

**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Воронежский государственный технический университет»

УТВЕРЖДАЮ

Декан факультета  В.А. Небольсин
«30» августа 2017 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

дисциплины

«Химия»

Направление подготовки 14.03.01 ЯДЕРНАЯ ЭНЕРГЕТИКА И
ТЕПЛОФИЗИКА

Профиль Техника и физика низких температур

Квалификация выпускника бакалавр

Нормативный период обучения 4 года

Форма обучения очная

Год начала подготовки 2017

Автор программы

 /Корнеева А.Н./

Заведующий кафедрой
Химии

 /Рудаков О.Б./

Руководитель ОПОП

 /О.В. Калядин/

Воронеж 2017

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1. Цели дисциплины: формирование у обучающихся компетенций, заключающихся в способности использовать основные законы химии в профессиональной деятельности.

1.2. Задачи освоения дисциплины: изучение представлений о роли химии и химических систем в окружающем мире; изучение основных понятий и законов химии, овладение методами решения химических задач; освоение строения атомов и периодического закона и свойств элементов на этой основе в периодической таблице Д.И. Менделеева, изучение в соединениях различного типа, установление связи строения вещества с его реакционной способностью; изучение законов термодинамики и кинетики для решения вопроса о возможности осуществления химических реакций в заданных условиях; окислительно-восстановительных процессов, изучение свойств и закономерностей дисперсных и электрохимических систем;; приобрести навыки работы с химическими реактивами, посудой и приборами, используемыми в химических лабораториях.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП

Дисциплина «Химия» относится к дисциплинам базовой части блока Б1.

3. ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Процесс изучения дисциплины «Химия» направлен на формирование следующих компетенций:

ОПК-2 - способностью демонстрировать базовые знания в области естественнонаучных дисциплин и готовностью использовать основные законы в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования

Компетенция	Результаты обучения, характеризующие сформированность компетенции
ОПК-2	знать основные представления о строении атома, молекулы, фазы, о природе химической связи в молекулах и фазах, теоретические основы строения вещества, зависимость химических свойств веществ от их строения;
	уметь оценивать параметры химических веществ и химических процессов; находить взаимосвязь между положением элементов в периодической системе, положением элемента в ряду напряжений металлов, растворимости кислот, оснований солей в воде и свойствами химических веществ;
	владеть навыками проведения химического эксперимента и обработки его результатов; навыками грамотного обращения с химическими реактивами, методами опреде-

	ления некоторых количественных характеристик химических реакций
--	---

4. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ

Общая трудоемкость дисциплины «Химия» составляет 6 з.е.

Распределение трудоемкости дисциплины по видам занятий

очная форма обучения

Виды учебной работы	Всего часов	Семестры	
		1	2
Аудиторные занятия (всего)	90	54	36
В том числе:			
Лекции	36	18	18
Практические занятия (ПЗ)	18	18	-
Лабораторные работы (ЛР)	36	18	18
Самостоятельная работа	90	36	54
Курсовая работа	+		+
Часы на контроль	36	-	36
Виды промежуточной аттестации - экзамен, зачет	+	+	+
Общая трудоемкость:			
академические часы	216	90	126
зач.ед.	6	2.5	3.5

5. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

5.1 Содержание разделов дисциплины и распределение трудоемкости по видам занятий

очная форма обучения

№ п/п	Наименование темы	Содержание раздела	Лекц	Прак зан.	Лаб. зан.	СРС	Всего, час
		1 семестр					
1	Теоретические основы химии: основные понятия и законы химии. Классы неорганических соединений.	Введение в курс химии. Взаимосвязь химии с другими науками. Значение химических знаний для студентов, специализирующихся в области технической физике. Основные понятия и законы химии. Номенклатура, классификация, получение и химические свойства оксидов, оснований, кислот и солей.	2	4	4	9	19
2	Строение атома и периодическая система элементов Д.И. Менделеева.	Ядерная модель атома. Двойственная природа электрона. Уравнение Шрёдингера. Волновая функция электрона. Квантовые числа. Классификация электронных состояний, электронные уровни, подуровни и орбитали. Три принципа распределения в	6	4		9	19

		<p>многоэлектронных атомах Электронные и электронографические формулы.</p> <p>Периодическая система элементов Д.И. Менделеева и электронная структура атомов. Современная формулировка периодического закона. Периодически изменяющиеся свойства атомов элементов (атомные радиусы, энергии ионизации и сродства к электрону, электроотрицательность, валентность). Изменение химических свойств элементов и их соединений в группах и периодах.</p>					
3	Химическая связь. Реакции окисления-восстановления.	<p>Квантово-механическая теория химической связи. Модель Гейтлера-Лондона. Ковалентная связь с позиций метода валентных связей (МВС), её характеристики: энергии образования и разрыва связей, полярность, направленность, кратность, насыщенность.</p> <p>Гибридизация атомных орбиталей. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Валентность с точки зрения МВС. Ионная связь.</p> <p>Представления о методе молекулярных орбиталей (ММО). Металлическая связь. Водородная связь. Реакции окисления - восстановления: межмолекулярное окисление-восстановление, внутримолекулярное окисление-восстановление</p>	6	4	4	9	23
4	Основы химической термодинамики.	<p>Первый закон термодинамики, Внутренняя энергия, Энтальпия. Теплоёмкость. Равновесные и обратимые процессы. Термохимия. Закон Гесса и его следствия. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры (уравнения Кирхгоффа). Расчёты тепловых эффектов химических реакций по таблицам стандартных значений теплот образования веществ.</p> <p>Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Второй закон термодинамики. Энтропия. Принцип возрастания энтропии. Энтропия и термодинамическая вероятность. Третий закон термодинамики. Термодинамиче-</p>	4	6	10	9	29

		ские потенциалы - критерии направленности химических процессов. Уравнение изотермы реакции и стандартного сродства. Химическое равновесие. Закон действующих масс (ЗДМ) в гомогенных и гетерогенных системах. Влияние температуры на химическое равновесие (уравнения изобары и изохоры реакции). Расчёт константы равновесия химической реакции с помощью стандартных значений энтропии и приведенной энергии Гиббса.					
		Итого	18	18	18	36	90
5	Кинетика химических реакций.	Скорость гомогенных и гетерогенных химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов. Влияние температуры на скорость реакции: правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса. Энергия активации. Механизм химических реакций. Смещение химического равновесия (принцип Ле-Шателье).	2		4	7	13
6	Дисперсные системы. Растворы.	Общие свойства растворов: способы выражения концентрации растворов; давление насыщенного пара бинарных растворов (законы Рауля и Генри). Осмотическое давление. Активность. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Сильные электролиты. Равновесия в растворах электролитов. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН). Произведение растворимости (ПР). Гидролиз солей.	6		6	7	19
7	Электрохимические процессы. Коррозия и защита металлов от коррозии.	Возникновение скачка потенциала на границе металл-раствор (двойной электрический слой). Гальванические элементы. Потенциалы металлических и газовых электродов. Вычисление ЭДС. Концентрационные гальванические элементы.	6		4	8	18

		<p>Электролиз. Законы Фарадея. Явление поляризации. Катодные процессы. Анодные процессы с растворимым и нерастворимым анодом. Применение электролиза.</p> <p>Классификация коррозионных процессов. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия. Защита металлов от коррозии</p>					
8	Химия металлов.	<p>Получение металлов. Физические свойства металлов. Химические свойства металлов: взаимодействие с неметаллами, водой, щелочами, солями, кислотами.</p> <p>Окислительно-восстановительные свойства d-металлов.</p>	2		4	7	13
9	Химическая идентификация веществ.	<p>Виды и методы анализа: химические, физические, физико-химические. Качественный и количественный анализ. Гравиметрический и титриметрический анализы.</p>	2			7	9 Итого
10	Курсовая работа					18	18
		Итого	18		18	54	90
		Итого	36	18	36	90	180

5.2 Перечень практических занятий:

1 семестр

1. Решение задач по теме: «Основные понятия и законы химии»
2. Решение задач по теме: «Классы неорганических соединений»
3. Строение многоэлектронных атомов. Периодически изменяющиеся свойства атомов элементов
4. Периодически изменяющиеся свойства атомов элементов.
5. Решение задач по теме: «Химическая связь».
6. Решение задач по теме: «Реакции окисления- восстановления».
7. Решение задач по теме: «Первый закон термодинамики. Термодинамика. Расчёты тепловых эффектов химических реакций»
8. Решение задач по теме: «Второй закон термодинамики. Энтропия – критерий направленности процессов. Расчёт энтропии некоторых процессов. Термодинамические потенциалы и направленность химических процессов»
9. Решение задач по теме: «Химическое равновесие (З.Д.М.). Расчёт химических равновесий по таблицам стандартных значений термодинамических

величин (с помощью функции энтропии и функции приведенной энергии Гиббса)».

5.2 Перечень лабораторных занятий:

1 семестр

1. Основные понятия и законы химии.
2. Реакции окисления-восстановления.
3. Термохимические измерения
4. Термическая устойчивость карбонатов.

2 семестр

1. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.
2. Реакции обмена в растворах электролитов. Гидролиз солей
3. Электрохимические процессы.
4. Общие свойства металлов. Окислительно-восстановительные свойства d-элементов.

6. ПРИМЕРНАЯ ТЕМАТИКА КУРСОВЫХ ПРОЕКТОВ (РАБОТ) И КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

Содержание курсовой работы:

Объём основной части курсовой работы 15-20 страниц, трудозатраты 15 часов.

Курсовая работа включает:

- расчёт термодинамических функций заданного вещества (изменение энтальпии, энтропии, энергии Гиббса, приведенной энергии Гиббса) в интервале температур 100-500К; для получения точности вычислений 1% используется программа сплайн-интерполяции значений теплоёмкости (C_p) при температурах от 100 до 500К с шагом 25К;
- описание физических и химических свойств заданного вещества;
- расчёт константы равновесия заданной химической реакции с шагом 100К в заданном температурном интервале двумя способами: по температурной зависимости теплового эффекта реакции и изменения её энтропии, а также с помощью зависимости приведенной энергии Гиббса; построение зависимости $\ln K_p = f\left(\frac{1}{T}\right)$, её анализ и расчёт среднего значения теплового эффекта реакции

7. ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

7.1. Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания

7.1.1 Этап текущего контроля

Результаты текущего контроля знаний и межсессионной аттестации оцениваются по следующей системе:

«аттестован»;

«не аттестован».

Компетенция	Результаты обучения, характеризующие сформированность компетенции	Критерии оценивания	Аттестован	Не аттестован
ОПК-2	знать основные представления о строении атома, молекулы, фазы, о природе химической связи в молекулах и фазах, теоретические основы строения вещества, зависимость химических свойств веществ от их строения;	Активная работа на практических занятиях, Своевременное выполнение лабораторных работ	Выполнение работ в срок, предусмотренный графиком	Невыполнение работ в срок, предусмотренный графиком
	уметь оценивать параметры химических веществ и химических процессов; находить взаимосвязь между положением элементов в периодической системе, положением элемента в ряду напряжений металлов, растворимости кислот, оснований солей в воде и свойствами химических веществ;.	Анализировать и применять химические законы для решения теоретических задач; Выполнение контрольных работ и тестов	Устный ответ Выполнение работ в срок, предусмотренный графиком	Отсутствие ответа. Невыполнение работ в срок, предусмотренный графиком та
	владеть навыками проведения химического эксперимента и обработки его результатов; навыками грамотного обращения с химическим реактивами, методами определения некоторых количественных характеристик химических реакций	Своевременный отчёт по выполненным лабораторным работам	Выполнение работ в срок, предусмотренный графиком	Невыполнение работ в срок, предусмотренный графиком

7.1.2 Этап промежуточного контроля знаний

Результаты промежуточного контроля знаний оцениваются в I семестре для

очной формы обучения по двухбалльной системе:

«зачтено»

«не зачтено» ,

Компетенция	Результаты обучения, характеризующие сформированность компетенции	Критерии оценивания	Зачтено	Не зачтено
ОПК-2	знать основные представления о строении атома, молекулы, фазы, о природе химической связи в молекулах и фазах, теоретические основы строения вещества, зависимость химических свойств веществ от их строения;	Тест	Выполнение теста на 70-100%	Выполнение менее 70%
	уметь оценивать параметры химических веществ и химических процессов; находить взаимосвязь между положением элементов в периодической системе, положением элемента в ряду напряжений металлов, растворимости кислот, оснований солей в воде и свойствами химических веществ;.	Решение стандартных практических задач	Продемонстрирован верный ход решения в большинстве задач	Задачи не решены
	владеть навыками проведения химического эксперимента и обработки его результатов; навыками грамотного обращения с химическими реактивами, методами определения некоторых количественных характеристик химических реакций	Решение прикладных задач в конкретной предметной области	Продемонстрирован верный ход решения в большинстве задач	Задачи не решены

Во 2 семестре по четырёхбалльной системе

«отлично»;

«хорошо»;

«удовлетворительно»;
«неудовлетворительно».

Компетенция	Результаты обучения, характеризующие сформированность компетенции	Критерии оценивания	Отлично	Хорошо	Удовл.	Неудовл.
ОПК-2	<p>знать основные представления о строении атома, молекулы, фазы, о природе химической связи в молекулах и фазах, теоретические основы строения вещества, зависимость химических свойств веществ от их строения;</p>	Тест	Выполнение теста на 90-100%	Выполнение теста на 80-90%	Выполнение теста на 70- 80%	В тесте менее 70% правильных ответов
	<p>уметь оценивать параметры химических веществ и химических процессов; находить взаимосвязь между положением элементов в периодической системе, положением элемента в ряду напряжений металлов, растворимости кислот, оснований солей в воде и свойствами химических веществ;</p>	Решение стандартных практических задач	Задачи решены в полном объеме и получены верные ответы	Продемонстрирован верный ход решения всех, но не получен верный ответ во всех задачах	Продемонстрирован верный ход решения в большинстве задач	Задачи не решены
	<p>владеть навыками проведения химического эксперимента и обработки его результатов; навыками грамотного обращения с химическим реактивами, методами определения некоторых количественных характе-</p>	Решение прикладных задач в конкретной предметной области	Задачи решены в полном объеме и получены верные ответы	Продемонстрирован верный ход решения всех, но не получен верный ответ во всех задачах	Продемонстрирован верный ход решения в большинстве задач	Задачи не решены

	ристик химических реакций					
--	---------------------------	--	--	--	--	--

7.2 Примерный перечень оценочных средств (типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности)

7.2.1 Примерный перечень заданий для подготовки к тестированию

- В перечне формул кислот 1) HNO_3 2) H_2SO_3 3) HBr 4) 2,4) H_3PO_4 5) HCl укажите номера тех, которые образуют кислые соли. (2,4)
- Укажите, в каком из приведенных рядов
 - $\text{CO}_2, \text{SO}_2, \text{Al}_2\text{O}_3$
 - $\text{CaO}, \text{N}_2\text{O}_5, \text{Al}_2\text{O}_3$
 - $\text{MgO}, \text{ZnO}, \text{Al}_2\text{O}_3$
 - $\text{CO}, \text{NO}_2, \text{Fe}_2\text{O}_3$
 все вещества взаимодействуют со щелочами. (1)
- Укажите квантовое число 1) главное 2) орбитальное 3) магнитное 4) спиновое, уровень которого в электронной оболочке атома определяет энергетический уровень. (1)
- Для атома с электронной формулой внешних электронов $4s^2 4p^1$ укажите атомный номер элемента. (31)
- Установите последовательность расположения соединений
 - K_2O 2) MgO 3) CaO 4) SO_3 5) Al_2O_3 по увеличению полярности химической связи. (4,5,2,3,1)
- Укажите молекулу 1) CH_4 2) BF_3 3) CO 4) CO_2 , в которой имеются sp^2 -гибридные орбитали. (BF_3)
- Расположите следующие химические элементы: 1) F 2) Na 3) C 4) O в порядке возрастания их электроотрицательности. (Na, C, O, F)
- Определить порядковый номер в Периодической системе элемента, имеющего электронную структуру, выраженную формулой: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$. (23)
- К какому типу химической связи относится связь между атомами в молекулах: а) KI , б) Br_2 , в) металла Sn. (а- ионная; б- ковалентная неполярная; в -металлическая)
- Опишите четырьмя квантовыми числами следующую электронную структуру валентного слоя атома: $5d$

↑	↑	↑	↑	↑
---	---	---	---	---

 ($n=5; l=2; m_l = -2, -1, 0, 1, 2; m_s = +1/2$)
- Напишите уравнение диссоциации HCN . ($\text{HCN} = \text{H}^+ + \text{CN}^-$)
- Из каких солей $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2, \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, \text{CuSO}_4, \text{AgNO}_3, \text{ZnSO}_4$ - металл может быть вытеснен никелем ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2, \text{CuSO}_4, \text{AgNO}_3$)
- Куда сместится равновесие реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ в результате увеличения в системе давления. (В сторону прямой реакции)

14. Для обратимой реакции $\text{CaCO}_3(\text{к}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$; $\Delta H^\circ = 177,5$ кДж укажите направление смещения равновесия (1 - влево, 2 - вправо, 3 - не смещается) при повышении температуры. (2 - вправо)

7.2.2 Примерный перечень заданий для решения стандартных задач

1. При окислении 2 г двухвалентного металла образовалось 2,8 г оксида. Определите количество провозимодействовавшего кислорода и атомную массу 2. В обратимой реакции $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{г})$ равновесие установилось при следующих концентрациях веществ (моль/л): $[\text{O}_2] = 0,3$; $[\text{SO}_2] = 0,7$; $[\text{SO}_3] = 0,5$. Вычислите константу равновесия реакции. (1,7)

3. Вычислите электродный потенциал цинка, опущенный в раствор его соли с активностью ионов Zn^{2+} 0,001 моль/л. (-0,85)

4. Из 2,0 г двухвалентного металла образовалось 2,8 г оксида. Определите: число атомов в химической формуле оксида. (2)

5. При окислении 2,81 г кадмия получено 3,21 г оксида кадмия. Вычислить эквивалент кадмия. (56,2)

6. Вычислить эквивалент H_2SO_4 в реакциях обмена, в результате которых образуется: а) кислые соли MeHSO_4 ; б) нормальные соли MeSO_4 . (а)98, б)49)

7. Начальные концентрации исходных веществ реакции, протекающей по уравнению $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ равны $\text{NO} = 0,06$ моль/л, $\text{O}_2 = 0,10$ моль/л. Вычислить концентрации O_2 и NO_2 , когда NO станет равным 0,04 моль/л. ($\text{O}_2 = 0,01$ моль/л, $\text{NO}_2 = 0,02$ моль/л.)

8. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры от 40 до 200 °С, принимая температурный коэффициент скорости реакции равным 2. (2^{16} или 65536 раз)

9. Вычислить константу равновесия K для обратимой реакции $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$, если начальные концентрации исходных веществ равны $\text{CO} = 0,10$ моль/л, $\text{H}_2\text{O} = 0,40$ моль/л, а в равновесии образовалось $\text{CO}_2 = 0,08$ моль/л (1)

10. Вычислить титр 0,1 н. раствора NaCl . (0,00585 г/мл)

7.2.3 Примерный перечень заданий для решения прикладных задач

1. Составить электронные и электрографические формулы кремния в нормальном и возбужденном состояниях (... $3s^2 3p^2$; .., $3s^1 3p^3$)

2. При взаимодействии SiF_4 с HF образуется сильная H_2SiF_6 , которая диссоциирует на ионы H_4^+ и SiF_6^{2-} . Почему не протекает подобная реакция между CF_4 и F ? Каков тип гибридизации АО кремния в ионе SiF_6^{2-} . (нет валентных орбиталей на валентном уровне; $sp^3 d^2$)

3. Вычислить тепловой эффект реакции

$\text{Si} + 4\text{HCl}_{\text{г}} \rightarrow \text{SiCl}_4 + 2\text{H}_2\uparrow$ при 298 К, если энтальпии образования участников реакции равны: $\Delta H_{298}^0 \text{HCl} = -92,31$ кДж/моль; $\Delta H_{298}^0 \text{SiCl}_4 = -662,200$ кДж/моль; (-293 кДж)

4. Возможна ли реакция $\text{SiCl}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{SiCl}_2 + 2\text{HCl}_{\text{г}}$ при 298К, если даны термо-

термодинамические функции участников реакции:

вещество	ΔH_{248}^0 КДж/моль	S_{298}^0 Дж/(моль·К)
SiCl ₄	-662,200	
331,340		
H ₂	0	130,570
	HCl _г	-92,31
186,786		
	SiCl ₂	-163,06
281,495		

(Реакция невозможна)

5. Увеличится или уменьшится энтропия реакции

SiCl₄г + 2H₂г → Si_{тв} + 4HCl_г? Вывод сделать не вычисляя изменение энтропии реакции. (Увеличится)

6. Вычислить исходную концентрацию тетрахлорида кремния, если при наступлении равновесия реакции SiCl₄ + H₂ ↔ SiCl₂ + 2HCl установились концентрации: [SiCl₄] = 3 моль/л; [H₂] = 1 моль/л; [H₂] = 0,8 моль/л . (3,4 моль/л)

7. Как изменится скорость прямой реакции SiH₄ + Cl₂ → SiH₃Cl + HCl, если объем реакционного сосуда увеличить в 2 раза:

а) уменьшится в 2 раза; б) уменьшится в 4 раза

в) возрастет в 2 раза; г) возрастет в 4 раза;

(уменьшится в 4 раза)

8. Записать константу равновесия реакции Si_{тв} + 4HCl_г ↔ SiCl₄г + 2H₂г и определить, куда сместится равновесие при увеличении общего давления системы? (

$$K = \frac{[SiCl_4][H_2]^2}{[HCl]^4}; \text{ вправо})$$

9. Какое из перечисленных воздействий приведет к изменению значения константы равновесия химических реакций:

а) изменение давления;

б) изменение температуры;

в) замена катализатора;

г) изменение концентраций реагирующих веществ. (б)

10. Какие процессы идут на катоде и аноде при электролитическом нанесении меди на пластины кремния из раствора CuSO₄ с медным анодом? (восстановление; окисление)

7.2.4 Примерный перечень вопросов для подготовки к зачету

- Основные понятия химии: атом, молекула, простые и сложные вещества, относительные атомные и молекулярные массы, моль, валентность, эквивалент. Основные законы химии: закон постоянства состава, закон эквивалентов, закон Авогадро
- Классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты и соли..

3. Квантово-механическая модель строения атома: опыты Резерфорда, постулаты и спиновое. Атомные орбитали. Электронные уровни и подуровни. Теории Бора, ее недостатки. Уравнение Шредингера. Квантовые числа: главное, орбитальное, магнитное и спиновое

4. Распределение электронов в многоэлектронных атомах (принцип минимума энергии, принцип Паули, правило Гунда). Электронные и электронографические формулы (s-p-d-f-элементы).

5. Периодический закон Д.И. Менделеева и периодическая система. Периодическая система Д.И. Менделеева в свете представлений о сложном строении атома.

6. Периодически изменяющиеся свойства элементов: энергия ионизации (ионизационный потенциал), сродство к электрону, электроотрицательность. Изменение валентности в группах и периодах. Металлические и неметаллические свойства элементов и их соединений в периодической системе.

7. Химическая связь. Современные представления о механизме образования химической связи. Основные положения метода валентных связей (МВС) и характеристики ковалентной связи: энергия образования, энергия разрыва связи, длина связи, полярность связи, направленность связи, насыщенность связи.

8. Гибридизация атомных орбиталей. Кратные связи. δ , π – связи. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Валентность элементов с точки зрения метода валентных связей.

9. Ионная связь. Условия образования связи, особенности веществ с ионным типом связи.

10. Метод молекулярных орбиталей (ММО). Металлическая связь. Межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь. Комплексообразование.

11. Окислительно-восстановительные процессы. Степень окисления. Основные типы реакций окисления-восстановления. Окислительно-восстановительный эквивалент.

12. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия. Энтальпия. Теплоемкость, ее зависимость от температуры. Термохимия. Теплоты хим. реакций и закон Гесса, его следствие. Таблицы стандартных значений изменений энтальпии при образовании хим. веществ. Зависимость теплоты хим. реакции от температуры (уравнение Кирхгоффа).

13. Равновесие и обратимые процессы. Максимальная работа. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Второй закон термодинамики. Энтропия. Изменение энтропии в обратимом и необратимом процессах. Принцип возрастания энтропии. Постулат Планка. Абсолютные значения энтропии. Статистический характер 2 -го закона термодинамики.

14. Термодинамические потенциалы (F, G). Критерии возможности самопроизвольного процесса и равновесия в закрытых системах.

15. Химическое равновесие. Уравнение изотермы химической реакции. Закон действующих масс. Различные способы выражения константы равновесия. Влияние температуры на химическое равновесие (изобара и изохора реакции). Расчеты равновесий по таблицам стандартных изменений термодинамических величин. Приведенная энергия Гиббса и расчет K_r с помощью изменения энтропии и изменения приведенной энергии Гиббса химической реакции.

7.2.5 Примерный перечень вопросов для подготовки к экзамену

1. Общие понятия о скорости химических реакций. Скорость химической реакции..

Гомогенные, гетерогенные системы, зависимость скорости реакции от температуры. Энергия активации

2. Уравнение Аррениуса. Катализаторы. Химическое равновесие. Константа равновесия: влияние изменения внешних факторов на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.

3. Классификация и общие свойства растворов. Способы выражения концентрации растворов. Теория образования растворов.

4. Растворы неэлектролитов. Законы Рауля и Генри. Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания. Осмотическое давление. Закон Вант Гоффа.

5. Растворы электролитов. Основные положения теории электролитической диссоциации растворов Аррениуса. Диссоциация солей, кислот, оснований.
6. Сильные и слабые электролиты. Реакции обмена в растворах электролитов. Константа диссоциации слабых электролитов. Закон разведения Оствальда.
7. Произведение растворимости. Ионное произведение воды. Водородный показатель pH.
8. Гидролиз солей.
9. Электрохимические процессы. Понятие об электродном потенциале. Формула Нернста.
10. Водородный электрод. Стандартные электродные потенциалы металлов в водных растворах (ряд напряжений металлов). Катодные и анодные процессы при работе гальванического элемента.
11. Электролиз. Катодные и анодные процессы. Электролиз растворов и расплавов солей. Законы электролиза Фарадея. Последовательность разряда ионов на электродах. Применение электролиза.
12. Общие свойства металлов (получение, физические и химические свойства (металл
13. Характеристика d-элементов, их физические и химические свойства.
14. Коррозия металлов. Коррозия химическая и электрохимическая. Атмосферная коррозия. Способы защиты от коррозии.
15. Химические и физико-химические методы анализа.

7.2.6 Методика выставления оценки при проведении промежуточной аттестации

Результаты промежуточного контроля знаний оцениваются в 1 семестре зачётом по системе:
зачтено;

не зачтено;

Зачёт может быть проведен по текущей успеваемости при условии выполнения всех контрольных заданий не менее, чем на 70% и 100% выполнения лабораторных работ и их защиты.

Зачёт может быть проведен в письменной форме: студент получает две задачи по темам практических занятий, которые должны быть выполнены не менее, чем на 70% при условии 100% выполнения лабораторных работ и их защиты.

Результаты промежуточного контроля знаний оцениваются во 2 семестре для очной формы обучения по четырехбалльной систем (экзаменом):

«отлично»;

«хорошо»;

«удовлетворительно»;

«неудовлетворительно».

Освоение дисциплины оценивается во 2 семестре на экзамене при ответе на вытасченный студентом билет, в котором два теоретических вопроса и задача. Подготовка ответа не более 45 минут. Студенту задаётся дополнительный вопрос по теме, которая не нашла отражения в билете.

Ответ на билет и дополнительный вопрос на 90 -100% - отлично

на 80 - 90% - хорошо

на 70 - 80% - удовлетвор.

менее 70% - неудовлетвор.

или

Экзамен проводится по тест-билетам, каждый из которых содержит 10 вопросов и задачу. Каждый правильный ответ на вопрос в тесте оценивается 1 баллом, задача оценивается в 10 баллов (5 баллов верное решение и 5 баллов за верный ответ). Максимальное количество набранных баллов – 20.

1. Оценка «Неудовлетворительно» ставится в случае, если студент набрал менее 6 баллов.
2. Оценка «Удовлетворительно» ставится в случае, если студент набрал от 6 до 10 баллов

3. Оценка «Хорошо» ставится в случае, если студент набрал от 11 до 15 баллов.

4. Оценка «Отлично» ставится, если студент набрал от 16 до 20 баллов.)

7.2.7 Паспорт оценочных материалов

№ п/п	Контролируемые разделы (темы) дисциплины	Код контролируемой компетенции	Наименование оценочного средства
1	Основные понятия и законы химии. Классы неорганических соединений	ОПК-2	Контрольная работа, устный опрос, защита лабораторной работы, зачёт
2	Строение атома и периодическая система элементов Д.И. Менделеева		Контрольная работа, устный опрос, зачёт
3	Химическая связь. Реакции окисления-восстановления	ОПК-2	Контрольная работа, устный опрос, защита лабораторной работы, зачёт
4	Основы химической термодинамики.	ОПК-2	Тест, устный опрос, защита лабораторной работы, зачёт, курсовая работа
5	Кинетика химических реакций.	ОПК-2	Тест, устный опрос, защита лабораторной работы, экзамен
6	Дисперсные системы. Растворы	ОПК-2	Контрольная работа, защита лабораторной работы, экзамен
7	Электрохимические процессы. Коррозия и защита металлов от коррозии.	ОПК-2	Контрольная работа, устный опрос, защита лабораторной работы, экзамен
8	Химия металлов	ОПК-2	Контрольная работа, устный опрос, защита лабораторной работы, экзамен
9	Химическая идентификация веществ	ОПК-2	Экзамен

7.3. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности

Тестирование осуществляется с использованием выданных тест-заданий на бумажном носителе. Время тестирования 30 мин. Затем осуществляется проверка теста экзаменатором и выставляется оценка согласно методики выставления оценки при проведении промежуточной аттестации.

Решение стандартных задач осуществляется с использованием выданных задач на бумажном носителе. Время решения задач 30 мин. Затем осуществляется проверка

решения задач экзаменатором и выставляется оценка, согласно методики выставления оценки при проведении промежуточной аттестации.

Решение прикладных задач осуществляется с использованием выданных задач на бумажном носителе. Время решения задач 30 мин. Затем осуществляется проверка решения задач экзаменатором и выставляется оценка, согласно методики выставления оценки при проведении промежуточной аттестации.

Защита курсовой работы, курсового проекта или отчета по всем видам практик осуществляется согласно требованиям, предъявляемым к работе, описанным в методических материалах. Примерное время защиты на одного студента составляет 20 мин.

8 УЧЕБНО МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ)

8.1 Перечень учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины:

1. Коровин Н.В. Общая химия: учебник. М.: Высш. шк., 2010.- 558 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия: учебник для бакалавров. / Н.Л. Глинка; под ред. В.А.Попкова, А.В.Бабкова. М.:ИД Юрайт, 2012.. 898 с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. М.: Интеграл-Пресс, 2011.- 240 с.
4. Чикин Е.В. Химия: учеб. пособие. Томск: «Томский государственный университет систем управления и электроники» 2012.170 кб

http://biblioclub.ru/index.php?page=book_red&id=276360&sr=1

5. Корнеева В.В. Методические указания для самостоятельной подготовки и выполнения лабораторных работ № 1-6 по дисциплине «Химия» / Корнеева А.Н., Небольсин В.А. Воронеж: ФГБОУ ВО «ВГТУ», 2015.- 50 с.
6. Корнеева В.В. Методические указания для самостоятельной подготовки и выполнения лабораторных работ № 7-10 по дисциплине «Химия» / Корнеева А.Н., Небольсин В.А. Воронеж: ФГБОУ ВО «ВГТУ», 2015.- 39 с.
5. Корнеева В.В. Методические указания и контрольные задания для самостоятельной работы и контроля знаний (тестирование) по теме «Основные понятия и законы химии» дисциплины «Химия.» для студентов очной формы обучения / Корнеева А.Н., Небольсин В.А. Воронеж: ФГБОУ ВО «ВГТУ», 2012.- Электрон. 35кб.
6. Корнеева В.В. Методические указания и контрольные задания для самостоятельной работы и контроля знаний (тестирование) по теме «Скорость химических реакций. Химическое равновесие» дисциплины «Химия.» для студентов очной формы обучения / Корнеева А.Н., Небольсин В.А. Воронеж: ФГБОУ ВО «ВГТУ», 2012.-Электрон. 30 кб..

7. Корнеева В.В. Методические указания и контрольные задания для самостоятельной работы и контроля знаний (тестирование) по теме «Растворы» дисциплины «Химия» для студентов очной формы обучения / Корнеева А.Н., Небольсин В.А. Воронеж: ФГБОУ ВО «ВГТУ», 2015.- 35 с.

8. Корнеева В.В. Методические указания и контрольные задания для самостоятельной работы и контроля знаний (тестирование) по теме «Окислительно - восстановительные реакции» дисциплины «Химия» для студентов очной формы обучения / Корнеева А.Н., Небольсин В.А. Воронеж: ФГБОУ ВО «ВГТУ», 2016.- 36 с.

9. Корнеева В.В. Методические указания и контрольные задания для самостоятельной работы и контроля знаний (тестирование) по теме «Строение атомов и периодической закон» дисциплины «Химия» для студентов очной формы обучения / Корнеева А.Н., Небольсин В.А. Воронеж: ФГБОУ ВО «ВГТУ», 2015.- 35 с.

8.2 Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине, включая перечень лицензионного программного обеспечения, ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», современных профессиональных баз данных и информационных справочных систем:

Microsoft Word, Microsoft Excel, Internet Explorer,

..9 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА, НЕОБХОДИМАЯ ДЛЯ ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА

ЛЕКЦИОННАЯ АУДИТОРИЯ, ОСНАЩЁННАЯ НАГЛЯДНЫМИ ПОСОБИЯМИ.

ХИМИЧЕСКАЯ ЛАБОРАТОРИЯ № 303/

10. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

По дисциплине «Химия» читаются лекции, проводятся практические и лабораторные занятия, выполняется курсовая работа.

Основой изучения дисциплины являются лекции, на которых излагаются наиболее существенные и трудные вопросы, вопросы, не нашедшие отражения в учебной литературе, а также проведение блиц-опроса по предыдущему материалу.

Практические занятия направлены на приобретение навыков теоретического расчета химических задач. Занятия проводятся путем решения конкретных задач в аудитории.

Лабораторные занятия направлены на приобретения знаний различных видов анализов, умений и навыков грамотно обращаться с химическими реактивами, навыков самостоятельно определять количественные характеристики химических реакций, на владение методами правильной обработки полученных результатов.

Методика выполнения курсовой работы излагается в 1 семестре и в учебно-методическом пособии. Выполняться этапы курсовой работы должны своевременно и в установленные сроки во 2 семестре.

Большое значение по закреплению и совершенствованию знаний имеет самостоятельная работа студентов. Информацию о всех видах самостоятельной работы студенты получают на занятиях.

Контроль усвоения материала дисциплины производится проверкой контрольных работ, тестов, устных опросов. Освоение дисциплины оценивается на зачёте (1 сем.), выполнением и защитой курсовой работ (2 сем.) и на экзамене (2 сем.).

Вид учебных занятий	Деятельность студента
Лекция	Написание конспекта лекций: кратко, схематично, последовательно фиксировать основные положения, выводы, формулировки, обобщения; пометать важные мысли, выделять ключевые слова, термины. Проверка терминов, понятий с помощью энциклопедий, словарей, справочников с выписыванием толкований в тетрадь. Обозначение вопросов, терминов, материала, которые вызывают трудности, поиск ответов в рекомендуемой литературе. Если самостоятельно не удастся разобраться в материале, необходимо сформулировать вопрос и задать преподавателю на лекции или на практическом занятии.
Практическое занятие	Конспектирование рекомендуемых источников. Работа с конспектом лекций, подготовка ответов к контрольным вопросам, просмотр рекомендуемой литературы., решение задач по алгоритму.
Лабораторная работа	Лабораторные работы позволяют научиться применять теоретические знания, полученные на лекции при решении конкретных задач. Работа с конспектом лекций, учебником, методическими указаниями по выполнению лабораторных работ, письменный и устный отчёт по лабораторным работам
Курсовая работа	При выполнении курсовой работы используется лекционный и учебный материал по теме «Основы химической термодинамики». Проводятся консультации с преподавателем.
Самостоятельная работа	Самостоятельная работа студентов способствует глубокому усвоению учебного материала и развитию навыков самообразования. Самостоятельная работа предполагает следующие составляющие: <ul style="list-style-type: none"> - работа с текстами: учебниками, справочниками, дополнительной литературой, а также проработка конспектов лекций; - выполнение домашних заданий и расчетов; - работа над темами для самостоятельного изучения; - участие в работе студенческих научных конференций, олимпиад; - подготовка к промежуточной аттестации.
Подготовка к промежуточной аттестации	Готовиться к промежуточной аттестации следует систематически, в течение всего семестра. Интенсивная подготовка должна начаться не позднее, чем за месяц-полтора до промежуточной аттестации. Данные перед зачетом, экзаменом три

	дня эффективнее всего использовать для повторения и систематизации материала.
--	---