция является эндотермической.

Тема 3. Элементы химической термодинамики

Задача 1. Рассчитайте величину $\Delta S^0_{x.p}$ для процесса

$Na_2O(т) + H_2O(ж) \rightarrow 2NaOH(т)$,используя значения стандартных энтропий веществ.

Р е ш е н и е:Используя справочные данные $S^0(NaOH) = 64{,}16$ Дж/(моль ·К), $S^0(Na_2O) = 75{,}5$ Дж/(моль ·К), $S^0(H_2O) = 70$ Дж/(моль ·К),рассчитываем ΔS^0_{298}:

$\Delta S^0_{298} = 2\cdot S^0(NaOH) - [S^0(Na_2O) + S^0(H_2O)] =$

$2\cdot 64{,}16 - (75{,}5 + 70) = -17{,}18$ Дж/К.Ответ: энтропия уменьшается. $\Delta S^0_{x.p} = -17{,}18$ Дж/К.

Задача 2. Рассчитайте изменение энергии Гиббса (ΔG^0_{298}) для процесса $Na_2O(т) + H_2O(ж) \rightarrow 2NaOH(т)$ по значениям стандартных энергий Гиббса образования веществ. Возможно ли самопроизвольное протекание реакции при стандартных условиях и 298 К?

Р е ш е н и е: При стандартных условиях ($T = 298$ К) ΔG^0_{298} можно рассчитать как разность суммарной энергии Гиббса образования продуктов реакции и суммарной энергии Гиббса образования исходных веществ, с учетом стехиометрических коэффициентов.Необходимые справочные данные: $\Delta G^0_f(NaOH) = -381{,}1$ кДж/моль.

$\Delta G^0_f(Na_2O) = -378$ кДж/моль, $\Delta G^0_f(H_2O) = -237$ кДж/моль

$\Delta G^0_{298} = 2\cdot\Delta G^0_f(NaOH) - [\Delta G^0_f(Na_2O) + \Delta G^0_f(H_2O)] =$

= 2·(–381,1) – [–378 + (–237)] = –147,2 кДж.

Значение ΔG^0_{298} отрицательно, поэтому самопроизвольное протекание реакции возможно в прямом направлении. Ответ: возможно; –147,2 кДж.

Задача 4. Напишите уравнение реакции сгорания метана.Вычислите стандартную теплоту образования метана, если его стандартная теплота сгорания

$$\Delta H^0_c = -890{,}31 \text{ кДж/моль}$$

Продукты сгорания имеют следующие теплоты образования (кДЖ/моль)

$$\Delta H^0_{f\,CO2\,(г)} = -393{,}51;\ \Delta H^0_{f\,H2O\,(ж)} = -285{,}84$$

Решение:

Напишите термохимическое уравнение реакции сгорания метана

$$CH_{4\,(г)} + 2O_{2\,(г)} = CO_{2\,(г)} + 2H_2O_{\,(ж)} + \Delta H^0_r$$

В соответствии со следствием закона Гесса:

$$\Delta H^0_r = \sum n_i \Delta H^0_{f\,прод.} - \sum n_i \Delta H^0_{f\,исх.} =$$

$$= (\Delta H^0_{f\,CO2\,(г)} + 2\,\Delta H^0_{f\,H2O\,(ж)}) - (\Delta H^0_{f\,CH4\,(г)} + 2\cdot \Delta H^0_{f\,O2\,(г)})$$

С другой стороны: $\Delta H^0_r = \Delta H^0_{C\,CH4\,(г)}$

Тогда: $\Delta H^0_{c\,CH4\,(г)} = (\Delta H^0_{f\,CO2\,(г)} + 2\,\Delta H^0_{f\,H2O\,(ж)}) - (\Delta H^0_{f\,CH4\,(г)} + 2\,\Delta H^0_{f\,O2\,(г)})$;

$$-890{,}31 = (-393{,}51 + 2\cdot(-285{,}84)) - (\Delta H^0_{f\,CH4\,(г)} + 2\cdot 0);$$

$$-890{,}31 = -393{,}51 - 571{,}68 - \Delta H^0_{f\,CH4\,(г)}$$

$$\Delta H^0_{f\ CH4\,(г)} = -74{,}88 \text{ кДж/моль}.$$

Тема 2. Основные понятия и законы химической термодинамики и термохимии.

Задача 5. Используя уравнение Кирхгоффа для небольшого температурного интервала рассчитать тепловой эффект реакции

$CH_3OH_{(г)} + 3/2O_{2(г)} = CO_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}$

при температуре 500К и давлении $1{,}0133\times10^5$ Па.

Решение: По данным приложения сначала рассчитываем тепловой эффект реакции при 298К:

$$\Delta H^o_{r\,298} = (\Delta H^o_{f\,CO2} + 2\,\Delta H^o_{f\,H2O}) - (\Delta H^o_{f\,CH3OH} + 3/2\Delta H^o_{f\,O2}) =$$

$$= (-393{,}51 - 2\times241{,}8) - (-201{,}00 + 3/2\times0) = -676{,}13 \text{ кДж/моль}.$$

Зная $\Delta H^o_{r\,298}$, можно по уравнению Кирхгоффа рассчитать тепловой эффект реакции при 500К:

$$\Delta H^o_{r\,T2} = \Delta H^o_{rT1} + \Delta C^o_p(T_2 - T_1)$$

где ΔC^o_p – изменение теплоемкости в ходе реакции. Его можно определить таким образом:

$$\Delta C^o_p = \Sigma n_i C_{pi\,прод.} - \Sigma n_i C_{pi\,исх.} =$$

$$= (C^o_{pCO2} + 2C^o_{pH2O}) - (C^o_{pCH3OH} - 3/2\ C^o_{pO2}) =$$

$$= (37{,}11 + 2\times33{,}56) - (43{,}9 - 3/2\times28{,}83) = 17{,}10 \text{ Дж/моль•К}$$

и значит, тепловой эффект реакции при 500К равен:

$$\Delta H^o_{r\,500} = \Delta H^o_{r\,298} + \Delta C^o_p(500-298) =$$

$$= -676130 + 17{,}1\times202 = -672676 \text{ Дж/моль} = -672{,}676 \text{ кДж/моль}.$$

Тема 2. Основные понятия и законы химической термодинамики и термохимии.

Задача 6. Значение стандартной энергии Гиббса ΔG^o_r реакции

$CH_3COOH_{(г)} + C_2H_5OH_{(г)} = CH_3COOC_2H_{5(г)} + H_2O_{(г)}$

равно –3,434 кДж/моль. Вычислите константы равновесия K_p и K_c. Каков будет состав равновесной реакционной смеси, если в реакцию введены 1 моль кислоты и 2 моля спирта?

Решение: Воспользуемся соотношением $\Delta G^o_r = -RT\ln K_p$, из которого получаем

$$\ln K_p = -\frac{\Delta G^o_r}{RT} = -\frac{-3{,}434}{8{,}314\text{x}10^{-3}\text{x}298} = 1{,}386$$

и значит $K_p = e^{1{,}386} = 3{,}9989 \approx 4$.

$K_c = K_p(RT)^{-\Delta n}$, а так как $\Delta n = 2 - 2 = 0$, то $K_c = K_p = 4$.

Для того, чтобы ответить на вопрос о составе равновесной реакционной смеси, необходимо в общем виде проанализировать начальный и равновесный состав реакционной смеси:

	CH_3COOH +	C_2H_5OH =	$CH_3COOC_2H_5$ +	H_2O
Исходный состав, моль	1	2	0	0
Равновесный состав, моль	1–x	2–x	x	x

Выразим константу равновесия через равновесные количества молей веществ:

$$K_c = \frac{x \bullet x}{(1-x)(2-x)} = 4$$

и решим уравнение относительно x:

$x^2=(1-x)(2-x)= 4$; $x^2=(2-3x+x^2)= 4$; $x^2=8-12x+4x^2$; $3x^2-12x+8=0$

$D = \sqrt{144-96}=6{,}928$; и значит

$$x_1 = \frac{12 + 6{,}928}{6} = 3{,}15 \text{ моля}; \quad x_2 = \frac{12 - 6{,}928}{6} = 0{,}845 \text{ моля}.$$

значение = 3,15 мол.x_1 не имеет физического смысла (так как из 2 молей спирта нельзя получить 3 моля этилацетата) и отбрасывается. Таким образом, состав реакционной смеси при равновесии будет следующим:

уксусной кислоты: 1–0,845 = 0,155 моля,
спирта: 2–0,845 = 1,155 моля,
этилацетата: 0,845 моля,
воды: 0,845 моля.

Тема 4. Химическое равновесие.

Задача 1. Составьте термохимическое уравнение реакции взаимодействия $Na_2O(т)$ и $H_2O(ж)$, если при этом образуется 1 моль $NaOH(т)$. В ответе приведите количество теплоты (Q), указанное в термохимическом уравнении.

Р е ш е н и е: Коэффициенты в термохимическом уравнении имеют смысл молей. Поэтому допустимы дробные значения коэффициентов и 1 моль гидроксида натрия может образоваться из 1/2 моля оксида натрия и 1/2 моля воды. В результате расчета выяснено, что при образовании 2 молей $NaOH(т)$ в данной реакции выделяется 153,6 кДж теплоты, $\Delta H^0_{298} = -153{,}6$ кДж. Поэтому при образовании 1 моль $NaOH(т)$ количество выделившейся теплоты будет в 2 раза меньше, т. е. 76,8 кДж. В термохимическом уравнении количество выделяющейся теплоты указывают со знаком «плюс»: $1/2\ Na_2O(т) + 1/2\ H_2O(ж) \rightarrow\ NaOH(т) + 76{,}8$ кДж.

Ответ: Q = +76,8 кДж.

Задача 2. Выразите известным вам способом концентрацию раствора 10 г NaCl в 100 мл (г) воды. В качестве способов выражения концентрации используйте:

1) молярную весовую концентрацию (моляльность);
2) молярную объемную концентрацию (молярность);
3) нормальность (молярную концентрацию эквивалента) ;
4) моляльную (молярную) долю;
5) титр;
6) весовой процент;
7) число граммов растворенного вещества на 100 г растворителя (коэффициент растворимости при данных условиях).

Решение:

Обозначение	Название и определение
C_m	Молярная весовая концентрация (моляльность) - число молей растворённого вещества, приходящееся на 1000 г растворителя.

C_M	Молярная объёмная концентрация (молярность) - число молей растворённого вещества, содержащееся в 1 литре раствора.
$C_{н(н.)}$	Нормальность - число грамм-эквивалентов растворённого вещества, содержащееся в 1 литре раствора.
N	Мольная (или молярная) доля - число молей р ство ённого вещества, приходящееся на 1 моль раствора.
T	Титр - число граммов растворённого вещества, содержащееся в 1 мл раствора.
P	Весовой процент - число граммов растворённого вещества, содержащееся в 100 г раствора.
A	Число граммов растворённого в щест а, приходящееся на 100 г растворителя.

Если обозначить:
Э - эквивалентный вес растворённого вещества;
M - молекулярный вес растворённого вещества;
M_P - молекулярный вес растворителя;
n - число грамм-эквивалентов в 1 моль растворённого вещества;
p - плотность раствора, то:

$$n_{NaCl} = m_{NaCl}/M_{NaCl} = 10/23+35.5 = 0.17 \text{ моля};$$

$$1)\ C_m = \frac{n_{NaCl} \cdot m'_{H2O}\ (1000\ г)}{m_{H2O}} = \frac{0.17 \cdot 1000}{100} = 1,7 \text{ моль/1000 г};$$

$$2)\ C_M = \frac{n_{NaCl} \cdot 1000\ мл}{100\ мл\ (V_{H2O})} = \frac{0.17\ \ 1000}{100} = 1,7 \text{ моль/л}$$

$$3)\ C_N = \frac{T \cdot 1000}{Э} = ;\ \ C_N = 1,7 \text{ г экв/л}$$

также возможен расчет нормальности раствора по следующей формуле:

$$C_N = \frac{m\ \ X}{Э\ \ 100}, \text{ где}$$

m – масса, г; X - массовая доля, %; Э - эквивалентная масса, г/г-экв.

$$4)\ N = \frac{n_{NaCl} \cdot n'_{H2O}\ (1\ моль)}{n_{p\text{-}ра}} = \frac{0.17\ \ 1}{5+0.17};\ \ n_{p\text{-}ра} = n_{NaCl} + n_{H2O};\ N = 0,033$$

$$5)\ T = \frac{m_{NaCl} \cdot V'_{H2O}\ (1\ мл)}{V_{H2O}} = \frac{10\ \ 1}{100};\ \ T = 0,1 \text{ г/мл}$$

$$6)\ P = \frac{m_{NaCl}}{m_{H2O} + m_{NaCl}} = \frac{10}{100+10};\ \ P = 9,09\ \%$$

$$7)\ A = m_{NaCl} / m'_{H2O};\ \ A = 0,1 \text{ г/100 г воды}$$

Задача 3. В 100 г воды растворено 1,53 г глицерина. Давление пара воды при 298К равно 3167,2 $Н/м^2$. Вычислите: а) понижение давления пара воды над раствором; б) температуру кипения раствора; в) температуру его замерзания; г) его осмотическое давление.
Решение:

а) В соответствии с законом Рауля относительное понижение давления равновесного с раствором пара равно:

$$\frac{p^o - p}{p^o p^o} = \frac{\Delta p}{} = X_{гл},$$

где $X_{гл}$ – мольная доля глицерина в растворе.
$X_{гл} = n_{гл}/(n_{гл} + n_{воды})$, где n – количество вещества (моль).
$n_{воды}=100/18 = 5{,}555$ моль; $n_{гл}= 1{,}53/92 = 0{,}017$ моль;

Значит, $X_{гл}= 0{,}017/(0{,}017 + 5{,}555) = 0{,}003$,
и тогда $\Delta p/3167{,}2 = 0{,}03$; $\Delta P = 95{,}02$ Па.

б) Повышение температуры кипения раствора неэлектролита можно вычислить по эбуллиоскопической формуле:

$$\Delta T_{кип} = \frac{K_э m\ 1000}{Ma},$$

где $K_э$ – эбуллиоскопическая константа растворителя (для воды она равна 0,52); m – масса растворенного вещества в граммах; M – его молярная масса;
a – масса растворителя в граммах. Отсюда

$$\Delta T_{кип} = \frac{0{,}52\times 1{,}53\times 1000}{92\times 100} = 0{,}086^o.$$

Следовательно, температура кипения раствора будет равна $100{,}086^0$C.

в) Понижение (депрессия) температуры замерзания раствора рассчитывается по криоскопической формуле:

$$\Delta T_{зам} = \frac{K_к m\ 1000}{Ma},$$

где $K_к$–криоскопическая константа растворителя (для воды 1,86):

$$\Delta T_{зам} = \frac{1{,}86\bullet 1{,}53\bullet 1000}{92\bullet 100} = 0{,}309^o$$

Следовательно, раствор будет замерзать при $-0{,}309^o$C.

г) в соответствии с законом Вант–Гоффа осмотическое давление в растворах неэлектролитов можно рассчитать по уравнению

$\pi = CRT$,

где C – молярная концентрация раствора.

При пересчете в систему СИ концентрация должна быть выражена в моль/м^3. Считая плотность раствора равной плотности воды, получим:

$$C = \frac{1{,}53\bullet 1000}{90\bullet 100} = 0{,}17 \text{ моль/л} = 0{,}17\times 10^3 \text{ моль/м}^3.$$

Тогда

$\pi = 0{,}17\times 10^3\bullet 8{,}314\bullet 298 = 421187{,}2$ Па ($\approx 4{,}2$ атм).

Тема 5. Элементы химической кинетики

Задача 1. Во сколько раз изменится скорость прямой реакции $N_2(г)+3H_2(г) \rightleftarrows 2NH_3(г)$, если давление в системе увеличить в 2 раза?Решение. Увеличение давления в системе в 2 раза равносильно уменьшению объема системы в 2 раза. При этом концентрации реагирующих веществ возрастут в 2 раза. Согласно закону действия масс, начальная скорость реакции равна

$v_н=k\cdot[N_2]\cdot[H_2]^3$. После увеличения давления в 2 раза концентрации азота и водорода увеличатся в 2 раза, и скорость реакции станет равна $v_к=k\cdot 2[N_2]\cdot 2^3[H_2]^3=k\cdot 32[N_2]\cdot[H_2]^3$. Отношение $v_к/v_н$ показывает, как изменится скорость реакции после изменения давления. Следовательно, $v_к/v_н=k\cdot 32[N_2]\cdot[H_2]^3/(k\cdot[N_2]\cdot[H_2]^3)=32$. Ответ: скорость реакции увеличится в 32 раза.

Задача 2. В реакции $C(т)+2H_2(г) \rightleftarrows CH_4(г)$ концентрацию водорода уменьшили в 3 раза. Как изменится скорость реакции?
Решение. Согласно закону действия масс, начальная скорость реакции равна $v_н=k\cdot[H_2]^2$. После уменьшения концентрации водорода в 3 раза скорость станет равна $v_к=k\cdot(1/3)^2[H_2]^2=1/9k[H_2]^2$. После изменения концентрации водорода скорость изменится следующим образом:$v_к/v_н=1/9k[H_2]^2/(k[H_2]^2)=1/9$.
Ответ: скорость реакции уменьшится в 9 раз.

Задача 3. Константа скорости диссоциации фосгена
$COCl_2 = CO + Cl_2$
при температуре 382°С равна $0{,}5\times10^{-2}$ мин$^{-1}$, а при температуре 482°С – $67{,}6\times10^{-2}$ мин$^{-1}$. Рассчитать: а) энергию активации реакции;
б) константу скорости реакции при температуре 425°С; в) количество фосгена, которое разложится при температуре 382°С за 100 минут после начала реакции, если начальное содержание его составляло 1 моль/л.
Решение:
а) Расчет энергии активации E^* ведем по уравнению:

$$E^* = \frac{T_1T_2Rk_2}{T_2-T_1k_1}\ln\frac{}{},$$

где: k_1 и k_2 – константы скорости реакции соответственно при температурах T_1 и T_2. Подставляем значения:

$$E^* = \frac{655\bullet 755\bullet 8{,}314}{755-655}\ln\frac{67{,}6\times10^{-2}}{0{,}5\times10^{-2}} = 201740{,}3 \text{ Дж/моль} \approx 201{,}7 \text{ кДж/моль}$$

б) Для расчета константы скорости реакции при 425°С воспользуемся тем же уравнением и найденным значением E^*.

$$\ln\frac{k_3}{k_1} = \frac{E^*T_3 - T_1}{RT_3T_1}\bullet.$$

Решая это уравнение относительно k_3, получим:

$$\ln k_3 = \frac{201740}{8{,}314}\bullet\frac{698-655}{698\times655} + \ln 0{,}5\times10^{-2} = -3{,}016,$$

откуда $k_3 = e^{-3{,}016} = 0{,}049$.
в) Реакция диссоциации фосгена является реакцией первого порядка. Поэтому количество прореагировавшего фосгена может быть рассчитано по уравнению:

$$k = \frac{1}{t}\ln\frac{C_0}{C_0 - x}, \text{ где}$$

C_0 – исходная концентрация вещества; C_0–x – концентрация к моменту времени t; x – число молей прореагировавшего вещества.

Подставляя в это уравнение значение константы скорости реакции, время от начала реакции и исходную концентрацию, решаем уравнение относительно x:
$0{,}5\times10^{-2} = (1/100)\ln[1/(1-x)]$;
$\ln[1/(1-x)] = 0{,}5$; $\ln(1-x) = -0{,}5$; $1-x = e^{-0{,}5} = 0{,}6$

и, окончательно, x = 0,4 моля.

Таким образом, при температуре 382°C за 100 минут от начала реакции концентрация фосгена уменьшится от 1 до 0,6 моль/л, так как в каждом литре разложится 0,4 моля фосгена.

Тема 6. Катализ.

Задача 1. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры с 10 до 30°C (γ=3)?

Решение. При увеличении температуры с 10 до 30°C скорость реакции в соответствии с правилом Вант-Гоффа возрастает: $v_2/v_1=\gamma^{(t2-t1)/10}$, где $t_2=30^oC$, $t_1=10^oC$, а v_2 и v_1 – скорости реакции при данных температурах. Получаем $v_2/v_1=3^{(30-10)/10}=3^2=9$ т.е. скорость реакции увеличится в 9 раз. Ответ:9.

Задача 2. Равновесие реакции $2H_2(г)+O_2(г) \rightleftarrows 2H_2O_{(г)}$; $\Delta H<0$ смещается вправо при: 1) повышении температуры; 2) уменьшении давления; 3) увеличении давления?

Решение. Все вещества в системе – газы. В соответствии с принципом Ле Шателье, повышение давления приводит к смещению равновесия в сторону реакции, приводящей к меньшему количеству молей газов, т.е. в сторону образования H_2O. Следовательно, повышение давления в системе смещает равновесие реакции вправо. Ответ: при увеличении давления.

Задача 3. Во сколько раз возрастет скорость разложения сульфацила натрия в глазных каплях при повышении температуры от 20 до 80°C? Температурный коэффициент скорости реакции равен 2.

Решение:

Воспользуемся соотношением $v_{T2}/v_{T1} = k_{T2}/k_{T1}= \gamma^{(T2-T1)}/10$, где γ=2, $T_2=80^oC$; $T_1=20^oC$:

$$V_{t2}/V_{t1} = 2^6 = 64,$$

то есть скорость разложения возрастет в 64 раза.

Задача 4. Рассчитайте время разрушения аэрозольного препарата «Камфомен» на 10%, считая константу скорости разложения основного действующего вещества (фурацилина) равной $1{,}2\times10^{-5}$ $час^{-1}$ при 20°C.

Решение: Считая исходное количество вещества равным 100%, и используя кинетическое уравнение для реакции 1-го порядка

$$k = \frac{1}{t}\ln\frac{a}{a-x},$$

получим:

$$t = \frac{1}{k}\ln\frac{100}{100-90} = \frac{0{,}1053}{1{,}2\times10^{-5}} = 8775 \text{ часов} \approx 1 \text{ год.}$$

Задача 5. В течение какого времени через раствор сульфата меди необходимо пропускать ток силой 1,5 А, чтобы из него 6,4 г. меди ?

Решение: По закону Фарадея масса выделившегося вещества при электролизе (в граммах) m = ЭJt/F, где

Э – электрохимический эквивалент вещества

J – сила тока (ампер)

t – время (Сек)

F – число Фарадея 96494 К/г-экв (Кулон / г-экв) или 96500 К/г-экв.

Электрохимическим эквивалентном называется количества вещества, выраженное в граммах, выделяемое 1к электричества, проходящим через электролит.

$$Э = \frac{A}{n}, \quad \text{где}$$

A – атомная масса; n – валентность

Для меди 63,54

$$Э = \frac{}{2} = 31{,}77 \text{ г/к}$$

$$t = \frac{mF}{ЭJ} = \frac{6{,}4 \cdot 96500}{31{,}77 \cdot 1{,}5} = 12959{,}8 \text{ сек} = 216 \text{ мин} = 3 \text{ ч. } 36 \text{ мин.}$$

Тема 7. Учение о растворах электролитов

Задача 1. Напишите все возможные уравнения реакций в молекулярной, ионной и сокращенной ионной формах между следующим кислотами и основаниями: NaOH, $Mg(OH)_2$, H_2SO_3, H_3PO_4Решение.

$NaOH + H_2SO_3 = NaHSO_3 + H_2O$ гидросульфит натрия

$Na^+ + OH^- = Na^+ + HSO_3^- + H_2O$

$H_2SO_3 + OH^- = HSO_3^- + H_2O$

$2NaOH + H_2SO_3 = Na_2SO_3 + 2H_2O$ сульфитнатрия

$2Na^+ + 2OH^- + H_2SO_3 = 2Na^+ + SO_3^{2-} + 2H_2O$

$2OH^- + H_2SO_3 = 2H_2O + SO_3^{2-}$

$NaOH + H_3PO_4 = NaH_2PO_4 + H_2O$ дигидрофосфатнатрия

$Na^+ + OH^- + H^+ + H_2PO_4^- = Na^+ + H_2PO_4^- + H_2O$

$OH^- + H^+ = H_2O$

$2NaOH + H_3PO_4 = Na_2HPO_4 + 2H_2O$ гидрофосфатнатрия

$2Na^+ + 2OH^- + 2H^+ + HPO_4^{2-} = 2Na^+ + HPO_4^{2-} + 2H_2O$

$2OH^- + 2H^+ = 2H_2O$

$3NaOH + H_3PO_4 = Na_3PO_4 + 3H_2O$ фосфатнатрия

$3Na^+ + 3OH^- + 3H^+ + PO_4^{3-} = 3Na^+ + PO_4^{3-} + 3H_2O$

$3OH^- + 3H^+ = 3H_2O$

$Mg(OH)_2^- + 2H_2SO_3 = Mg(HSO_3)_2 + 2H_2O$ гидросульфитмагния

$Mg(OH)_2 + 2H_2SO_3 = Mg^{2+} + 2HSO_3^- + 2H_2O$ (H_2SO_3 не диссоциирует, так как является слабой кислотой)

$Mg(OH)_2^- + H_2SO_3 = MgSO_3^- + 2H_2O$ сульфит магния

$Mg(OH)_2^- + 2H_3PO_4 = Mg(H_2PO_4)_2 + 2H_2O$ дигидрофосфат магния

$Mg(OH)_2 + 2H^+ + 2H_2PO_4^- = Mg^{2+} + 2H_2PO_4^- + 2H_2O$

$Mg(OH)_2 + 2H^+ = Mg^{2+} + 2H_2O$

$Mg(OH)_2^- + H_3PO_4 = MgHPO_4 + 2H_2O$ гидрофосфатмагния

$Mg(OH)_2 + 2H^+ + HPO_4^{2-} = Mg^{2+} + HPO_4^{2-} + 2H_2O$

$Mg(OH)_2 + 2H^+ = Mg^{2+} + 2H_2O$

$3Mg(OH)_2^- + 2H_3PO_4 = Mg_3(PO_4)_2^- + 6H_2O$ фосфатмагния

$3Mg(OH)_2^- + 6H^+ + 2PO_4^{3-} = Mg_3(PO_4)_2^- + 6H_2O$

Задача 2. Вычислить концентрацию ионов OH^- и NH_4^+ в 0,5 М растворе NH_4OH, если константа диссоциации $K = 1{,}8 \times 10^{-5}$. Решение. Концентрация каждого иона равна произведению степени диссоциации α на общую концентрацию электролита С, т.е.

$[OH^-] = [NH_4^+] = \alpha \cdot C$

$\alpha = (K/C)^{1/2}$, таким образом

$[OH^-] = [NH_4^+] = (K \cdot C)^{1/2} = (1{,}8 \times 10^{-5} \cdot 0{,}5)^{1/2} = 0{,}003$ М

Задача 3. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) сульфат железа и нитрат стронция; б) нитрит натрия и соляная кислота. Вычислите концентрации всех ионов в 2%-ных растворах сульфата калия и нитрата свинца, если степень диссоциации равна 70%.Решение.

а) $FeSO_4 + Sr(NO_3)_2 = Fe(NO_3)_2 + SrSO_4\downarrow$

$Fe^{2+} + SO_4^{2-} + Sr^{2+} + 2NO_3^- = Fe^{2+} + 2NO_3^- + SrSO_4\downarrow$

$SO_4^{2-} + Sr^{2+} = SrSO_4\downarrow$

б) $NaNO_2 + HCl = NaCl + HNO_2$

$Na^+ + NO_2^- + H^+ + Cl^- = Na^+ + Cl^- + HNO_2$

$NO_2^- + H^+ = HNO_2$Вычислите концентрации всех ионов в 2%-ных растворах сульфата калия и нитрата свинца, если степень диссоциации равна 70%.

$K_2SO_4 \leftrightarrow 2K^+ + SO_4^{2-}$

$Pb(NO_3)_2 \leftrightarrow Pb^{2+} + 2NO_3^-$

Примем, что ρ(растворов) = 1 г/мл, V(растворов) = 1000 мл, тогда
$m = V \cdot \rho = 1000 \cdot 1 = 1000$ г.
Определим, сколько грамм растворенного вещества содержится в 1000 г раствора 2 г вещества содержится в 100 г раствора
x — в 1000 г
x = 20 г. Найдем молярную концентрацию каждого раствора:

$$C_м = n/V = m/(M \cdot V)$$

K_2SO_4: $M = 39 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 174$ г/моль

$C_м = 20/174 \cdot 1 = 0,11$ М

$Pb(NO_3)_2$ $M = 207 + (14+16 \cdot 3) \cdot 2 = 331$ г/моль

$C_м = 20/331 \cdot 1 = 0,06$ М

Далее определим концентрации всех ионов:

$$[ион] = n \cdot C_м \cdot \alpha$$

$[K^+] = 2 \cdot 0,11 \cdot 0,7 = 0,154$ М
$[SO_4^{2-}] = 0,11 \cdot 0,7 = 0,077$ М
$[Pb^{2+}] = 0,06 \cdot 0,7 = 0,042$ М
$[NO_3^-] = 2 \cdot 0,06 \cdot 0,7 = 0,084$ М

Задача 4. Электродвижущая сила Е элемента, составленного из водородного и насыщенного каломельного электродов при 25°С равна 0,4185 В. Чему равны pH раствора, с которым контактирует водородный электрод, и активность ионов водорода в нем?
Решение:

$$pH = \frac{E - E_{КЭ}}{0,059};$$

(потенциал каломельного электрода берем из Приложения). Отсюда
$pH = (0,4185–0,2415)/0,059 = 3$;
$a_{H+} = 10^{-pH} = 10^{-3} = 0,001$ моль/л.
Задача 5. Константа скорости омыления этилацетата гидроксидом натрия при 10°С равна 2,38 $мин^{-1}$. Определить время, необходимое для омыления 90% этилацетата, если реакционная смесь получены смешением 1л 0,05 н. раствора этилацетата с:
1)1 л 0,05 н. раствора NaOH; 2) 1 л 0,1 н. раствора NaOH.
Решение:
1) Реакция омыления этилацетата в щелочной среде является реакцией второго порядка. В случае равенства концентраций эфира и щелочи воспользуемся уравнением :

$$k = \frac{1}{t_1} \cdot \frac{x}{a(a-x)}, \text{ откуда} t_1 = \frac{1}{ka} \cdot \frac{x}{(a-x)},$$

где a – исходное количество молей; x – количество прореагировавшего вещества к моменту времени t.

Общий объем смеси 2 л, поэтому концентрация веществ вследствие разбавления уменьшится в два раза и значит,

a = 0,025 моль/л, x = 0,025•0,9 = 0,0225 моль/л.

Отсюда

$$t_1 = \frac{1}{2,38} \cdot \frac{0,0225}{0,025(0,025-0,0225)} = 151,2 \text{мин.}$$

2. Во втором случае концентрации эфира и щелочи неодинаковы, поэтому необходимо использовать уравнение:

$$k = \frac{1}{t_2(a-b)} \ln \frac{b(a-x)}{a(b-x)}$$

Если a - начальная концентрация этилацетата, а b – начальная концентрация щелочи, то a = 0,1/2 = 0,05 моль/л; b = 0,05/2 = 0,025 моль/л; x = 0,025×0,9 = 0,0225 моль/л.
Решаем уравнение относительно t_2:

$$t_2 = \frac{1}{2{,}38\ (0{,}05-0{,}025)} \ln \frac{0{,}025(0{,}05-0{,}0225)}{0{,}05(0{,}025-0{,}0225)} = 28{,}65 \text{ мин}$$

Тема 8.Основные типы химических равновесий и процессов в жизнедеятельности.
Задача 1. Можно ли приготовить аммиачный буфер с pH = 4,7, когда $K_Д$ (NH_4OH) = $1{,}8 \cdot 10^{-5}$?Решение:1. Определяем pK NH_4OH:
$K_Д$ (NH_4OH) = $1{,}8 \cdot 10^{-5}$ pK = -ℓg $K_Д$ = - ℓg $1{,}8 \cdot 10^{-5}$ =-(ℓg 1,8 - ℓg 10^{-5}) = -0,26 = 5 = 4,74.
2. Определяем интервал буферного действия по формуле:
pOH = pK ± 1.
pOH = 4, 74 ± 1; pH = 3,74 -5,74.
Ответ: значение pOH = 4,74 входит в интервал pK 3,74 – 5,74, поэтому такой аммиачный буфер можно приготовить.
Задача 2. Приведите схемы диссоциации и выражения констант нестойкости следующих комплексных ионов:а) $[Fe(CN)_6]^{4-}$; б) $[Ag(NH_3)(H_2O)]^+$; в) $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$.Определите степень окисления указанных комплексообразователей.Решение:Обозначим степень окисления центрального атома через x:
а) $[Fe(CN)_6]^{4-}$;x + 6(-1) = -4x = +2
$[Fe(CN)_6]^{4-} = Fe^{2+} + 6CN^- K_н = ([Fe^{2+}] \cdot [CN^-]^6) / [[Fe(CN)_6]^{4-}]$
б) $[Ag(NH_3)(H_2O)]^+$;x + 0 + 0 = +1x = +1
$[Ag(NH_3)(H_2O)]^+ = Ag^+ + NH_3 + H_2O \quad K_н = ([Ag^+] \cdot [NH_3] \cdot [H_2O]) / [[Ag(NH_3)(H_2O)]^+]$
в) $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$x + 6(0) = +3x = +3
$[Cr(H_2O)_6]^{3+} = Cr^{3+} + 6H_2O \quad K_н = ([Cr^{3+}] \cdot [H_2O]^6) / [[Cr(H_2O)_6]^{3+}]$
Задача 3. При взаимодействии раствора $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$ с раствором KCN образуется соль $K_2[Cu(CN)_4]$. Составьте уравнение реакции и объясните причину её протекания.
Решение.
$[Cu(NH_3)_4]Cl_2 + 4KCN = K_2[Cu(CN)_4] + 2KCl + NH_3$
$[Cu(NH_3)_4]^{2+} + 2Cl^- + 4K^+ + 4CN^- = 2K^+ + [Cu(CN)_4]^{2-} + 2K^+ + 2Cl^- + 4NH_3$
$[Cu(NH_3)_4]^{2+} + 4CN^- = [Cu(CN)_4]^{2-} + 4NH_3$Известно, что имея один и тот же комплексообразователь, цианидные комплексы более устойчивы аммиачных. Это можно увидеть по значениям констант нестойкости этих комплексов. Пользуясь таблицей констант нестойкости, определим:
$K_н([Cu(NH_3)_4]^{2+}) = 9{,}33 \cdot 10^{-13}$
$K_н([Cu(CN)_4]^{2-}) = 5{,}0 \cdot 10^{-28}$
Комплексное соединение тем прочнее, чем более низкое значение имеет константа нестойкости. А реакция всегда протекает в сторону образования более прочного комплекса, поэтому данная реакция возможна.
Тема 9. Физикохимия дисперсных систем и растворов ВМС.
Задача 1. Какой объем 0,001 н. раствора $BaCl_2$надо добавить к 0,03 л 0,001 н. раствора K_2CrO_4, чтобы получить положительно заряженные частицы золя $BaCrO_4$? Составьте формулу мицеллы золя. Какой из перечисленных электролитов будет обладать более сильным коагулирующим действием: хлорид калия, сульфат калия или фосфат калия. Поясните выбор.Решение.Запишем уравнение реакции, протекающей при сливании двух растворов:

$$BaCl_2 + K_2CrO_4 = BaCrO_4\downarrow + 2KCl$$

Найдем необходимый объем $BaCl_2$ при условии, что вещества участвуют в реакции в стехиометрическом соотношении, используя «золотое правило аналитики»:

$$C_{K2CrO4} \cdot V_{K2CrO4} = C_{BaCl2} \cdot V_{BaCl2}$$

Подставим в выражение известные значения:
$0{,}001 \cdot 0{,}03 = 0{,}001 \cdot V_{BaCl2}$, откуда$V_{BaCl2}$ = 0,03 л.

На поверхности образовавшегося золя адсорбируются ионы, входящие в его состав и находящиеся в растворе в избытке. Чтобы получить «+» заряженные частицы золя $BaCrO_4$, на его поверхности должны адсорбироваться ионы Ba^{2+}. Таким образом, в растворе должен быть избыток $BaCl_2$ по сравнению с K_2CrO_4, т.е. к 0,03 л 0,001 н. раствора K_2CrO_4 необходимо добавить более 0,03 л. 0,001 н. раствора $BaCl_2$.Т.к. частицы золя заряжены положительно, то к ним будут притягиваться отрицательно заряженные ионы Cl^-. Формула мицеллы золя будет выглядеть следующим образом:

$$[(BaCrO_4)_m \cdot nBa^{2+}, 2(n-x)Cl^-]^{2x+} \cdot 2xCl^-$$

Какой из перечисленных электролитов будет обладать более сильным коагулирующим действием: хлорид калия, сульфат калия или фосфат калия. Поясните выбор.Коагуляцию золя вызывает тот из ионов добавляемого электролита, чей заряд противоположен заряду коллоидной частицы. Коагулирующая способность иона тем больше, чем больше его заряд. K^+Cl^-, $K_2^+SO_4^{2-}$, $K_3^+PO_4^{3-}$ Допустим, что коагуляцию золя вызывают катионы, тогда все приведенные соединения обладают одинаковым коагулирующим действием. Если же коагуляция золя вызвана анионами, то более сильным коагулирующим действием будет обладать фосфат калия K_3PO_4, т.к. фосфат-ион имеет наибольший заряд.

Задача 2. Золь $Zn(OH)_2$ получен при взаимодействии растворов КОН и $ZnCl_2$. Составьте формулу мицеллы золя, если противоионы движутся в электрическом поле к катоду. Какой из перечисленных электролитов будет обладать более сильным коагулирующим действием: ацетат калия, сульфат никеля или сульфат хрома. Поясните выбор.

Решение.Запишем уравнение реакции, протекающей при сливании двух растворов:

$$2KOH + ZnCl_2 = Zn(OH)_2\downarrow + 2KCl$$

При образовании золя $Zn(OH)_2$, на его поверхности адсорбируются потенциалопределяющие ионы, входящие в его состав и находящиеся в растворе в избытке. Далее, к ядру притягиваются противоположно заряженные ионы – противоионы, которые компенсируют заряд твердой фазы и образуют адсорбционный слой. Противоионами будут служить, ионы, содержащиеся в растворе, но не входящие в состав агрегата. По условию задачи, противоионы движутся к катоду, значит, они заряжены положительно, а потенциалопределяющие ионы будут заряжены отрицательно. В нашем примере, в качестве потенциалопределяющих ионов будут выступать гидроксид-ионы. В результате, $(Zn(OH)_2)_m$ с адсорбированным слоем OH^- приобретает отрицательный заряд. Противоионами служат ионы K^+. Формула мицеллы золя будет выглядеть следующим образом:

$$[(Zn(OH)_2)_m \cdot nOH^-, (n-x)K^+]^{x-} \cdot xK^+$$

Какой из перечисленных электролитов будет обладать более сильным коагулирующим действием: ацетат калия, сульфат никеля или сульфат хрома. Поясните выбор.Коагуляцию золя вызывает тот из ионов добавляемого электролита, чей заряд противоположен заряду коллоидной частицы. Коагулирующая способность иона тем больше, чем больше его заряд. $CH_3COO^-K^+$, $Ni^{2+}SO_4^{2-}$, $Cr_2^{3+}(SO_4)_3^-$Допустим, что коагуляцию золя вызывают анионы, тогда наибольшим коагулирующим действием обладают сульфат никеля $NiSO_4$и сульфат хрома $Cr_2(SO_4)_3$. Если же коагуляция золя вызвана катионами, то более сильным коагулирующим действием будет обладать сульфат хрома $Cr_2(SO_4)_3$, т.к. ион хрома имеет наибольший заряд.

Задача 3.Золь $Mg_3(PO_4)_2$ получен при добавлении к 0,015 л 0,002 н. раствора Na_3PO_4 0,005 л 0,004 н. раствора $MgCl_2$. Укажите формулу мицеллы золя. Какой из перечисленных электролитов будет обладать более сильным коагулирующим действием: хлорид калия, сульфат меди или нитрат алюминия. Поясните выбор.Решение.Запишем уравнение реакции, протекающей при сливании двух растворов:

$$3MgCl_2 + 2Na_3PO_4 = Mg_3(PO_4)_2\downarrow + 6NaCl$$

Определим количества участвующих в реакции веществ:

$C_н = n/V$

$n(Na_3PO_4) = C_н \cdot V = 0{,}002 \cdot 0{,}015 = 0{,}00003$ моль

$n(MgCl_2) = C_н \cdot V = 0{,}004 \cdot 0{,}005 = 0{,}00002$ моль

Как видно из расчетов, в избытке Na_3PO_4, значит, в качестве потенциалопределяющих ионы, т.е. ионов, входящие в его состав и находящиеся в растворе в избытке, выступают PO_4^{3-}. Далее, к ядру притягиваются противоположно заряженные ионы – противоионы, которые компенсируют заряд твердой фазы и образуют адсорбционный слой. Противоионами будут служить, ионы, содержащиеся в растворе, но не входящие в состав агрегата – Na^+Формула мицеллы золя будет выглядеть следующим образом: $[(Mg_3(PO_4)_2)_m \cdot nPO_4^{3-}, 3(n-x)Na^+]^{3x-} \cdot 3xNa^+$

Какой из перечисленных электролитов будет обладать более сильным коагулирующим действием: хлорид калия, сульфат меди или нитрат алюминия. Поясните выбор.Коагуляцию золя вызывает тот из ионов добавляемого электролита, чей заряд противоположен заряду коллоидной частицы. Коагулирующая способность иона тем больше, чем больше его заряд.K^+Cl^-, $Cu^{2+}SO_4^{2-}$, $Al^{3+}(NO_3)_3^-$Допустим, что коагуляцию золя вызывают катионы, тогда наибольшим коагулирующим действием обладает нитрат алюминия$Al(NO_3)_3$, т.к. ион Al^{3+} имеет наибольший заряд. Если же коагуляция золя вызвана анионами, то более сильным коагулирующим действием будет обладать сульфат меди $CuSO_4$, т.к. сульфат-ион имеет наибольший заряд.

Тема 10. Физикохимия поверхностных явлений.

Задача №1

Налейте в хорошо вымытую тарелку чистую воду и набросайте на её поверхность несколько спичек без головок. Коснитесь воды в промежутке между спичками кусочком сахара, а через некоторое время – кусочком мыла. Что произойдёт? Почему?

Ответ: Раствор сахара в воде имеет больший коэффициент поверхностного натяжения, чем чистая вода. Поэтому поверхность, занимаемая раствором сахара, стремится сократиться, увлекая за собой спички по направлению к кусочку сахара. При растворении мыла натяжение воды уменьшается, поверхность, занятая мыльным раствором, увеличивается, и спички уходят вслед за границей с чистой водой к краям тарелки.

Задача №2

Если налить в стакан воду и бросить туда небольшой кусочек пробки, то, покачавшись, пробка «причалит» к стенке. Как заставить пробку плавать в центре стакана?

Ответ: Осторожно наполните стакан водой чуть выше краёв. Поверхностное натяжение воды придаст свободной поверхности на краях небольшую выпуклость, и пробка сдвинется к центру.

Задача №3

Почему смачивающая жидкость образует в капиллярах вогнутый мениск, а несмачивающая – выпуклый?

Ответ: Смачивающая жидкость образует в капилляре вогнутый мениск, так как сила притяжения между молекулами жидкости и твёрдого тела больше силы притяжения между молекулами жидкости. А несмачивающая жидкость образует в капилляре выпуклый мениск, поскольку сила притяжения между молекулами жидкости и твёрдого тела меньше силы притяжения между молекулами жидкости.

Тема 11.Строение атома и химическая связь.

Задача 1. Напишите электронную формулу атома технеция. Сколько электронов находится на d-подуровне предпоследнего электронного слоя? К какому электронному семейству относится элемент?

Решение. Атом Tc в таблице Менделеева имеет порядковый номер 43. Следовательно, в его оболочке содержится 43 электрона. В электронной формуле распределяем их по подуровням согласно порядку заполнения (в соответствии с правилами Клечковского) и учитывая емкость подуровней: Tc $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^55s^2$. При этом порядок заполнения подуровней следующий: 1s → 2s → 2p → 3s → 3p → 4s → 3d → 4p → 5s → 4d. Последний электрон располагается на 4d-подуровне, значит, технеций относится к семейству d-элементов. На d-подуровне предпоследнего (4-го) слоя находится 5 электронов. Ответ: 5, d.

Задача 2. Какие виды химической связи имеются в молекуле NH_4I ?

Решение. Молекула NH_4I состоит из ионов NH_4^+ и I^-, между которыми имеется ионная связь. В ионе NH_4^+ четыре связи являются ковалентными полярными, причем одна из них образована по донорно-акцепторному типу. Ответ: ионная, ковалентная полярная, донорно-акцепторная.

Задача 3. Укажите тип гибридизации орбиталей бора в молекуле BBr_3.

Решение. В образовании трех ковалентных связей между бором и атомами брома участвуют одна s- и две p-орбитали атома бора, свойства которых различаются. Поскольку все химические связи в молекуле BBr_3 равноценны, атом бора подвергается гибридизации. В ней принимают участие указанные выше три орбитали внешнего электронного слоя. Следовательно, тип гибридизации – sp^2. Ответ: sp^2.

Тема 12. Химия биогенных элементов.

Задача 1. Напишите уравнения, с помощью которых можно получить следующие превращения: Al → Al(NO3)3 → Al2O3 → Al(OH)3 → K[AL(OH)4] → AlCl3 → Al(NO3)3 → AlPO4. Для каждого превращения составьтеуравнения реакций. Если переход в одну стадия невозможен, составьте два и более уравнений реакций.

Решение:
1.Al + 6HNO3(конц.) => Al(NO3)3 + 3NO2 + 3H2O

2.4Al(NO3)3 => 2AL2O3 + 12NO2 + 3O2

3.Al2O3 + 3H2SO4 => Al2(SO4)3 + 3H2O

Al2(SO4)3 + 6NaOH => 2Al(OH)3 + 3Na2SO4

4.Al(OH)3 +KOH => K[Al(OH)4]

5.K[Al(OH)4] + 4HCl => KCl + AlCl3 + 4H2O

6.AlCl3 + 3AgNO3 => Al(NO3)3 + 3AgCl

7.Al(NO3)3 + K3PO4 =>AlPO4 + 3KNO3

Задача №2: В смеси оксида азота(I) и оксида азота (II) число молекул в 2,8 раза меньше числа атомов. Вычислите объёмные доли газов в смеси.
Решение: Пусть n(N2O) = x моль n(NO) = y моль

Тогда количество вещества всех атомов равно 3x+2y. Поскольку количества веществ атомов и молекул пропорционально числу атомов и молекул, будет справедливо соотношение :

3x +2y \x +y = 2,8

N2O – x моль молекул; 3x моль атомов

NO - y моль молекул; 2y моль атомов

Сумма: (x + y)моль молекул; (3x + 2y) моль атомов

Преобразуя полученное выражение, получаем x = 4y

Вычислим объёмную долю оксида азота (I):

ф(N2O) = n(N2O)/ (n(N2O) + n(NO))

ф (N2O) = 4y\(4y +y) = 4y\5y= 0,8

Таким образом, ф (N2O) =80%; ф (NO) =100 – 80 = 20%

Задача №3: 33,6 л смеси угарного газа и углекислого газа имеют массу 48 грамм. Рассчитайте объёмные и массовые доли компонентов в смеси.
Решение: Обозначим через x моль количество угарного газа и через y моль количество углекислого газа.

Тогда, масса CO в смеси составит: m(CO) = n(CO) *M(CO) = 28x

А масса CO2 в смеси составит: m(CO2)= n(CO2)*M(CO2) = 44y

Объём, занимаемый газами, можно подсчитать:

V = Vm*m/ M

Отсюда объёмы газов в смеси равны: V(CO)=22,4x , V(CO2) = 22,4 y

В условии задачи даны суммарные масса и объём смеси, следовательно,

28x + 44y = 48

22,4x + 22,4y = 33,6

Получилась система уравнений с двумя неизвестными. Решая её, найдём: x=1,125; y = 0,375 . Далее находим массы компонентов в смеси:

m (CO) = 28x = 31,5 г

m(CO2) = 44y = 16,5 г

Теперь нетрудно рассчитать массовые доли CO и CO2 , учитывая, что 48 г составляют 100 %, тогда

w (CO) = 31,5 : 48 = 0,656 или 65,6%

w (CO2)=16,5 : 48 = 0,344 или 34,4%

Теперь рассчитаем объёмные доли газов в смеси :

фсумм. = 1,125 + 0,375 = 1,5

ф(CO) = 1,125 : 1,5 = 0,656 или 65,6%

ф(CO2)=0,375 : 1,5 = 0,344 или 34,4%

3.3. Подготовка круглого стола по теме: Общая и неорганическая химия – как основополагающая дисциплина для освоения будущей специальности

4. Организация СРС

Методика организации самостоятельной работы студентов зависит от структуры, характера и особенностей изучаемой дисциплины, объема часов на ее изучение, вида заданий для самостоятельной работы студентов, индивидуальных качеств студентов и условий учебной деятельности.

Процесс организации самостоятельной работы студентов включает в себя следующие этапы:

- подготовительный (определение целей, составление программы, подготовка методического обеспечения, подготовка оборудования);
- основной (реализация программы, использование приемов поиска информации, усвоения, переработки, применения, передачи знаний, фиксирование результатов, самоорганизация процесса работы);
- заключительный (оценка значимости и анализ результатов, их систематизация, оценка эффективности программы и приемов работы, выводы о направлениях оптимизации труда).

Организацию самостоятельной работы студентов обеспечивают: факультет, кафедра, учебный и методический отделы, преподаватель, библиотека, электронная информационно-образовательная среда ВУЗа и сам обучающийся.

5. Самостоятельная работа студентов по дисциплине «Общая и неорганическая химия» (фармацевтический факультет) для очной формы обучения

№ п/п	Название темы занятия	Вид СРС
	СРС (по видам учебных занятий) 60	
1	Введение. Химические методы исследования в медицине и биологии.	Доклад/устное реферативное сообщение, решение ситуационных задач
2	Физико-химические методы исследования в медицине и биологии.	Доклад/устное реферативное сообщение, решение ситуационных задач
3	Элементы химической термодинамики.	Доклад/устное реферативное сообщение, решение ситуационных задач
4	Химическое равновесие	Доклад/устное реферативное сообщение, решение ситуационных задач
5	Элементы химической кинетики.	Доклад/устное реферативное сообщение, решение ситуационных задач
6	Катализ	Доклад/устное реферативное сообщение, решение ситуационных задач
7	Учение о растворах электролитов.	Доклад/устное реферативное сообщение, решение ситуационных задач
8	Основные типы химических равновесий и процессов в жизнедеятельности.	Доклад/устное реферативное сообщение, решение ситуационных задач
9	Физикохимия дисперсных систем и растворов ВМС.	Доклад/устное реферативное сообщение, решение ситуационных задач
10	Физикохимия поверхностных явлений.	Доклад/устное реферативное сообщение, решение ситуационных задач
11	Строение атома и химическая связь.	Доклад/устное реферативное сообщение, решение ситуационных задач
12	Химия биогенных элементов	Доклад/устное реферативное сообщение, решение ситуационных задач, подготовка круглого стола
	СРС по промежуточной аттестации 34	Подготовка к экзамену
	СРС (ИТОГО) 94	

6. Критерии оценивания самостоятельной работы студентов по дисциплине «Общая и неорганическая химия» (фармацевтический факультет)

Для оценки решения ситуационной задачи:

Оценка «отлично» выставляется, если задача решена грамотно, ответы на вопросы сформулированы четко. Эталонный ответ полностью соответствует решению студента, которое хорошо обосновано теоретически.

Оценка «хорошо» выставляется, если задача решена, ответы на вопросы сформулированы не достаточно четко. Решение студента в целом соответствует эталонному ответу, но не достаточно хорошо обосновано теоретически.
Оценка «удовлетворительно» выставляется, если задача решена не полностью, ответы не содержат всех необходимых обоснований решения.
Оценка «неудовлетворительно» выставляется, если задача не решена или имеет грубые теоретические ошибки в ответе на поставленные вопросы

Для оценки доклада/ реферативного сообщения:

• Оценка «отлично» выставляется, если реферативное сообщение/доклад соответствует всем требованиям оформления, представлен широкий библиографический список. Содержание отражает собственный аргументированный взгляд студента на проблему. Тема раскрыта всесторонне, отмечается способность студента к интегрированию и обобщению данных первоисточников, присутствует логика изложения материала. Имеется иллюстративное сопровождение текста.
• Оценка «хорошо» выставляется, если реферативное сообщение/доклад соответствует всем требованиям оформления, представлен достаточный библиографический список. Содержание \ отражает аргументированный взгляд студента на проблему, однако отсутствует собственное видение проблемы. Тема раскрыта всесторонне, присутствует логика изложения материала.
• Оценка «удовлетворительно» выставляется, если реферативное сообщение/доклад не полностью соответствует требованиям оформления, не представлен достаточный библиографический список. Аргументация взгляда на проблему не достаточно убедительна и не охватывает полностью современное состояние проблемы. Вместе с тем присутствует логика изложения материала.
• Оценка «неудовлетворительно» выставляется, если тема реферативного сообщения/доклада не раскрыта, отсутствует убедительная аргументация по теме работы, использовано не достаточное для раскрытия темы реферативного сообщения количество литературных источников.

Для оценки проведения круглого стола:

Отлично: все компетенции, предусмотренные в рамках дисциплины (в объеме, знаний, умений и владений) освоены полностью. Уровень освоения компетенции – повышенный. Обучающийся активно решает поставленные задачи, демонстрируя свободное владение предусмотренными навыками и умениями на основе использования полученных знаний.
Хорошо: все компетенции, предусмотренные в рамках дисциплины (в объеме, знаний, умений и владений) освоены полностью. Уровень освоения компетенции – достаточный. Обучающийся решает поставленные задачи, иногда допуская ошибки, не принципиального характера, легко исправляет их самостоятельно при наводящих вопросах преподавателя; демонстрирует владение предусмотренными навыками и умениями на основе использования полученных знаний.
Удовлетворительно: все компетенции, предусмотренные в рамках дисциплины (в объеме, знаний, умений и владений) освоены полностью. Уровень освоения компетенции – пороговый. Обучающийся при решении поставленные задачи, часто допускает ошибки, не принципиального характера, исправляет их при наличии большого количества наводящих вопросах со стороны преподавателя; не всегда полученные знания может в полном объеме применить при демонстрации предусмотренных программой дисциплины навыками и умениями.
Неудовлетворительно: все компетенции, предусмотренные в рамках дисциплины (в объеме, знаний, умений и владений) не освоены или освоены частично. Уровень освоения компетенции – подпороговый. Обучающийся при решении поставленные задачи, допускает ошибки принципиального характера, не может их исправить даже при наличии большого количества наводящих вопросах со стороны преподавателя; знания по

дисциплине фрагментарны и обучающийся не может в полном объеме применить их при демонстрации предусмотренных программой дисциплины навыками и умениям

МЕТОДИЧЕСКАЯ РАЗРАБОТКА ДЛЯ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ

1. Деятельность студентов по формированию и развитию навыков учебной самостоятельной работы по дисциплине «Общая и неорганическая химия» (фармацевтический факультет)

В процессе самостоятельной работы студент приобретает необходимые для будущей специальности компетенции, навыки самоорганизации, самоконтроля, самоуправления, саморефлексии и становится активным самостоятельным субъектом учебной деятельности.

Выполняя самостоятельную работу под контролем преподавателя

студент должен:

– освоить минимум содержания, выносимый на самостоятельную работу студентов и предложенный преподавателем и компетенциями в соответствии с Федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования (ФГОС ВО) по дисциплине **«Общая и неорганическая химия»**

– планировать самостоятельную работу в соответствии с графиком самостоятельной работы, предложенным преподавателем.

– самостоятельную работу студент должен осуществлять в организационных формах, предусмотренных учебным планом и рабочей программой преподавателя.

– выполнять самостоятельную работу и отчитываться по ее результатам в соответствии с графиком представления результатов, видами и сроками отчетности по самостоятельной работе студентов.

студент может:

сверх предложенного преподавателем (при обосновании и согласовании с ним) и минимума обязательного содержания, определяемого (ФГОС ВО) по данной дисциплине:

– самостоятельно определять уровень (глубину) проработки содержания материала;

– предлагать дополнительные темы и вопросы для самостоятельной проработки;

– в рамках общего графика выполнения самостоятельной работы предлагать обоснованный индивидуальный график выполнения и отчетности по результатам самостоятельной работы;

– предлагать свои варианты организационных форм самостоятельной работы;

– использовать для самостоятельной работы методические пособия, учебные пособия, разработки сверх предложенного преподавателем перечня;

– использовать не только контроль, но и самоконтроль результатов самостоятельной работы в соответствии с методами самоконтроля, предложенными преподавателем или выбранными самостоятельно.

Самостоятельная работа студентов должна оказывать важное влияние на формирование личности будущего специалиста, его компетентность. Каждый студент самостоятельно определяет режим своей работы и меру труда, затрачиваемого на овладение учебным содержанием по каждой дисциплине. Он выполняет внеаудиторную работу по личному индивидуальному плану, в зависимости от его подготовки, времени и других условий.

2. Методические рекомендации для студентов по отдельным формам самостоятельной работы

С первых же сентябрьских дней на студента обрушивается громадный объем информации, которую необходимо усвоить. Нужный материал содержится не только в лекциях (запомнить его – это только малая часть задачи), но и в учебниках, книгах, статьях. Порой возникает необходимость привлекать информационные ресурсы Интернет, ЭИОС, ЭБС и др. ресурсы.

Система вузовского обучения подразумевает значительно большую самостоятельность студентов в планировании и организации своей деятельности. Вчерашнему школьнику сделать это бывает весьма непросто: если в школе ежедневный контроль со стороны учителя заставлял постоянно и систематически готовиться к занятиям, то в вузе вопрос об уровне знаний вплотную встает перед студентом только в период сессии. Такая ситуация оборачивается для некоторых соблазном весь семестр посвятить свободному времяпрепровождению («когда будет нужно – выучу!»), а когда приходит пора экзаменов, материала, подлежащего усвоению, оказывается так много, что никакая память не способна с ним справиться в оставшийся промежуток времени.

Работа с книгой

При работе с книгой необходимо подобрать литературу, научиться правильно ее читать, вести записи. Для подбора литературы в библиотеке используются алфавитный и систематический каталоги.

Важно помнить, что рациональные навыки работы с книгой - это всегда большая экономия времени и сил.
Правильный подбор учебников рекомендуется преподавателем, читающим лекционный курс. Необходимая литература может быть также указана в методических разработках по данному курсу.
Изучая материал по учебнику, следует переходить к следующему вопросу только после правильного уяснения предыдущего, описывая на бумаге все выкладки и вычисления (в том числе те, которые в учебнике опущены или на лекции даны для самостоятельного вывода).
При изучении любой дисциплины большую и важную роль играет самостоятельная индивидуальная работа.
Особое внимание следует обратить на определение основных понятий курса. Студент должен подробно разбирать примеры, которые поясняют такие определения, и уметь строить аналогичные примеры самостоятельно. Нужно добиваться точного представления о том, что изучаешь. Полезно составлять опорные конспекты. При изучении материала по учебнику полезно в тетради (на специально отведенных полях) дополнять конспект лекций. Там же следует отмечать вопросы, выделенные студентом для консультации с преподавателем.
Выводы, полученные в результате изучения, рекомендуется в конспекте выделять, чтобы они при перечитывании записей лучше запоминались.
Опыт показывает, что многим студентам помогает составление листа опорных сигналов, содержащего важнейшие и наиболее часто употребляемые формулы и понятия. Такой лист помогает запомнить формулы, основные положения лекции, а также может служить постоянным справочником для студента.
Различают два вида чтения; первичное и вторичное. Первичное - эти внимательное, неторопливое чтение, при котором можно остановиться на трудных местах. После него не должно остаться ни одного непонятного олова. Содержание не всегда может быть понятно после первичного чтения.
Задача вторичного чтения полное усвоение смысла целого (по счету это чтение может быть и не вторым, а третьим или четвертым).

Правила самостоятельной работы с литературой

Как уже отмечалось, самостоятельная работа с учебниками и книгами (а также самостоятельное теоретическое исследование проблем, обозначенных преподавателем на лекциях) – это важнейшее условие формирования у себя научного способа познания. Основные советы здесь можно свести к следующим:
• Составить перечень книг, с которыми Вам следует познакомиться; «не старайтесь запомнить все, что вам в ближайшее время не понадобится, – советует студенту и молодому ученому Г. Селье, – запомните только, где это можно отыскать» (Селье, 1987.С. 325).
• Сам такой перечень должен быть систематизированным (что необходимо для семинаров, что для экзаменов, что пригодится для написания курсовых и дипломных работ, а что Вас интересует за рамками официальной учебной деятельности, то есть что может расширить Вашу общую культуру...).
• Обязательно выписывать все выходные данные по каждой книге (при написании работ это позволит очень сэкономить время).
• Разобраться для себя, какие книги (или какие главы книг) следует прочитать более внимательно, а какие – просто просмотреть.
• При составлении перечней литературы следует посоветоваться с преподавателями и научными руководителями (или даже с более подготовленными и эрудированными сокурсниками), которые помогут Вам лучше сориентироваться, на что стоит обратить большее внимание, а на что вообще не стоит тратить время...
•Естественно, все прочитанные книги, учебники и статьи следует конспектировать, но это не означает, что надо конспектировать «все подряд»: можно выписывать кратко основные идеи автора и иногда приводить наиболее яркие и показательные цитаты (с указанием страниц).
• Если книга – Ваша собственная, то допускается делать на полях книги краткие пометки или же в конце книги, на пустых страницах просто сделать свой «предметный указатель», где отмечаются наиболее интересные для Вас мысли и обязательно указываются страницы в тексте автора (это очень хороший совет, позволяющий экономить время и быстро находить «избранные» места в самых разных книгах).
• Если Вы раньше мало работали с научной литературой, то следует выработать в себе способность «воспринимать» сложные тексты; для этого лучший прием – научиться «читать

медленно», когда Вам понятно каждое прочитанное слово (а если слово незнакомое, то либо с помощью словаря, либо с помощью преподавателя обязательно его узнать), и это может занять немалое время (у кого-то – до нескольких недель и даже месяцев); опыт показывает, что после этого студент каким-то «чудом» начинает буквально заглатывать книги и чуть ли не видеть «сквозь обложку», стоящая это работа или нет...

• «Либо читайте, либо перелистывайте материал, но не пытайтесь читать быстро... Если текст меня интересует, то чтение, размышление и даже фантазирование по этому поводу сливаются в единый процесс, в то время как вынужденное скорочтение не только не способствует качеству чтения, но и не приносит чувства удовлетворения, которое мы получаем, размышляя о прочитанном», – советует Г. Селье (Селье, 1987. – С. 325-326).

• Есть еще один эффективный способ оптимизировать знакомство с научной литературой – следует увлечься какой-то идеей и все книги просматривать с точки зрения данной идеи. В этом случае студент (или молодой ученый) будет как бы искать аргументы «за» или «против» интересующей его идеи, и одновременно он будет как бы общаться с авторами этих книг по поводу своих идей и размышлений... Проблема лишь в том, как найти «свою» идею...

Чтение научного текста является частью познавательной деятельности. Ее цель – извлечение из текста необходимой информации. От того на сколько осознанна читающим собственная внутренняя установка при обращении к печатному слову (найти нужные сведения, усвоить информацию полностью или частично, критически проанализировать материал и т.п.) во многом зависит эффективность осуществляемого действия.

Выделяют **четыре основные установки в чтении научного текста**:

1.информационно-поисковый (задача – найти, выделить искомую информацию)

2.усваивающая (усилия читателя направлены на то, чтобы как можно полнее осознать и запомнить как сами сведения излагаемые автором, так и всю логику его рассуждений)

3.аналитико-критическая (читатель стремится критически осмыслить материал, проанализировав его, определив свое отношение к нему)

4.творческая (создает у читателя готовность в том или ином виде – как отправной пункт для своих рассуждений, как образ для действия по аналогии и т.п. – использовать суждения автора, ход его мыслей, результат наблюдения, разработанную методику, дополнить их, подвергнуть новой проверке).

С наличием различных установок обращения к научному тексту связано существование и нескольких **видов чтения:**

1. библиографическое – просматривание карточек каталога, рекомендательных списков, сводных списков журналов и статей за год и т.п.;

2. просмотровое – используется для поиска материалов, содержащих нужную информацию, обычно к нему прибегают сразу после работы со списками литературы и каталогами, в результате такого просмотра читатель устанавливает, какие из источников будут использованы в дальнейшей работе;

3. ознакомительное – подразумевает сплошное, достаточно подробное прочтение отобранных статей, глав, отдельных страниц, цель – познакомиться с характером информации, узнать, какие вопросы вынесены автором на рассмотрение, провести сортировку материала;

4. изучающее – предполагает доскональное освоение материала; в ходе такого чтения проявляется доверие читателя к автору, готовность принять изложенную информацию, реализуется установка на предельно полное понимание материала;

5. аналитико-критическое и творческое чтение – два вида чтения близкие между собой тем, что участвуют в решении исследовательских задач. Первый из них предполагает направленный критический анализ, как самой информации, так и способов ее получения и подачи автором; второе – поиск тех суждений, фактов, по которым или в связи с которыми, читатель считает нужным высказать собственные мысли.

Из всех рассмотренных видов чтения основным для студентов является изучающее – именно оно позволяет в работе с учебной литературой накапливать знания в различных областях. Вот почему именно этот вид чтения в рамках учебной деятельности должен быть освоен в первую очередь. Кроме того, при овладении данным видом чтения формируются основные приемы, повышающие эффективность работы с научным текстом.

1.утверждений автора без привлечения фактического материала;

2.Цитирование – дословное выписывание из текста выдержек, извлечений, наиболее существенно отражающих ту или иную мысль автора;

3.Конспектирование – краткое и последовательное изложение содержания прочитанного.
Конспект – сложный способ изложения содержания книги или статьи в логической последовательности. Конспект аккумулирует в себе предыдущие виды записи, позволяет всесторонне охватить содержание книги, статьи. Поэтому умение составлять план, тезисы, делать выписки и другие записи определяет и технологию составления конспекта.

Методические рекомендации по составлению конспекта:

1. Внимательно прочитайте текст. Уточните в справочной литературе непонятные слова. При записи не забудьте вынести справочные данные на поля конспекта;
2. Выделите главное, составьте план;
3. Кратко сформулируйте основные положения текста, отметьте аргументацию автора;
4. Законспектируйте материал, четко следуя пунктам плана. При конспектировании старайтесь выразить мысль своими словами. Записи следует вести четко, ясно.
5. Грамотно записывайте цитаты. Цитируя, учитывайте лаконичность, значимость мысли.

В тексте конспекта желательно приводить не только тезисные положения, но и их доказательства. При оформлении конспекта необходимо стремиться к емкости каждого предложения. Мысли автора книги следует излагать кратко, заботясь о стиле и выразительности написанного. Число дополнительных элементов конспекта должно быть логически обоснованным, записи должны распределяться в определенной последовательности, отвечающей логической структуре произведения. Для уточнения и дополнения необходимо оставлять поля.
Овладение навыками конспектирования требует от студента целеустремленности, повседневной самостоятельной работы.

Практические занятия

Для того чтобы практические занятия приносили максимальную пользу, необходимо помнить, что упражнение и решение задач проводятся по вычитанному на лекциях материалу и связаны, как правило, с детальным разбором отдельных вопросов лекционного курса. Следует подчеркнуть, что только после усвоения лекционного материала с определенной точки зрения (а именно с той, с которой он излагается на лекциях) он будет закрепляться на практических занятиях как в результате обсуждения и анализа лекционного материала, так и с помощью решения проблемных ситуаций, задач. При этих условиях студент не только хорошо усвоит материал, но и научится применять его на практике, а также получит дополнительный стимул (и это очень важно) для активной проработки лекции.
При самостоятельном решении задач нужно обосновывать каждый этап решения, исходя из теоретических положений курса. Если студент видит несколько путей решения проблемы (задачи), то нужно сравнить их и выбрать самый рациональный. Полезно до начала вычислений составить краткий план решения проблемы (задачи). Решение проблемных задач или примеров следует излагать подробно, вычисления располагать в строгом порядке, отделяя вспомогательные вычисления от основных. Решения при необходимости нужно сопровождать комментариями, схемами, чертежами и рисунками.
Следует помнить, что решение каждой учебной задачи должно доводиться до окончательного логического ответа, которого требует условие, и по возможности с выводом. Полученный ответ следует проверить способами, вытекающими из существа данной задачи. Полезно также (если возможно) решать несколькими способами и сравнить полученные результаты. Решение задач данного типа нужно продолжать до приобретения твердых навыков в их решении.

Самопроверка

После изучения определенной темы по записям в конспекте и учебнику, а также решения достаточного количества соответствующих задач на практических занятиях и самостоятельно студенту рекомендуется, используя лист опорных сигналов, воспроизвести по памяти определения, выводы формул, формулировки основных положений и доказательств.
В случае необходимости нужно еще раз внимательно разобраться в материале.
Иногда недостаточность усвоения того или иного вопроса выясняется только при изучении дальнейшего материала. В этом случае надо вернуться назад и повторить плохо усвоенный материал. Важный критерий усвоения теоретического материала - умение решать задачи или пройти тестирование по пройденному материалу. Однако следует помнить, что правильное решение задачи может получиться в результате применения механически заученных формул без понимания сущности теоретических положений.

Консультации

Если в процессе самостоятельной работы над изучением теоретического материала или при решении задач у студента возникают вопросы, разрешить которые самостоятельно не удается, необходимо обратиться к преподавателю для получения у него разъяснений или указаний. В своих вопросах студент должен четко выразить, в чем он испытывает затруднения, характер этого затруднения. За консультацией следует обращаться и в случае, если возникнут сомнения в правильности ответов на вопросы самопроверки.

Подготовка к экзаменам и зачетам

Изучение многих общепрофессиональных и специальных дисциплин завершается экзаменом. Подготовка к экзамену способствует закреплению, углублению и обобщению знаний, получаемых, в процессе обучения, а также применению их к решению практических задач. Готовясь к экзамену, студент ликвидирует имеющиеся пробелы в знаниях, углубляет, систематизирует и упорядочивает свои знания. На экзамене студент демонстрирует то, что он приобрел в процессе обучения по конкретной учебной дисциплине.

Экзаменационная сессия - это серия экзаменов, установленных учебным планом. Между экзаменами интервал 3-4 дня. Не следует думать, что 3-4 дня достаточно для успешной подготовки к экзаменам.

В эти 3-4 дня нужно систематизировать уже имеющиеся знания. На консультации перед экзаменом студентов познакомят с основными требованиями, ответят на возникшие у них вопросы. Поэтому посещение консультаций обязательно.

Требования к организации подготовки к экзаменам те же, что и при занятиях в течение семестра, но соблюдаться они должны более строго. Во-первых, очень важно соблюдение режима дня; сон не менее 8 часов в сутки, занятия заканчиваются не позднее, чем за 2-3 часа до сна. Оптимальное время занятий, особенно по математике - утренние и дневные часы. В перерывах между занятиями рекомендуются прогулки на свежем воздухе, неутомительные занятия спортом. Во-вторых, наличие хороших собственных конспектов лекций. Даже в том случае, если была пропущена какая-либо лекция, необходимо во время ее восстановить (переписать ее на кафедре), обдумать, снять возникшие вопросы для того, чтобы запоминание материала было осознанным. В-третьих, при подготовке к экзаменам у студента должен быть хороший учебник или конспект литературы, прочитанной по указанию преподавателя в течение семестра. Здесь можно эффективно использовать листы опорных сигналов.

Вначале следует просмотреть весь материал по сдаваемой дисциплине, отметить для себя трудные вопросы. Обязательно в них разобраться. В заключение еще раз целесообразно повторить основные положения, используя при этом листы опорных сигналов.

Систематическая подготовка к занятиям в течение семестра позволит использовать время экзаменационной сессии для систематизации знаний.

Правила подготовки к зачетам и экзаменам:

• Лучше сразу сориентироваться во всем материале и обязательно расположить весь материал согласно экзаменационным вопросам (или вопросам, обсуждаемым на семинарах), эта работа может занять много времени, но все остальное – это уже технические детали (главное – это ориентировка в материале!).

• Сама подготовка связана не только с «запоминанием». Подготовка также предполагает и переосмысление материала, и даже рассмотрение альтернативных идей.

• Готовить «шпаргалки» полезно, но пользоваться ими рискованно. Главный смысл подготовки «шпаргалок» – это систематизация и оптимизация знаний по данному предмету, что само по себе прекрасно – это очень сложная и важная для студента работа, более сложная и важная, чем простое поглощение массы учебной информации. Если студент самостоятельно подготовил такие «шпаргалки», то, скорее всего, он и экзамены сдавать будет более уверенно, так как у него уже сформирована общая ориентировка в сложном материале.

• Как это ни парадоксально, но использование «шпаргалок» часто позволяет отвечающему студенту лучше демонстрировать свои познания (точнее – ориентировку в знаниях, что намного важнее знания «запомненного» и «тут же забытого» после сдачи экзамена).

• Сначала студент должен продемонстрировать, что он «усвоил» все, что требуется по программе обучения (или по программе данного преподавателя), и лишь после этого он вправе высказать иные, желательно аргументированные точки зрения.

Правила написания научных текстов (рефератов):

• Важно разобраться сначала, какова истинная цель Вашего научного текста - это поможет Вам разумно распределить свои силы, время и.

• Важно разобраться, кто будет «читателем» Вашей работы.
• Писать серьезные работы следует тогда, когда есть о чем писать и когда есть настроение поделиться своими рассуждениями. • Писать следует ясно и понятно, стараясь основные положения формулировать четко и недвусмысленно (чтобы и самому понятно было), а также стремясь структурировать свой текст. Каждый раз надо представлять, что ваш текст будет кто-то читать и ему захочется сориентироваться в нем, быстро находить ответы на интересующие вопросы (заодно представьте себя на месте такого человека). Понятно, что работа, написанная «сплошным текстом» (без заголовков, без выделения крупным шрифтом наиболее важным мест и т, п.), у культурного читателя должна вызывать брезгливость и даже жалость к автору (исключения составляют некоторые древние тексты, когда и жанр был иной и к текстам относились иначе, да и самих текстов было гораздо меньше – не то, что в эпоху «информационного взрыва» и соответствующего «информационного мусора»).
• Объем текста и различные оформительские требования во многом зависят от принятых норм.
• Как создать у себя подходящее творческое настроение для работы над научным текстом (как найти «вдохновение»)? Во-первых, должна быть идея, а для этого нужно научиться либо относиться к разным явлениям и фактам несколько критически (своя идея – как иная точка зрения), либо научиться увлекаться какими-то известными идеями, которые нуждаются в доработке.
Далее можно взять что-то из МР по дисциплине, относящееся к конкретным видам СРС на данной дисциплине

3. Самостоятельная работа студентов по дисциплине «Общая и неорганическая химия» (фармацевтический факультет) для очной формы обучения

№ п/п	Название темы занятия	Вид СРС
	СРС (по видам учебных занятий) 60	
1	Введение. Химические методы исследования в медицине и биологии.	Доклад/устное реферативное сообщение, решение ситуационных задач
2	Физико-химические методы исследования в медицине и биологии.	Доклад/устное реферативное сообщение, решение ситуационных задач
3	Элементы химической термодинамики.	Доклад/устное реферативное сообщение, решение ситуационных задач
4	Химическое равновесие	Доклад/устное реферативное сообщение, решение ситуационных задач
5	Элементы химической кинетики.	Доклад/устное реферативное сообщение, решение ситуационных задач
6	Катализ	Доклад/устное реферативное сообщение, решение ситуационных задач
7	Учение о растворах электролитов.	Доклад/устное реферативное сообщение, решение ситуационных задач
8	Основные типы химических равновесий и процессов в жизнедеятельности.	Доклад/устное реферативное сообщение, решение ситуационных задач
9	Физикохимия дисперсных систем и растворов ВМС.	Доклад/устное реферативное сообщение, решение ситуационных задач
10	Физикохимия поверхностных явлений.	Доклад/устное реферативное сообщение, решение ситуационных задач
11	Строение атома и химическая связь.	Доклад/устное реферативное сообщение, решение ситуационных задач
12	Химия биогенных элементов	Доклад/устное реферативное сообщение, решение ситуационных задач, подготовка круглого стола
	СРС по промежуточной аттестации 34	Подготовка к экзамену
	СРС (ИТОГО) 94	

4. Критерии оценивания самостоятельной работы студентов по дисциплине «Общая и неорганическая химия» (фармацевтический факультет)
Самостоятельная работа студентов предусмотрена программой для всех форм обучения и организуется в соответствии с рабочей программой дисциплины. Контроль выполнения заданий на СРС осуществляется преподавателем на каждом практическом занятии.

Оценка	**Критерии оценки**

Зачтено	Выставляется студенту, если работа выполнена самостоятельно, содержание соответствует теме исследования, оформление соответствует предъявляемым требованиям и студент может кратко пояснить качественное содержание работы.
Не зачтено	Выставляется студенту, если имеются признаки одного из следующих пунктов: оформление не соответствует предъявляемым требованиям, содержание работы не соответствует теме, студент не может пояснить содержание работы, не может ответить на поставленные вопросы