

«

»

“ ”

“ ”

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ Химия

: 11.03.03

:
: 2, : 3

		3
1	()	3
2		108
3	, .	62
4	, .	36
5	, .	0
6	, .	18
7	, .	0
8	, .	2
9	, .	6
10	, .	46
11	(, ,)	.
12		

(): 11.03.03

1333 12.11.2015 . , : 30.11.2015 .

: 1,

(): 11.03.03

, 2/1 20.06.2017

, 6 21.06.2017

:

, . . .

:

.

:

. . .

1.

1.1

Компетенция ФГОС: ОПК.2 способность выявлять естественнонаучную сущность проблем, возникающих в ходе профессиональной деятельности, привлекать для их решения соответствующий физико-математический аппарат; в части следующих результатов обучения:	
3.	;
3.	-
6.	-

2.

2.1

(
---	--

.2. 3	;
1.о связи курса с другими дисциплинами направления и о его роли в подготовке обучающихся	
2.об основных понятиях и законах химии; о кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойствах соединений	;
3.о химических системах и химических процессах	;
4.о природе и характерных свойствах химической связи, типах химических реакций	;
5.об общих свойствах гомо- и гетерогенных систем	;
6.о возможных экологических последствиях химических процессов	;
.2. 3	
-	
7.о методах идентификации вещества	;
.2. 3	;
8.квантово-механическую модель строения атома и периодичность свойств химических элементов и их соединений	;
9.основные понятия и законы химической термодинамики и кинетики	;
10.основные понятия теории растворов электролитов и неэлектролитов; особенности комплексных и коллоидных растворов	;
11.основные понятия и законы электрохимии	;
12.классификацию коррозионных процессов, методы защиты металлов и сплавов металлов от коррозии	;
13.определять свойства химического элемента по электронной конфигурации и положению в периодической системе	;

.2. 6 -			
14. записывать уравнения реакций, основные математические и кинетические выражения, описывающие химические процессы различного типа		;	;
.2. 3 -			
15. рассчитывать количество, массы и концентрации вещества в гомо- и гетерогенных системах		;	;
16. рассчитывать основные термодинамические физические, кинетические, электрохимические величины, их изменение в зависимости от условий протекания в гомо- и гетерогенных системах; рассчитывать константы химических и фазовых равновесий		;	;
.2. 6 -			
17. устанавливать направление смещения химического равновесия реакций в зависимости от параметров системы		;	
.2. 3 -			
18. записывать схемы и модели гомо- и гетерогенных процессов, описывающие их свойства		;	;

3.

3.1

: 3			
:			
1.		0	4 1, 2, 8
2.		0	4 13, 14, 3, 4, 8
3.		0	2 10, 14, 15, 3, 4
4.		0	4 10, 15, 2, 3, 5
:			

5.		0	4	16, 3, 9
6.		0	4	14, 16, 2, 3, 9
7.		0	4	1, 11, 14, 16, 2, 3
8.		0	4	12, 18, 3, 6
9.		0	2	10, 16, 18, 2, 5
10.		0	2	11, 16, 18, 2, 3, 6
:				
11.		0	2	10, 15, 18, 3, 5

3.2

: 3				
:				
1.	0	2	10, 15, 3, 5	1. , 2. , 3. .

2.	0	2	10, 15, 2, 3, 5	1. 2. ; 3. ; 4. ; 5. ;
3.	0	2	10, 15, 16, 18, 2, 3, 5	1. 2. ; 3. ; 4. ; 5. ;
4. , (II).	0	2	10, 15, 4	1. 2. ; 3. ;
5.	0	2	14, 15, 3, 4, 7	1. 2. 3. 4.
:				

6.	0	2	16, 2, 3, 9	1. 2. ; 3. ; , ; 4. ; .
7.	0	2	14, 16, 17, 2, 3, 9	1. 2. ; 3. ; 4. ; .
8.	0	2	11, 15, 16, 2, 3, 5, 6	1. 2. ; , ; 3. ; 4. ; .
9.	0	2	12, 18, 2, 3, 6	1. ; 2. ; 3. ; 4. ; 5. ; .

4.

: 3				
1		13, 4, 7	6	1
<p>]: ; " " : [/ , , , [2015]. - : http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000214943. -</p>				
2		10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 17, 18, 2, 3, 4, 5, 7, 8, 9	20	5
<p>- (). , : / , ; , 2013. - 118 . : : http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000181263</p>				
3		13	20	0
<p>- i-exam.ru: , [.]: / , , ; , [2015]. - : http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000214943. -</p>				

5.

5.1

	e-mail;
	e-mail;
	;

6.

(),

. 6.1.

15-

ECTS.

6.1

: 3		

<i>Подготовка к занятиям: Выполнение индивидуальных домашних заданий</i>	8	20
" [2015]. - : http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000214943. - "		
<i>Лабораторная:</i>	15	30
" ; [2014. - 78 .: . - : http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000209514"		
<i>Контрольные работы:</i>	2	10
<i>Экзамен:</i>	26	40
" ; [2014. - 78 .: . - : http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000209514"		

6.2

6.2

		/	.	
.2	3. ; ,	+	+	+
	3. -	+		+
	6. -	+		+

1

7.

1. Коровин Н. В. Общая химия : учебник для вузов по техническим направлениям и специальностям / Н. В. Коровин. - М., 2008. - 556, [1] с. : ил.
2. Химия : [учебник для вузов по техническим направлениям и специальностям] / А. А. Гуоров [и др.]. - М., 2007. - 777 с. : ил., табл.
3. Основы химии: Учебник / В.Г. Иванов, О.Н. Гева. - М.: КУРС: НИЦ ИНФРА-М, 2014. - 560 с.: 60x90 1/16. (обложка) ISBN 978-5-905554-40-7, 400 экз. - Режим доступа: <http://znanium.com/catalog.php?bookinfo=421658> - Загл. с экрана.

1. Задачи и упражнения по общей химии : учебное пособие для вузов по техническим направлениям и специальностям / [Адамсон Б. И. и др.] ; под ред. Н. В. Коровина. - М., 2004. - 253, [2] с. : ил., табл.
2. Апарнев А. И. Общая химия. Сборник задач с методами решения : учебное пособие / А. И. Апарнев ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, 2005. - 85 с.. - Режим доступа: <http://www.library.nstu.ru/fulltext/metodics/2005/aparnev.rar>
3. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : Учебное пособие для нехим. спец. вузов / Н. Л. Глинка; Под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. - М., 2002. - 240 с.

4. Суворов А. В. Общая химия : Учебник для вузов. - СПб., 1997. - 624с. : ил.
5. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия : учебник для химико- технологических специальностей вузов / Н. С. Ахметов. - М., 2001. - 743 с. : ил.

1. ЭБС НГТУ : <http://elibrary.nstu.ru/>
2. ЭБС «Издательство Лань» : <https://e.lanbook.com/>
3. ЭБС IPRbooks : <http://www.iprbookshop.ru/>
4. ЭБС "Znanium.com" : <http://znanium.com/>
5. :

8.

8.1

1. Апарнев А. И. Химия [Электронный ресурс] : электронный учебно-методический комплекс / А. И. Апарнев, А. В. Логинов, Р. Е. Синчурина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, [2015]. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000214943. - Загл. с экрана.
2. Апарнев А. И. Общая химия. Сборник заданий с примерами решений : учебное пособие / А. И. Апарнев, Л. И. Афонина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, 2013. - 118 с. : табл. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000181263
3. Химия. Сборник лабораторных работ : методическое пособие по техническим направлениям и специальностям всех форм обучения / Новосиб. гос. техн. ун-т ; [сост.: А. И. Апарнев, Р. Е. Синчурина]. - Новосибирск, 2014. - 78 с. : ил., табл. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000209514

8.2

- 1 Microsoft Windows
- 2 Microsoft Office
- 3 Microsoft Office

9.

1	,	2

1	pH- pH-150	3
2		2

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

Кафедра химии и химической технологии

“УТВЕРЖДАЮ”
ДЕКАН РЭФ
д.т.н., профессор В.А. Хрусталеv
“ ____ ” _____ г.

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Химия

Образовательная программа: 11.03.03 Конструирование и технология электронных средств,
профиль: Проектирование и технология радиоэлектронных средств

1. Обобщенная структура фонда оценочных средств учебной дисциплины

Обобщенная структура фонда оценочных средств по дисциплине Химия приведена в Таблице.

Таблица

Формируемые компетенции	Показатели сформированности компетенций (знания, умения, навыки)	Темы	Этапы оценки компетенций	
			Мероприятия текущего контроля (курсовой проект, РГР и др.)	Промежуточная аттестация (экзамен)
ОПК.2 способность выявлять естественнонаучную сущность проблем, возникающих в ходе профессиональной деятельности, привлекать для их решения соответствующий физико-математический аппарат	з3. знать основные понятия и законы химии, закономерности протекания химических процессов; свойства, назначение и области применения основных химических веществ и их соединений	Предмет химии, цели и задачи изучения дисциплины. Основные количественные законы химии. Понятие о химическом эквиваленте. Электронное строение атома. Квантово-механическая модель атома. Принцип Паули и правило Хунда. Строение многоэлектронных атомов. Принцип наименьшей энергии, правило Клечковского.	Отчет по ЛР № 4, 5 Т.1 (3), Т.4 (10), Т. 5 (1-2) КР	31, 33
		Периодическая система Д.И.Менделеева и изменение свойств элементов и их соединений. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Степень окисления. Составление уравнений ОВР.	Отчет по ЛР № 1 Т.1 (1-3) КР	32
		Химическая связь. Комплексные соединения. Химическая связь. Основные типы и характеристики ковалентной связи. Метод валентных связей. Гибридизация. Комплексные соединения.	Отчет по ЛР № 4 Т. 4 (10-12) КР	312, 321
		Химическая термодинамика. Основные термодинамические функции состояния системы. Энтальпия, энтропия и энергия Гиббса и их изменения при химических процессах. Основы термохимии. Закон Гесса и его следствия. Критерии самопроизвольного протекания химических реакций.	Отчет по ЛР № 6 Т.6 (15-17)	34
		Химическая кинетика. Скорость гомо- и гетерогенных химических реакций. Закон действующих масс, константа скорости реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Понятие энергии активации. Понятие о гомогенном и гетерогенном катализе. Химическое равновесие. Условия химического равновесия. Константа равновесия и ее связь с термодинамическими функциями. Принцип Ле Шателье.	Отчет по ЛР № 7 Т.7 (18-21)	35, 36, 37
		Основы электрохимии. Определение и классификация электрохимических процессов. Понятие об электродных потенциалах. Стандартный водородный электрод и водородная шкала потенциалов. Гальванические элементы, ЭДС и ее измерение. Термодинамика	Отчет по ЛР № 8 Т.8 (22-24)	315, 316, 317

		<p>электродных процессов. Уравнение Нернста. Потенциалы металлических, газовых и окислительно-восстановительных электродов. Электрохимическая и концентрационная поляризация. Электролиз. Последовательность электродных процессов. Законы Фарадея. Электролиз с нерастворимыми и растворимыми анодами.</p> <p>Коррозия и защита металлов от коррозии. Основные виды коррозии. Химическая и электрохимическая коррозия. Коррозия под действием блуждающих токов. Методы защиты от коррозии: легирование, электрохимическая защита, защитные покрытия; изменение свойств коррозионной среды.</p> <p>Коллигативные свойства растворов. Осмос, криоскопия, эбулиоскопия.</p> <p>Коллоидные системы. Дисперсность и дисперсные системы. Классификация коллоидных систем. Золи и гели. Мицеллы и их строение. Устойчивость коллоидных систем, оптические и электрические свойства. Методы получения и разрушения коллоидных систем.</p>	<p>Отчет по ЛР № 9 Т.9 (25-26)</p>	<p>318</p> <p>311, 314</p> <p>313</p>
ОПК.2	у3. уметь применять основные экспериментальные и расчетные методы определения макроскопических характеристик систем и методы химического и физико-химического анализа различных классов веществ	<p>Закон эквивалентов. Окислительно-восстановительные реакции.</p> <p>Химическая связь. Основные типы и характеристики ковалентной связи. Метод валентных связей. Гибридизация. Комплексные соединения. Качественные реакции на катионы железа, меди(II).</p> <p>Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Основные положения теории электролитической диссоциации. Константа диссоциации; закон разбавления Оствальда. Ступенчатая диссоциация слабых электролитов. Константы кислотности и основности. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель среды. Ионные реакции в растворах, гидролиз солей. Образование нерастворимых соединений. Произведение растворимости.</p> <p>Химическая термодинамика. Основные термодинамические функции состояния системы. Энтальпия, энтропия и энергия Гиббса и их изменения при химических процессах. Основы термохимии. Закон Гесса и его следствия. Определение теплового эффекта нейтрализации. Критерии самопроизвольного протекания химических реакций.</p> <p>Химическая кинетика. Скорость гомо- и гетерогенных химических реакций. Закон действующих масс, константа скорости реакции.</p>	<p>Отчет по ЛР № 1, 5 Т. 1 (1-3), Т. 5 (1-2) КР Отчет по ЛР № 4 Т.4 (10-12) КР</p> <p>Отчет по ЛР № 2, 3 Т. 2 (4-5), Т.3 (6-9)</p> <p>Отчет по ЛР № 6 Т.6 (15-17)</p> <p>Отчет по ЛР № 7 Т. 7 (18-21)</p>	<p>31, 32</p> <p>321, 322</p> <p>38, 39, 310, 319</p> <p>34</p> <p>35, 36, 37</p>

		<p>Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Понятие энергии активации. Химическое равновесие. Условия химического равновесия. Константа равновесия и ее связь с термодинамическими функциями.</p> <p>Основы электрохимии. Определение и классификация электрохимических процессов. Понятие об электродных потенциалах. Стандартный водородный электрод и водородная шкала потенциалов. Гальванические элементы, ЭДС и ее измерение. Уравнение Нернста. Потенциалы металлических, газовых и окислительно-восстановительных электродов.</p> <p>Электролиз. Последовательность электродных процессов. Законы Фарадея. Электролиз с нерастворимыми и растворимыми анодами.</p> <p>Коррозия и защита металлов от коррозии. Основные виды коррозии. Химическая и электрохимическая коррозия. Коррозия под действием блуждающих токов. Методы защиты от коррозии: легирование, электрохимическая защита, защитные покрытия; изменение свойств коррозионной среды. Коррозия металлов и защита металлов от коррозии. Коррозия металлов и способы защиты металлов от коррозии.</p> <p>Коллигативные свойства растворов. Осмос, криоскопия, эбулиоскопия.</p> <p>Коллоидные системы. Дисперсность и дисперсные системы. Классификация коллоидных систем. Золи и гели. Мицеллы и их строение. Устойчивость коллоидных систем, оптические и электрические свойства.</p>	<p>Отчет по ЛР № 8 Т.8 (22-24)</p> <p>Отчет по ЛР № 9 Т. 9 (25-26)</p>	<p>315, 316, 317</p> <p>318</p> <p>311, 314</p> <p>313</p>
ОПК.2	<p>уб. уметь устанавливать взаимосвязь фундаментальных законов химии с физико-химическими явлениями для объяснения и прогнозирования направления химических превращений</p>	<p>Закон эквивалентов.</p> <p>Периодическая система Д.И.Менделеева и изменение свойств элементов и их соединений. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Степень окисления. Составление уравнений ОВР.</p> <p>Химическая связь. Основные типы и характеристики ковалентной связи. Метод валентных связей. Комплексные соединения.</p> <p>Диссоциация слабых и сильных электролитов. Гидролиз солей. Определение pH водных растворов.</p> <p>Химическая кинетика. Скорость гомо- и гетерогенных химических реакций. Закон действующих масс, константа скорости реакции.</p>	<p>Отчет по ЛР № 5 Т. 5 (1)</p> <p>Отчет по ЛР № 1 Т.1 (3) КР</p> <p>Отчет по ЛР № 4 Т.4 (12) КР</p> <p>Отчет по ЛР № 3 Т. 3 (6, 8)</p> <p>Отчет по ЛР № 7 Т.7 (21)</p>	<p>31</p> <p>32</p> <p>312, 320</p> <p>39, 310</p> <p>35, 36, 37</p>

	<p>Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Понятие энергии активации. Понятие о катализе. Химическое равновесие. Условия химического равновесия. Константа равновесия и ее связь с термодинамическими функциями. Принцип Ле Шателье.</p> <p>Основы электрохимии. Определение и классификация электрохимических процессов. Понятие об электродных потенциалах. Стандартный водородный электрод и водородная шкала потенциалов. Гальванические элементы, ЭДС и ее измерение. Термодинамика электродных процессов. Уравнение Нернста. Потенциалы металлических, газовых и окислительно-восстановительных электродов.</p> <p>Коррозия металлов и способы защиты металлов от коррозии.</p>	<p>Отчет по ЛР№ 8 Т.8 (23, 24)</p> <p>Отчет по ЛР№ 9 Т.9 (26)</p>	<p>315, 316, 317</p> <p>318</p>
--	---	---	---------------------------------

Краткие обозначения:

ЛР – лабораторная работа, КР – контрольная работа, Т – тема (задания для защит лабораторных работ из Приложения 2), 3 – типовое задание экзаменационного теста.

2. Методика оценки этапов формирования компетенций в рамках дисциплины.

Промежуточная аттестация по дисциплине проводится в 3 семестре в форме зачета, который направлен на оценку сформированности компетенций ОПК.2.

Зачет проводится в форме письменного тестирования, варианты теста составляются из вопросов, приведенных в паспорте зачета, позволяющих оценить показатели сформированности соответствующих компетенций

Кроме того, сформированность компетенций проверяется при проведении мероприятий текущего контроля, указанных в таблице раздела 1.

В 3 семестре обязательным этапом текущей аттестации является контрольная работа. Требования к выполнению контрольной работы, состав и правила оценки сформулированы в паспорте контрольной работы.

Общие правила выставления оценки по дисциплине определяются балльно-рейтинговой системой, приведенной в рабочей программе дисциплины.

На основании приведенных далее критериев можно сделать общий вывод о сформированности компетенции ОПК.2, за которые отвечает дисциплина, на разных уровнях.

Общая характеристика уровней освоения компетенций.

Ниже порогового. Уровень выполнения работ не отвечает большинству основных требований, теоретическое содержание курса освоено частично, пробелы могут носить существенный характер, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы не достаточно, большинство предусмотренных программой обучения учебных заданий не выполнены или выполнены с существенными ошибками.

Пороговый. Уровень выполнения работ отвечает большинству основных требований, теоретическое содержание курса освоено частично, но пробелы не носят существенного характера, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом в основном сформированы, большинство предусмотренных программой обучения учебных заданий выполнено, некоторые виды заданий выполнены с ошибками.

Базовый. Уровень выполнения работ отвечает всем основным требованиям, теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов, некоторые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы недостаточно, все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество выполнения ни одного из них не оценено минимальным числом баллов, некоторые из выполненных заданий, возможно, содержат ошибки.

Продвинутый. Уровень выполнения работ отвечает всем требованиям, теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы, все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество их выполнения оценено числом баллов, близким к максимальному.

Паспорт экзамена

по дисциплине «Химия», 1 семестр

1. Методика оценки

Экзамен проводится в письменной форме, по тестам в электронной форме на платформе <http://dispace.edu.nstu.ru/ditest>. Тестовые задания включают следующие типы вопросов: одиночный, множественный, соответствие, числовой. Тест включает в себя задания по дидактическим единицам: общая и неорганическая химия, физическая и коллоидная химия. На выполнение тестовых заданий отводится 90 минут. Ответы на задания, требующие расчетов, подтверждаются в письменной экзаменационной работе. Каждое задание в зависимости типа вопроса и уровня сложности оценивается от 1 до 3 баллов.

Пример теста для экзамена

Задание 1. При сгорании 20 г двухвалентного металла образовалось 33,32 г оксида данного металла. Молярная масса металла равна _____ г/моль. (2 балла)

Задание 2. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $\text{H}_2\text{S} + \text{HClO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ равна _____. (3 балла)

Задание 3. Значения орбитального квантового числа для валентных электронов атома скандия равны _____ и _____. (2 балла)

Задание 4. Уравнение химической реакции, стандартное изменение энтальпии в которой соответствует стандартной энтальпии образования твердого карбоната бария при температуре 298К имеет вид _____. (1 балл)

Задание 5. Если температурный коэффициент скорости реакции равен 3, и при температуре 25 °С реакция заканчивается за 36 минут, то тогда при температуре 45 °С время завершения будет равно _____ минутам. (2 балла)

Задание 6. При увеличении давления в 4 раза скорость прямой реакции $\text{C}(\text{т}) + 2 \text{Cl}_2(\text{г}) = \text{CCl}_4(\text{г})$ _____ (увеличится/уменьшится) в _____ раз. (1 балл)

Задание 7. Равновесие эндотермической реакции $3 \text{S}(\text{т}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = 2 \text{H}_2\text{S}(\text{г}) + \text{SO}_2(\text{г})$ сместится в сторону продуктов реакции при _____ (повышении/понижении) температуры. (1 балла)

Задание 8. Смешали 200 г раствора глюкозы с массовой долей растворенного вещества 20% и 300 г раствора с массовой долей 10%. Массовая доля вещества в полученном растворе равна ____%. (2 балла)

Задание 9. Раствор серной кислоты имеет рН=1. Концентрация серной кислоты в 1 литре раствора равна _____. (2 балла)

Задание 10. Фенолфталеин будет иметь малиновую окраску в растворе при гидролизе солей: Na_2CO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, KNO_3 , KNO_2 . (3 балла)

Задание 11. Осмотическое давление раствора, содержащего 23 г этанола в 500 г воды при 20 °С, равно _____ кПа. (2 балла)

Задание 12. Координационное число и заряд иона-комплексообразователя в соединении $\text{Ba}[\text{Cu}(\text{CN})_2\text{Cl}_2]$ равны _____ и _____. (1 балл)

Задание 13. Для золя, полученного по реакции $\text{FeCl}_2 + \text{Na}_2\text{S}(\text{избыток}) = \text{FeS} + 2 \text{NaCl}$, наилучшим коагулирующим действием будут обладать _____ (катионы/анионы) электролита. (2 балла)

Задание 14. Раствор, содержащий 6,4 г неэлектролита в 100 г бензола, кристаллизуется при температуре на 2,55 °С ниже, чем чистый бензол. Молярная масса неэлектролита равна _____ г/моль. $K_{\text{кр}}(\text{C}_6\text{H}_6) = 5,1 \text{ град}\cdot\text{кг/моль}$. (2 балла)

Задание 15. При работе гальванического элемента, состоящего из алюминиевого и кобальтового электродов, погруженных в 0,5M растворы их хлоридов, на аноде будет протекать процесс, уравнение которого имеет вид _____. (2 балла)

Задание 16. При электролизе водного раствора $ZnCl_2$ с цинковым анодом на аноде будет протекать процесс _____. (1 балл)

Задание 17. 1,55 г олова было получено при электролизе водного раствора хлорида олова(II) с угольными электродами в течение 0,5 ч. Сила тока, пропущенного при этом через раствор, равна _____ А. $F = 96500$ Кл, $Mr(Sn) = 118,7$ г/моль. (3 балла)

Задание 18. Для защиты железных изделий от коррозии в качестве анодного покрытия можно использовать _____. (2 балла)

Задание 19. Растворимость $Co(OH)_2$ равна _____ мг/л, если $PP(Co(OH)_2) = 2 \cdot 10^{-16}$. (2 балла)

Задание 20. Молекула PCl_3 , в которой атом фосфора находится в sp^3 гибридном состоянии, имеет _____ форму. (1 балл)

Задание 21. Образованию химической связи способствует _____. (1 балл)

Задание 22. При взаимодействии ионов Fe^{3+} с раствором, содержащего роданид-ионы, наблюдается образование _____ окрашивания. (2 балла)

Утверждаю: зав. кафедрой ХХТ _____ Уваров Н.Ф.

(подпись)

(дата)

2. Критерии оценки

- Ответ на экзаменационный тест считается **неудовлетворительным**, если студент не обосновано применяет основные понятия и законы химии, не соотносит теоретические знания с записями на языке химических формул и символов, в письменной работе отсутствуют ответы на вопросы или содержатся существенные ошибки, не сформирована система химических понятий, дает менее 50% правильных ответов. Оценка составляет менее 20 баллов.
- Ответ на экзаменационный тест засчитывается на **пороговом** уровне, если студент не во всех случаях обосновано применяет основные понятия и законы химии, в части вопросов не соотносит теоретические знания с записями на языке химических формул и символов, в письменной работе ответы на вопросы содержатся ошибки в математических вычислениях, дает не менее 50% правильных ответов. Оценка составляет 20–28 баллов.
- Ответ на экзаменационный тест засчитывается на **базовом** уровне, если студент при ответе на вопросы четко формулирует основные понятия и законы химии, в части вопросов корректно соотносит теоретические знания с записями на языке химических формул и символов, в письменной работе несколько ответов на вопросы содержат неточности или незначительные ошибки, связанные с выделением признаков классификации или при составлении уравнений реакций, в математических вычислениях могут присутствовать незначительные погрешности, дает более 75% правильных ответов. Оценка составляет 29–34 баллов.
- Ответ на экзаменационный тест засчитывается на **продвинутом** уровне, если студент при ответе на вопросы четко формулирует основные понятия и законы химии, корректно соотносит теоретические знания с записями на языке химических формул и символов, в письменной работе ответы на вопросы не содержат ошибок, в математических вычислениях отсутствуют погрешности, дает более 90% правильных ответов. Оценка составляет более 35 баллов.

Тест считается выполненным, если студент набирает не менее 20 баллов.

3. Шкала оценки

Рейтинг студента по дисциплине "Химия" определяется как сумма баллов за работу в течение семестра (текущая аттестация) и баллов, полученных в результате промежуточной аттестации (экзамен). Соотношение баллов за различные виды учебной деятельности студента составляет 60:40, суммарно 100 баллов.

В случае если студент набирает пограничное число баллов (суммарно по результатам текущей и промежуточной аттестаций), преподаватель проводит дополнительную беседу по вопросам (п. 4) и по ее результатам выставляет соответствующие баллы и итоговую оценку.

В общей оценке по дисциплине экзаменационные баллы учитываются в соответствии с правилами балльно-рейтинговой системы, приведенными в рабочей программе дисциплины.

4. Вопросы к экзамену по дисциплине «Химия»

1. Понятие «химический эквивалент», закон эквивалентов и его следствия.
2. Строение атома. Характеристика состояния электрона в атоме системой квантовых чисел. Принцип Паули и правило Хунда, принцип наименьшей энергии, правило Клечковского.
3. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И.Менделеева, электронные формулы атомов и ионов. Периодическое изменение свойств элементов (простых веществ) и их соединений. Энергии ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность; закономерности изменения этих величин по группам и периодам.
4. Химическая связь. Типы химической связи: ковалентная и ионная; их свойства. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования связи. Квантовохимические методы описания химической связи по методу валентных связей. Сигма(σ)- и пи(π)-связи. Представления о гибридизации атомных орбиталей при описании химической связи в молекулах. Основные характеристики ковалентной связи: энергия (энтальпия) связи, длина, кратность, валентный угол, полярность связи. Дипольный момент связи и дипольный момент молекулы.
5. Комплексные соединения: ион-комплексообразователь, лиганды, внутренняя и внешняя сферы, координационное число. Моно-, би- и полидентатные лиганды. Номенклатура комплексных соединений. Классификация комплексных соединений. Диссоциация комплексных соединений. Константа устойчивости комплексного иона. Природа химической связи в комплексных соединениях. Применение комплексных соединений.
6. Элементы химической термодинамики. Внутренняя энергия и энтальпия систем. Первый закон термодинамики. Тепловой эффект химической реакции. Термохимические уравнения процессов. Энтальпии образования химических соединений. Закон Гесса и следствия из него. Понятие об энтропии и ее изменении в химических превращениях. Энергия Гиббса и ее изменение в химических процессах. Критерий самопроизвольного протекания химических реакций в изобарно-изотермических условиях.
7. Химическая кинетика. Гомогенные и гетерогенные реакции. Скорость гомогенных химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Зависимость скорости химической реакции от концентраций реагирующих веществ, закон действия масс. Константа скорости. Кинетическое уравнение. Порядок и молекулярность реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Понятие энергии активации.
Химическое равновесие. Обратимые и необратимые реакции. Константа химического равновесия, ее связь с термодинамическими характеристиками системы. Смещение равновесия и принцип Ле Шателье-Брауна. Химическое равновесие в гетерогенных системах. Понятие о гомогенном и гетерогенном катализе. Понятие о механизме гомогенного катализа. Автокатализ.
8. Растворы. Определение и классификация растворов. Растворение как физико-химический процесс. Растворимость. Способы выражения концентрации растворов. Электролитическая диссоциация в водных растворах. Сильные (неассоциированные) и слабые (ассоциированные) электролиты. Константа и степень диссоциации слабого электролита. Особенности воды как растворителя. Водородный показатель среды (рН). Методы определения величины рН.

Гидролиз солей. Уравнения реакций гидролиза. Степень гидролиза, константа гидролиза. Необратимый гидролиз.

Ионные реакции в растворах. Равновесие малорастворимый электролит – насыщенный раствор. Произведение растворимости. Условия выпадения и растворения осадка.

9. Коллоидные и дисперсные системы. Дисперсность и дисперсные системы. Классификация дисперсных систем. Мицеллы, их образование и строение. Оптические и электрические свойства коллоидных систем. Методы получения и разрушения коллоидных систем. Понятие коагуляции.

10. Электрохимические процессы. Определение и классификация электрохимических процессов. Окислительно-восстановительные реакции. Окислительно-восстановительный потенциал. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций. Электродный потенциал. Водородный электрод сравнения. Уравнение Нернста. Равновесие на границе металл–раствор. Химические источники тока. Гальванические элементы. Аккумуляторы. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз с растворимыми и нерастворимыми анодами. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Способы защиты от коррозии.

Паспорт контрольной работы

по дисциплине «Химия», 3 семестр

1. Методика оценки

Контрольная работа проводится по теме « СТРОЕНИЕ АТОМА», включает 6 заданий. Выполняется письменно.

2. Критерии оценки

Каждое задание контрольной работы оценивается в соответствии с приведенными ниже критериями.

Контрольная работа считается **невыполненной**, если электронная формула атома составлена неверно, квантовые числа валентных электронов не указаны, окислительно-восстановительные свойства элемента не определены. Оценка составляет ниже 2 баллов.

Работа выполнена на **пороговом** уровне, если электронная формула атома составлена верно, квантовые числа валентных электронов не указаны, окислительно-восстановительные свойства элемента не определены. Оценка составляет 4-5 баллов.

Работа выполнена на **базовом** уровне, если электронная формула атома составлена верно, квантовые числа валентных электронов указаны, окислительно-восстановительные свойства элемента не определены. Оценка составляет 7-8 баллов.

Работа считается выполненной **на продвинутом** уровне, если задание выполнено полностью, без ошибок, электронная формула атома составлена верно, квантовые числа валентных электронов указаны, окислительно-восстановительные свойства элемента определены. Оценка составляет 10 баллов .

3. Шкала оценки

В общей оценке по дисциплине баллы за контрольную работу учитываются в соответствии с правилами балльно-рейтинговой системы, приведенными в рабочей программе дисциплины.

4. Пример варианта контрольной работы

СТРОЕНИЕ АТОМА

Задание 1. Дана электронная конфигурация валентной оболочки атома.(см. табл. вариантов)

1. Определите, какой это элемент. Напишите его полную электронную формулу. Укажите электронное семейство.
2. Распределите валентные электроны по энергетическим ячейкам. и укажите валентность элемента в невозбужденном (основном) и возбужденном состояниях.
3. Укажите значения квантовых чисел для валентных электронов.
4. Объясните связь электронного строения атома элемента с его положением в периодической системе Д.И. Менделеева (период, группа, подгруппа).
5. Определите высшую и низшую степени окисления элемента и приведите примеры соединений, в которых элемент проявляет эти степени окисления.

6. Составьте электронные формулы для элемента в высшей и низшей степенях окисления и охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства элемента в этих степенях окисления.

Номер варианта	Электронная формула	Номер варианта	Электронная формула	Номер варианта	Электронная формула
1	$3s^23p^5$	11	$5s^25p^2$	21	$6s^26p^2$
2	$4s^24p^4$	12	$3d^84s^2$	22	$4s^24p^2$
3	$3d^64s^2$	13	$5d^{10}6s^2$	23	$3d^54s^2$
4	$3d^{10}4s^2$	14	$5s^25p^3$	24	$4s^24p^5$
5	$4s^24p^1$	15	$5s^2$	25	$6s^2$
6	$3d^24s^2$	16	$4d^15s^2$	26	$3s^23p^1$
7	$3s^23p^3$	17	$3d^24s^2$	27	$5s^25p^4$
8	$2s^22p^1$	18	$5s^25p^3$	28	$4s^24p^3$
9	$3d^54s^1$	19	$3s^23p^2$	29	$5s^25p^1$
10	$3d^34s^2$	20	$4d^25s^2$	30	$4d^{10}5s^2$

Перечень теоретических вопросов для экзамена

1. Понятие «химический эквивалент», закон эквивалентов и его следствия.
2. Строение атома. Характеристика состояния электрона в атоме системой квантовых чисел. Принцип Паули и правило Хунда, принцип наименьшей энергии.
3. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И.Менделеева, электронные формулы атомов и ионов. Периодическое изменение свойств элементов (простых веществ) и их соединений. Энергии ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность; закономерности изменения этих величин по группам и периодам.
4. Химическая связь и межмолекулярные взаимодействия. Типы химической связи: ковалентная и ионная; их свойства. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования связи. Квантовохимические методы описания химической связи по методу валентных связей. Сигма(σ)- и пи(π)-связи. Представления о гибридизации атомных орбиталей при описании химической связи в молекулах. Основные характеристики ковалентной связи: энергия (энтальпия) связи, длина, кратность, валентный угол, полярность связи. Дипольный момент связи и дипольный момент молекулы.
5. Комплексные соединения: ион-комплексообразователь, лиганды, внутренняя и внешняя сферы, координационное число. Моно-, би- и полидентатные лиганды. Номенклатура комплексных соединений. Классификация комплексных соединений. Диссоциация комплексных соединений. Константа устойчивости комплексного иона. Природа химической связи в комплексных соединениях. Применение комплексных соединений.
6. Элементы химической термодинамики. Внутренняя энергия и энтальпия систем. Первый закон термодинамики. Тепловой эффект химической реакции. Термохимические уравнения процессов. Энтальпии образования химических соединений. Закон Гесса и следствия из него. Понятие об энтропии и ее изменении в химических превращениях. Энергия Гиббса и ее изменение в химических процессах. Критерий самопроизвольного протекания химических реакций в изобарно-изотермических условиях.
7. Химическая кинетика. Химическое равновесие. Катализ. Гомогенные и гетерогенные реакции. Скорость гомогенных химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Зависимость скорости химической реакции от концентраций реагирующих веществ, закон действия масс. Константа скорости. Кинетическое уравнение. Порядок и молекулярность реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Химические реакции в гетерогенных системах.
Химическое равновесие. Обратимые и необратимые реакции. Константа химического равновесия, ее связь с термодинамическими характеристиками системы. Смещение равновесия и принцип Ле Шателье-Брауна. Химическое равновесие в гетерогенных системах. Понятие о гомогенном и гетерогенном катализе. Понятие о механизме гомогенного катализа. Автокатализ.
8. Растворы. Определение и классификация растворов. Растворение как физико-химический процесс. Растворимость. Способы выражения концентрации растворов. Электролитическая диссоциация в водных растворах. Сильные (неассоциированные) и слабые (ассоциированные) электролиты. Константа и степень диссоциации слабого электролита. Особенности воды как растворителя. Водородный показатель среды (рН). Методы определения величины рН. Гидролиз солей. Уравнения реакций гидролиза. Степень гидролиза, константа гидролиза. Необратимый гидролиз.
Ионные реакции в растворах. Равновесие малорастворимый электролит – насыщенный раствор. Произведение растворимости. Условия выпадения и растворения осадка.
9. Коллоидные и дисперсные системы. Дисперсность и дисперсные системы. Классификация дисперсных систем. Мицеллы, их образование и строение. Оптические и электрические свойства коллоидных систем. Методы получения и разрушения коллоидных систем. Понятие коагуляции.
10. Электрохимические процессы. Определение и классификация электрохимических процессов. Окислительно-восстановительные реакции. Окислительно-восстановительный потенциал. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций. Электродный потенциал. Водородный электрод сравнения. Уравнение Нернста. Равновесие на границе металл–раствор. Химические источники тока. Гальванические элементы. Аккумуляторы. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз с растворимыми и нерастворимыми анодами. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Способы защиты от коррозии.

**Комплект типовых заданий для текущей аттестации
(защита лабораторных работ)**

по дисциплине Химия
(наименование дисциплины)

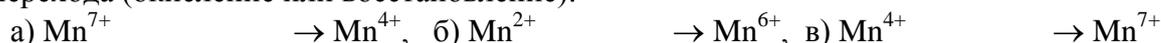
Дидактическая единица 1. Общая и неорганическая химия

Тема 1. Окислительно-восстановительные реакции.

1. Определите степень окисления хлора в его соединениях:



2. Составьте уравнение (запишите число принятых или отданных электронов) и назовите процесс перехода (окисление или восстановление):



3. Расставьте коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций, используя метод электронного баланса. Определите окислитель и восстановитель и вычислите молярные массы их эквивалентов



Тема 2. Растворы. Способы выражения концентрации растворов.

4. К 1 л 10%-ного раствора KOH (плотность 1,092 г/см³) прибавили 0,5 л 5%-ного раствора KOH (плотность 1,045 г/см³). Вычислите молярную концентрацию и массовую долю KOH в полученном растворе.

5. Рассчитайте титр, молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалентов полученного раствора, полученного при растворении сульфата натрия массой 42,6 г в воде массой 300 г, если плотность полученного раствора равна 1,12 г/мл.

Тема 3. Растворы. Электролитическая диссоциация. Гидролиз солей. Произведение растворимости.

6. Запишите уравнения ступенчатой диссоциации раствора слабого электролита H₂Te и выражение K_{д1}.

7. Рассчитайте pH 0,01 М раствора NH₄OH, если K_д(NH₄OH) = 1,76·10⁻⁵.

8. Напишите ионно-молекулярные и молекулярные реакции гидролиза соли FeCl₂ по первой ступени. Укажите pH раствора данной соли. Как при этом изменится окраска раствора индикатора метилового оранжевого. Рассчитайте pH 0,01 М раствора данной соли. K_{д2}(Fe(OH)₂)=1,3·10⁻⁴.

9. Рассчитайте молярную (моль/л) и массовую растворимость (г/л) карбоната серебра, если ПР(Ag₂CO₃)= 8,2·10⁻¹².

Тема 4. Комплексные соединения. Химическая связь.

10. Дано комплексное соединение Na₃[Cr(OH)₆].

- А) укажите: а) величину и знак комплексного иона,
б) атом-комплексообразователь, его заряд и координационное число;
в) лиганды и их заряд;

Б) напишите:

- а) электронную формулу атома и одноименного иона комплексообразователя,

- б) уравнение диссоциации комплексного соединения,
 в) выражение для константы нестойкости комплексного иона.

11. Каким образом образуются σ - и π - связи, какая из них прочнее.
 12. Какой тип гибридизации атомных орбиталей углерода в молекуле CH_3Br .

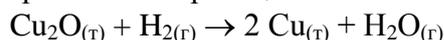
Тема 5. Химический эквивалент.

13. На сжигание (н.у.) 1,5 г двухвалентного металла потребовалось 690 мл кислорода. Вычислите молярную массу эквивалентов металла и установите его природу.
 14. Рассчитайте, сколько граммов HNO_3 содержалось в растворе, если на нейтрализацию его потребовалось 35 см^3 раствора NaOH с концентрацией 0,4 н?

Дидактическая единица 2. Физическая и коллоидная химия

Тема 6. Химическая термодинамика.

15. У какого из веществ – $\text{N}_{2(\text{г})}$, $\text{NO}_{(\text{г})}$ или $\text{NO}_{2(\text{г})}$ – энтропия наибольшая? Объясните, почему?
 16. На основе термодинамических расчетов определите, можно ли восстановить водородом оксид меди(I) при 25°C и при 500 К по реакции:



	$\text{Cu}_2\text{O}_{(\text{т})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	$\text{Cu}_{(\text{т})}$	$\text{H}_{2(\text{г})}$
$\Delta_f H^\circ$, кДж/моль	-173,2	-241,8	0	0
S° , Дж/моль·К	92,9	188,7	33,1	130,5

17. В реакции $\frac{1}{2} \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Al} = \text{Fe} + \frac{1}{2} \text{Al}_2\text{O}_3$ израсходовано 1 г алюминия. Рассчитайте, какое количество теплоты выделится, запишите термохимическое уравнение реакции.
 $\Delta_f H^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -822,2 \text{ кДж/моль}$, $\Delta_f H^\circ(\text{Al}_2\text{O}_3) = -1670 \text{ кДж/моль}$

Тема 7. Кинетика химических реакций. Химическое равновесие.

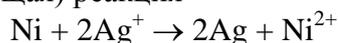
18. Дано уравнение реакции $\text{C}_{(\text{т})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})} + 2 \text{H}_{2(\text{г})}$. Запишите кинетические уравнения для скорости прямой и обратной реакций. Рассчитайте, как изменится скорость прямой реакции при повышении температуры на 20°C , если температурный коэффициент $\gamma = 2,0$?
 19. Для реакции $2 \text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2 \text{NO}_{2(\text{г})}$ константа скорости равна $0,8 \frac{\text{л}^2}{\text{моль}^2 \cdot \text{с}}$.
 Рассчитайте: а) начальную скорость реакции, если $c_0(\text{NO}) = 0,4 \text{ моль/л}$, $c_0(\text{O}_2) = 0,3 \text{ моль/л}$;
 б) скорость данной реакции в момент, когда прореагирует 25% вещества NO .
 20. Исходная смесь содержит 0,3 моль/л $\text{H}_{2(\text{г})}$ и 0,2 моль/л $\text{N}_{2(\text{г})}$. Равновесие наступит, когда прореагирует 0,24 моль/л H_2 . Рассчитайте равновесные концентрации всех веществ, образующихся в системе $3 \text{H}_2 + \text{N}_2 = 2 \text{NH}_3$.
 21. Реакция $3 \text{CaH}_{2(\text{т})} + \text{N}_{2(\text{г})} = \text{Ca}_3\text{N}_{2(\text{т})} + 3 \text{H}_{2(\text{г})}$ сопровождается выделением тепла. Какими способами можно сместить равновесие в сторону образования вещества Ca_3N_2 ?

Тема 8. Гальванический элемент. Электролиз.

22. Даны два полуэлемента: $\text{Sn} | \text{SnCl}_2$ и $\text{Fe} | \text{FeCl}_2$.
 Запишите: а) электрохимическую схему гальванического элемента (ГЭ);
 б) уравнения электродных реакций;
 в) суммарную реакцию, определяющую работу ГЭ.

Рассчитайте равновесное напряжение ГЭ, если электроды погружены в растворы их солей с концентрацией 0,01 моль/л.

23. Дана суммарная (токообразующая) реакция



Запишите уравнения электродных реакций и электрохимическую схему ГЭ и рассчитайте равновесное напряжение ГЭ двумя способами:

- используя стандартные электродные потенциалы;
- по изменению энергии Гиббса суммарной реакции, если $\Delta_f G^\circ(\text{Ag}^+) = 77,1$ кДж/моль, $\Delta_f G^\circ(\text{Ni}^{2+}) = -45,56$ кДж/моль.

24. Запишите уравнения электродных реакций, протекающих на графитовых (инертных) электродах при электролизе водного раствора $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$. Рассчитайте количество веществ, выделившихся на электродах, если через раствор электролита пропускали ток силой 5 А в течение 8 часов?

Тема 9. Коррозия металлов и защита металлов от коррозии.

25. Дана пара металлов Mn–Ni. Возможна ли коррозия металла в данной системе при pH=3.

- запишите коррозионную электрохимическую систему,
- уравнения электродных реакций при коррозии,
- предложите для окисляемого металла данной пары катодное и анодное покрытие.

Запишите электрохимическую систему элементов, образующихся при нарушении целостности покрытия, уравнения электродных реакций при коррозии в данной среде.

26. Отверстия в медном самоваре и железном котелке запаяли оловом. Через некоторое время (в бытовых условиях) котелок прохудился, а самовар нет. Почему? Составьте уравнения коррозионных процессов.