

«

»

“ ”

“ ”

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ
Физическая химия

: 22.03.01

: 2, : 3

		3
1	()	3
2		108
3	, .	63
4	, .	36
5	, .	0
6	, .	18
7	, .	24
8	, .	2
9	, .	7
10	, .	45
11	(, ,)	.
12		

(): 22.03.01

1331 12.11.2015 . , : 14.12.2015 .

: 1,

(): 22.03.01

, 2/1 20.06.2017

- , 5 21.06.2017

:

,

:

.

:

. . .

1.

1.1

Компетенция ФГОС: ОПК.2 способность использовать в профессиональной деятельности знания о подходах и методах получения результатов в теоретических и экспериментальных исследованиях; в части следующих результатов обучения:	
3.	
4.	
Компетенция ФГОС: ОПК.3 готовность применять фундаментальные математические, естественнонаучные и общинженерные знания в профессиональной деятельности; в части следующих результатов обучения:	
22.	, - , ;
11.	,
13.	-
20.	-
Компетенция ФГОС: ПК.6 способность использовать на практике современные представления о влиянии микро- и нано-структуры на свойства материалов, их взаимодействии с окружающей средой, полями, частицами и излучениями; в части следующих результатов обучения:	
7.	, ,

2.

2.1

, , ,) (
.3. 22 , - ;	
1. об основных законах классической равновесной термодинамики, об исходных положениях термодинамики неравновесных (реальных) процессов	; ;
2. об определении констант равновесия K_c , K_p , K_a , K_x и K_f и их зависимости от температуры	; ;
3. о фазовом равновесии в различных системах, правиле фаз Гиббса, диаграммах состояния и плавкости	
.2. 3	
4. о равновесных электродных процессах и ЭДС, работе гальванического элемента, о неравновесных электродных процессах, работе электролизера, коррозии металлов	; ;
.3. 22 , - ;	
5. начала термодинамики и основные уравнения химической термодинамики	; ;

.3. 13 -	
6.уравнения формальной кинетики и кинетики сложных, цепных, гетерогенных и фотохимических реакций	; ;
.3. 22 , - ;	
7.основные теории гомогенного, гетерогенного и ферментативного катализа	
8.методы термодинамического описания химических и фазовых равновесий	; ;
9.теорию сильных и слабых электролитов, термодинамику растворов, коллигативные свойства, осмос	; ;
10.виды электропроводности растворов, закон Кольрауша	; ;
11.термодинамику и кинетику электрохимических процессов, законы Фарадея	; ;
.6. 7 , ,	
12.основные положения теории адсорбции на границе раздела различных фаз, изотему адсорбции Фрейндлиха, Ленгмюра, Гиббса, Шипковского.	; ;
.3. 13 -	
13.расчитывать основные физические величины, термодинамические характеристики химических реакций и равновесные концентрации веществ при различных условиях, рассчитывать константы химических и фазовых равновесий	; ;
.2. 4	
14.составлять кинетические уравнения для кинетически простых реакций и прогнозировать влияние факторов на скорость процесса,	; ;
.3. 11 ,	
15.определять направленность процесса в заданных начальных условиях, прогнозировать влияние различных факторов на равновесие, объяснять изменение термодинамических величин в химических реакциях, составлять термохимические уравнения	; ;
.2. 4	
16.определять порядок реакции и основные кинетические характеристики по результатам кинетического эксперимента, строить кинетические кривые	; ;
.3. 13 -	
17.устанавливать границы областей устойчивости фаз в однокомпонентных и бинарных системах, определять составы сосуществующих фаз в бинарных гетерогенных системах	
18.описывать процесс коррозии металлов, подбирать методы защиты от коррозии, объяснять механизм их работы	; ;

.3. 20	
-	
19.рассчитывать адсорбцию веществ и её физические характеристики по результатам эксперимента, изменение поверхностного натяжения	

3.

3.1

	,	.		
: 3				
:				
1.	2	4	1, 13, 5	

1.	4	4	1, 13, 5	;
:				
2.	4	4	1, 13, 14, 15, 2, 8	,
:				
3.	4	4	1, 13, 14, 16, 18, 6	.
:				
4.	6	6	1, 10, 11, 13, 15, 18, 4, 9	-

4.

: 3				
1			1, 13, 18, 4	1

<p>2012. - 79, [1] .: ., .. - : http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000170969 [: 240802] / . . ; [2013]. - : http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000180001. - ; / , ; , 2015. - 164, [1] .: ., .. - : http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000221436</p>		13, 16, 2, 4, 6	10	2
<p>2012. - 79, [1] .: ., .. - : http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000170969 [: 240802] / . . ; [2013]. - : http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000180001. - ; / , 2015. - 164, [1] .: ., .. - : http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000221436</p>		1, 10, 11, 12, 13, 15	20	4
<p>2012. - 79, [1] .: ., .. - : http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000170969 [: 240802] / . . ; [2013]. - : http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000180001. - ; / , 2015. - 164, [1] .: ., .. - : http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000221436</p>		1, 10, 11, 12, 18, 4	14	0
<p>2012. - 79, [1] .: ., .. - : http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000170969 [: 240802] / . . ; [2013]. - : http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000180001. - ; / , 2015. - 164, [1] .: ., .. - : http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000221436</p>				

5.

(. 5.1).

5.1

	e-mail; ;
	e-mail; ;
	;
	;

5.2

1		.3;
<p>Формируемые умения: з22. знать основные законы физики и химии, физико- химические явления и закономерности, используемые в физической и коллоидной химии; правила работы в химической лаборатории</p>		
<p>Краткое описание применения: В проблемном плане обсуждаются теоретические вопросы, предствленные в профессиональном контексте</p>		
<p>[]: 240802] / ; [, [2013]. - : http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000180001. - "</p>		
2		.3;
<p>Формируемые умения: з22. знать основные законы физики и химии, физико- химические явления и закономерности, используемые в физической и коллоидной химии; правила работы в химической лаборатории</p>		
<p>Краткое описание применения: В ходе лабораторных работ решаются и обсуждаются реальные производственно-технические задачи, для их решения необходимо рационально выстроить свою деятельность.</p>		
<p>" : "/ ; []. - , 2012. - 79, [1] . : , .. - : http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000170969"</p>		

6.

(),

- 15-

ECTS.

. 6.1.

6.1

: 3		

<i>Подготовка к занятиям:</i>	0	
[() " 240802] / []: - : http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000180001 . -		
<i>Дополнительная учебная деятельность:</i>	0	
<i>Лабораторная:</i>	15	30
() " / []: - : http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000170969 , 2012. - 79, [1] . : , -		
<i>Контрольные работы:</i>	5	10
() " , 2015. - 164, [1] . : , - http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000221436		
<i>РГЗ:</i>	10	20
[() " 240802] / []: - : http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000180001 . -		
<i>Экзамен:</i>	20	40
[() " 240802] / []: - : http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000180001 . -		

6.2

6.2

		/	.		
.2	3.	+			+
	4.	+		+	+
.3	22. , - ;	+	+		+
	11. ,	+	+		+
	13. -	+	+	+	+
	20. -	+			+
.6	7. , ,	+			+

1

7.

1. Жуков Б. Д. Физическая химия : краткий курс : [учебное пособие] / Б. Д. Жуков. - Новосибирск, 2010. - 351 с. : ил., табл.. - Режим доступа: http://www.ciu.nstu.ru/fulltext/textbooks/2010/2010_zukov.pdf
2. Борщевский А.Я. Физическая химия. Том 2. Статистическая термодинамика : учебник / А.Я. Борщевский. — М. : Инфра-М, 2017. — 383 с. + Доп. материалы [Электронный ресурс; Режим доступа <http://www.znaniium.com>]. — (Высшее образование: Бакалавриат). — www.dx.doi.org/10.12737/20864. - Режим доступа: <http://znaniium.com/catalog.php?bookinfo=543170> - Загл. с экрана.

1. Паутов В. Н. Краткий курс физической химии. Ч. 5 : учебное пособие / В. Н. Паутов ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, 2006. - 135, [1] с.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000058485

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

8.

8.1

1. Физическая и коллоидная химия : сборник лабораторных работ для технических вузов специальности "Технология продуктов общественного питания" / Новосиб. гос. техн. ун-т ; [сост. Б. Д. Жуков]. - Новосибирск, 2012. - 79, [1] с. : ил., табл.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000170969
2. Тимакова Е. В. Физическая химия [Электронный ресурс] : электронный учебно-методический комплекс [для студентов МТФ очной формы обучения специальности 240802] / Е. В. Тимакова ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, [2013]. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000180001. - Загл. с экрана.
3. Тимакова Е. В. Физическая химия. Химическая термодинамика : учебное пособие / Е. В. Тимакова, Е. М. Турло, Н. Ф. Уваров ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, 2015. - 164, [1] с. : ил., табл.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000221436

8.2

- 1 Microsoft Office
- 2 Microsoft Windows

9.

1	(- , ,)	

1		
2	Ohaus SPU-202	
3	PH- -150	
4		
5	5-70	

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

Кафедра химии и химической технологии

“УТВЕРЖДАЮ”
ДЕКАН МТФ
к.т.н., доцент В.В. Янпольский
“ ____ ” _____ ____ г.

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Физическая химия

Образовательная программа: 22.03.01 Материаловедение и технологии материалов,
профиль: Материаловедение и технологии машиностроительных материалов

1. Обобщенная структура фонда оценочных средств учебной дисциплины

Таблица

Формируемые компетенции	Показатели сформированности компетенций (знания, умения, навыки)	Темы	Этапы оценки компетенций	
			Мероприятия текущего контроля (курсовой проект, РГЗ(Р) и др.)	Промежуточная аттестация (экзамен, зачет)
ОПК.2 способность использовать в профессиональной деятельности знания о подходах и методах получения результатов в теоретических и экспериментальных исследованиях	у3. владеть способами обеспечения безопасности при проведении экспериментальных работ	Гальванический элемент, электролиз. Коррозия и методы защиты от неё Электрохимический потенциал. Равновесный электродный потенциал. Стандартные условия. Стандартный водородный электрод. Измерение электродного потенциала. Вывод уравнения Нернста в общем виде. Обратимые и необратимые электроды. Электроды первого рода: металлический, амальгамный, металлоидный, газовые - водородный электрод в кислой и щелочной средах, кислородный электрод в кислой и щелочной средах, хлорный электрод. Уравнение Нернста для данных электродов. ЭДС элемента, взаимосвязь с энергией Гиббса и энергией Гельмгольца, энтропией, энтальпией и внутренней энергией. Электроды второго рода: хлорсеребряный, каломельный, оксидный. Взаимосвязь стандартных потенциалов электродов второго и первого рода. Электролиз. Электролиз. Окислительно-восстановительные электроды. Гальванические элементы. Характеристика применяемых гальванических элементов. Законы Фарадея.	Отчет по лабораторной работе «Гальванические элементы и электролиз» разделы «Химическое равновесие в растворах электролитов и электрохимия» Контрольная работа	Экзамен, вопросы: 1, 5, 18, 19, 27,33,34, 35,36, 37,38, 39, 40, 41
ОПК.2	у4. владеть стандартными методами решения задач и обработки экспериментальных результатов исследования	Буферные растворы Реакции гомофазные и гетерофазные, гомогенные и гетерогенные, гомолитические и гетеролитические. Изменение концентрации исходных веществ и концентрации продуктов со временем. Скорость реакции. Молекулярность реакции. Постулат о порядке реакции (закон действующих масс). Необратимые реакции 1-го, 2-го, 3-го и 0-го порядков. Уравнения реакций, скорости реакций, зависимость концентрации от времени. Постулат об активации процесса. Теория активных столкновений. Энергия активации. Активированный комплекс. Уравнение Аррениуса. Уравнение Вант-Гоффа, температурный коэффициент. Определение	Отчет по лабораторной работе «Буферные растворы» разделы: «Химическое и фазовое равновесие, учение о растворе» и «Химическое равновесие в растворах электролитов»	Экзамен, вопросы.16,32,33..

		<p>порядка реакции по диагностическим уравнениям, по периоду полураспада, по зависимости (I_{gv}, I_{gc}). Принцип лимитирующей стадии для последовательных реакций. Обратимая реакция. Уравнения для отдельных стадий и процесса в целом. Зависимость концентрации от времени. Константа химического равновесия. Параллельные реакции. Уравнения для скорости и для концентрации веществ. Селективность процесса. Катализаторы. Слитный механизм катализа.</p>		
<p>ОПК.3 готовность применять фундаментальные математические, естественнонаучные и общинженерные знания в профессиональной деятельности</p>	<p>з22. знать основные законы физики и химии, физико-химические явления и закономерности, используемые в физической и коллоидной химии; правила работы в химической лаборатории</p>	<p>Термодинамические системы, состояние систем, процессы. Стандартные и нормальные условия проведения опытов. Энергия, работа, теплота. Нулевой закон термодинамики. Свойства идеальных газов. Внутренняя энергия. Первый закон термодинамики. Энтропия как приведённая теплота и мера беспорядка. Фундаментальное уравнение Гиббса как применение первого закона термодинамики к химическим реакциям. Энтальпия, её физический смысл. Тепловой эффект реакции при постоянном давлении или объёме. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Гальванический элемент, электролиз. Коррозия и методы защиты от неё Кондуктометрия. Определение параметров, характеризующих свойства растворов электролита, путем измерения величин электропроводности. Зависимость от молярной электропроводности величин константы диссоциации и степени диссоциации. Зависимость удельной и молярной электропроводности от концентрации раствора. Расчет растворимости и произведения растворимости трудно растворимого соединения. Эквивалентная электропроводность сильных электролитов. Закон Кольрауша. Коэффициент электропроводности Коррозия металлов, её виды. Механизм электрохимической коррозии с водородной и кислородной деполяризацией. Термодинамика и кинетика электрохимической коррозии. Диаграмма Пурбе. Методы защиты от коррозии Определение теплового эффекта образования кристаллогидрата соли Растворы газовые, твердые и жидкие. Растворимость газов и твердых тел. Концентрация растворов молярная, эквивалентная, массовая, моляльная, доля молярная и массовая, процентная концентрация, титр раствора. Растворы идеальные и предельно разбавленные, регулярные и атермальные. Тепловые, объёмные и энтропийные эффекты для данных видов растворов.</p>	<p>Отчет по лабораторной работе, «Адсорбция из растворов» разделы. «Химическая кинетика, катализ, адсорбционные процессы».</p>	<p>Экзамен, вопросы : 5,6, 8, 9, 15,16,17</p>

	<p>Осмоз, осмотическое давление. Уравнение Вант-Гоффа для осмотического давления. Осмотический коэффициент. Раствор нелетучего вещества в летучем растворителе. Изменение давления насыщенного пара растворителя над раствором. Закон Рауля. Изменение температуры замерзания и температуры кипения раствора. Криоскопический и эбулиоскопический коэффициенты Растворы электролитов и неэлектролитов. Степень диссоциации, сильные и слабые электролиты. Изотонический коэффициент для неидеальных растворов, зависимость его от степени диссоциации. Коэффициент активности и активность сильных электролитов. Химический потенциал ионов и молекул. Ионная сила растворов. Зависимость коэффициента активности от ионной силы. Константа диссоциации слабых электролитов. Диссоциация воды, ионное произведение воды, рН и рОН. Гидролиз, константа гидролиза, степень гидролиза. Буферные растворы, механизм их действия. Буферная ёмкость. Растворимость. Произведение растворимости. Равновесные и неравновесные явления в растворах. Градиент электрохимического потенциала, миграция, диффузия, конвекция. Электрическая подвижность ионов и электрическая проводимость растворов электролитов. Связь данных величин с током. Удельная и молярная электропроводности раствора электролита, их зависимости от концентрации раствора и температуры. Числа переноса анионов и катионов. Плотность диффузионного потока. Реакции гомофазные и гетерофазные, гомогенные и гетерогенные, гомолитические и гетеролитические. Изменение концентрации исходных веществ и концентрации продуктов со временем. Скорость реакции. Молекулярность реакции. Постулат о порядке реакции (закон действующих масс). Необратимые реакции 1-го, 2-го, 3-го и 0-го порядков. Уравнения реакций, скорости реакций, зависимость концентрации от времени. Постулат об активации процесса. Теория активных столкновений. Энергия активации. Активированный комплекс. Уравнение Аррениуса. Уравнение Вант-Гоффа, температурный коэффициент. Определение порядка реакции по диагностическим уравнениям, по периоду полураспада, по зависимости (I_{gv}, I_{gc}). Принцип лимитирующей стадии для последовательных реакций.</p>		
--	--	--	--

	<p>Обратимая реакция. Уравнения для отдельных стадий и процесса в целом. Зависимость концентрации от времени. Константа химического равновесия.</p> <p>Параллельные реакции. Уравнения для скорости и для концентрации веществ. Селективность процесса.</p> <p>Катализаторы. Слитный механизм катализа. Стабильное, метастабильное и нейтральное равновесное состояние.</p> <p>Фазовые переходы первого и второго рода, моноклопные и энантиотропные. Правило фаз Гиббса. Уравнение Клайперона-Клаузиуса для фазовых переходов.</p> <p>Распределение вещества между фазами. Ионный обмен между фазами, механизм и термодинамика процесса.</p> <p>Экстракция. Уравнение Шредера для растворимости твердых веществ. Закон Генри для растворимости газообразных веществ. Растворимость жидких веществ.</p> <p>Диаграммы растворимости. Диаграммы плавкости однокомпонентных систем. Диаграммы состояния воды, диоксида углерода и серы. Диаграммы плавкости двух твердых веществ со взаимной неограниченной растворимостью, с ограниченной растворимостью, с полной взаимной нерастворимостью, с образованием химических соединений. Дальтонида и бертоллида.</p> <p>Диаграммы плавкости для полупроводниковых систем.</p> <p>Анализ трехкомпонентных систем. Системы: смесь летучих жидкостей - смесь их паров. Законы Гиббса-Коновалова. Диаграммы кипения. Дистилляция и ректификация. Фазовое и химическое равновесие.</p> <p>Гетерогенное равновесие. Химический потенциал.</p> <p>Изотерма химической реакции. Закон действующих масс.</p> <p>Константы химического равновесия, выраженные разными способами, взаимосвязь между ними. Изобара и изохора химической реакции. Принцип Ле Шателье.</p> <p>Влияние температуры, общего давления, парциального давления и примесей посторонних инертных газов на равновесие. Термическая диссоциация, степень термической диссоциации, расчет равновесного состава смеси газа</p> <p>Электрохимический потенциал. Равновесный электродный потенциал. Стандартные условия.</p> <p>Стандартный водородный электрод. Измерение электродного потенциала. Вывод уравнения Нернста в общем виде. Обратимые и необратимые электроды.</p> <p>Электроды первого рода: металлический, амальгамный, металлоидный, газовые - водородный электрод в кислой и щелочной средах, кислородный электрод в кислой и</p>		
--	--	--	--

		<p>щелочной среде, хлорный электрод. Уравнение Нернста для данных электродов. ЭДС элемента, взаимосвязь с энергией Гиббса и энергией Гельмгольца, энтропией, энтальпией и внутренней энергией. Электроды второго рода: хлорсеребряный, каломельный, оксидный. Взаимосвязь стандартных потенциалов электродов второго и первого рода. Электролиз. Электродиализ. Окислительно-восстановительные электроды. Гальванические элементы. Характеристика применяемых гальванических элементов. Законы Фарадея. Адсорбция на твердых адсорбентах. Уравнение Лэнгмюра. Фрейндлиха. Влияние на адсорбцию природы и товаров. Смачивание. Гидрофобность и гидрофильность поверхности. Энергия Гиббса как мера максимальной полезной работы химической реакции при $p=\text{const}$, $T=\text{const}$. Энергия Гельмгольца как мера максимальной полезной работы химической реакции при $V=\text{const}$, $T=\text{const}$. Изменение энергии Гиббса, энергии Гельмгольца, энтальпии и внутренней энергии в процессах без протекания химической реакции. Характеристические уравнения Гиббса-Гельмгольца. Теплоёмкость истинная, молярная, удельная. Средняя теплоёмкость. Расчет теплоёмкости. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры, уравнение Кирхгофа. Термодинамические циклы: а) к уравнению Кирхгофа, б) для расчета энергии кристаллической решетки и теплоты растворения, в) цикл Карно. Второй закон термодинамики. Критерии самопроизвольного процесса и равновесия. Связь энтропии, возникающей в системе, с необратимостью процесса. Изменение энтропии в фазовых переходах и химических реакциях. Зависимость энтропии от температуры. Третий закон термодинамики. Расчет абсолютной энтропии вещества.</p>		
ОПК.3	у11. уметь с помощью термодинамических расчетов оценивать возможность, направление и предел самопроизвольного течения процессов в заданных условиях	<p>Буферные растворы Гальванический элемент, электролиз. Коррозия и методы защиты от неё Коррозия металлов, её виды. Механизм электрохимической коррозии с водородной и кислородной деполяризацией. Термодинамика и кинетика электрохимической коррозии. Диаграмма Пурбе. Методы защиты от коррозии Стабильное, метастабильное и нейтральное равновесное состояние. Фазовые переходы первого и второго рода, монотропные и энантиотропные. Правило фаз Гиббса. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса для фазовых переходов. Распределение вещества между</p>	<p>Контрольная работа по теме «Химическое равновесие в растворах электролитов и электрохимия» Отчет по лабораторной работе «Определение теплового эффекта образования кристаллогидрата соли»</p>	<p>Экзамен, вопросы: 2,3,4,5, 22,19, 20,33, 35,36, 37, 38</p>

		<p>фазами. Ионный обмен между фазами, механизм и термодинамика процесса. Экстракция. Уравнение Шредера для растворимости твердых веществ. Закон Генри для растворимости газообразных веществ. Растворимость жидких веществ. Диаграммы растворимости. Диаграммы плавкости однокомпонентных систем. Диаграммы состояния воды, диоксида углерода и серы. Диаграммы плавкости двух твердых веществ со взаимной неограниченной растворимостью, с ограниченной растворимостью, с полной взаимной нерастворимостью, с образованием химических соединений. Дальтонида и бертоллиды. Диаграммы плавкости для полупроводниковых систем. Анализ трехкомпонентных систем. Системы: смесь летучих жидкостей - смесь их паров. Законы Гиббса-Коновалова. Диаграммы кипения. Дистилляция и ректификация. Фазовое и химическое равновесие. Гетерогенное равновесие. Химический потенциал. Изотерма химической реакции. Закон действующих масс. Константы химического равновесия, выраженные разными способами, взаимосвязь между ними. Изобара и изохора химической реакции. Принцип Ле Шателье. Влияние температуры, общего давления, парциального давления и примесей посторонних инертных газов на равновесие. Термическая диссоциация, степень термической диссоциации, расчет равновесного состава смеси газа. Энергия Гиббса как мера максимальной полезной работы химической реакции при $p=\text{const}$, $T=\text{const}$. Энергия Гельмгольца как мера максимальной полезной работы химической реакции при $V=\text{const}$, $T=\text{const}$. Изменение энергии Гиббса, энергии Гельмгольца, энтальпии и внутренней энергии в процессах без протекания химической реакции. Характеристические уравнения Гиббса-Гельмгольца. Теплоёмкость истинная, молярная, удельная. Средняя теплоёмкость. Расчет теплоёмкости. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры, уравнение Кирхгофа. Термодинамические циклы: а) к уравнению Кирхгофа, б) для расчета энергии кристаллической решетки и теплоты растворения, в) цикл Карно. Второй закон термодинамики. Критерии самопроизвольного процесса и равновесия. Связь энтропии, возникающей в системе, с необратимостью процесса. Изменение энтропии в фазовых переходах и химических реакциях.</p>		
--	--	---	--	--

		Зависимость энтропии от температуры. Третий закон термодинамики. Расчет абсолютной энтропии вещества.		
ОПК.3	у13. уметь проводить физико-химические расчёты с помощью известных формул и уравнений	<p>Адсорбция из растворов Адсорбция на твердых адсорбентах. Уравнение Лэнгмюра. Фрейндлиха. Влияние на адсорбцию природы и товаров. Смачивание. Гидрофобность и гидрофильность поверхностей. Флотация Буферные растворы Введение. Термодинамические системы, состояние систем, процессы. Стандартные и нормальные условия проведения опытов. Энергия, работа, теплота. Нулевой закон термодинамики. Свойства идеальных газов. Внутренняя энергия. Первый закон термодинамики. Энтропия как приведённая теплота и мера беспорядка. Фундаментальное уравнение Гиббса как применение первого закона термодинамики к химическим реакциям. Энтальпия, её физический смысл. Тепловой эффект реакции при постоянном давлении или объёме. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Гальванический элемент, электролиз. Коррозия и методы защиты от неё Кондуктометрия. Определение параметров, характеризующих свойства растворов электролита, путем измерения величин электропроводности. Зависимость от молярной электропроводности величин константы диссоциации и степени диссоциации. Зависимость удельной и молярной электропроводности от концентрации раствора. Расчет растворимости и произведения растворимости трудно растворимого соединения. Эквивалентная электропроводность сильных электролитов. Закон Кольрауша. Коэффициент электропроводности Коррозия металлов, её виды. Механизм электрохимической коррозии с водородной и кислородной деполяризацией. Термодинамика и кинетика электрохимической коррозии. Диаграмма Пурбе. Методы защиты от коррозии Определение теплового эффекта образования кристаллогидрата соли Растворы газовые, твердые и жидкие. Растворимость газов и твердых тел. Концентрация растворов молярная, эквивалентная, массовая, моляльная, доля молярная и массовая, процентная концентрация, титр раствора. Растворы идеальные и предельно разбавленные, регулярные и атермальные. Тепловые, объёмные и энтропийные эффекты для данных видов растворов.</p>	<p>Отчет по лабораторной работе «Адсорбция из растворов», и «Буферные растворы» РГЗ: по теме « Кинетика химических реакций» разделы: »Химическая кинетика и, катализ, адсорбционные процессы», Химическое и фазовое равновесие», «Основы химической термодинамики»</p>	<p>Экзамен, вопросы: 1,4 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 15,16,17, 20, 33, 34</p>

	<p>Осмоз, осмотическое давление. Уравнение Вант-Гоффа для осмотического давления. Осмотический коэффициент. Раствор нелетучего вещества в летучем растворителе. Изменение давления насыщенного пара растворителя над раствором. Закон Рауля. Изменение температуры замерзания и температуры кипения раствора. Криоскопический и эбулиоскопический коэффициенты Растворы электролитов и неэлектролитов. Степень диссоциации, сильные и слабые электролиты. Изотонический коэффициент для неидеальных растворов, зависимость его от степени диссоциации. Коэффициент активности и активность сильных электролитов. Химический потенциал ионов и молекул. Ионная сила растворов. Зависимость коэффициента активности от ионной силы. Константа диссоциации слабых электролитов. Диссоциация воды, ионное произведение воды, рН и рОН. Гидролиз, константа гидролиза, степень гидролиза. Буферные растворы, механизм их действия. Буферная ёмкость. Растворимость. Произведение растворимости. Равновесные и неравновесные явления в растворах. Градиент электрохимического потенциала, миграция, диффузия, конвекция. Электрическая подвижность ионов и электрическая проводимость растворов электролитов. Связь данных величин с током. Удельная и молярная электропроводности раствора электролита, их зависимости от концентрации раствора и температуры. Числа переноса анионов и катионов. Плотность диффузионного потока. Реакции гомофазные и гетерофазные, гомогенные и гетерогенные, гомолитические и гетеролитические. Изменение концентрации исходных веществ и концентрации продуктов со временем. Скорость реакции. Молекулярность реакции. Постулат о порядке реакции (закон действующих масс). Необратимые реакции 1-го, 2-го, 3-го и 0-го порядков. Уравнения реакций, скорости реакций, зависимость концентрации от времени. Постулат об активации процесса. Теория активных столкновений. Энергия активации. Активированный комплекс. Уравнение Аррениуса. Уравнение Вант-Гоффа, температурный коэффициент. Определение порядка реакции по диагностическим уравнениям, по периоду полураспада, по зависимости (I_{gv}, I_{gc}). Принцип лимитирующей стадии для последовательных реакций.</p>		
--	--	--	--

	<p>Обратимая реакция. Уравнения для отдельных стадий и процесса в целом. Зависимость концентрации от времени. Константа химического равновесия.</p> <p>Параллельные реакции. Уравнения для скорости и для концентрации веществ. Селективность процесса.</p> <p>Катализаторы. Слитный механизм катализа. Стабильное, метастабильное и нейтральное равновесное состояние.</p> <p>Фазовые переходы первого и второго рода, монокотропные и энантиотропные. Правило фаз Гиббса. Уравнение Клайперона-Клаузиуса для фазовых переходов.</p> <p>Распределение вещества между фазами. Ионный обмен между фазами, механизм и термодинамика процесса.</p> <p>Экстракция. Уравнение Шредера для растворимости твердых веществ. Закон Генри для растворимости газообразных веществ. Растворимость жидких веществ.</p> <p>Диаграммы растворимости. Диаграммы плавкости однокомпонентных систем. Диаграммы состояния воды, диоксида углерода и серы. Диаграммы плавкости двух твердых веществ со взаимной неограниченной растворимостью, с ограниченной растворимостью, с полной взаимной нерастворимостью, с образованием химических соединений. Дальтонида и бертоллиды.</p> <p>Диаграммы плавкости для полупроводниковых систем.</p> <p>Анализ трехкомпонентных систем. Системы: смесь летучих жидкостей - смесь их паров. Законы Гиббса-Коновалова. Диаграммы кипения. Дистилляция и ректификация. Фазовое и химическое равновесие.</p> <p>Гетерогенное равновесие. Химический потенциал.</p> <p>Изотерма химической реакции. Закон действующих масс.</p> <p>Константы химического равновесия, выраженные разными способами, взаимосвязь между ними. Изобара и изохора химической реакции. Принцип Ле Шателье.</p> <p>Влияние температуры, общего давления, парциального давления и примесей посторонних инертных газов на равновесие. Термическая диссоциация, степень термической диссоциации, расчет равновесного состава смеси газа</p> <p>Электрохимический потенциал. Равновесный электродный потенциал. Стандартные условия.</p> <p>Стандартный водородный электрод. Измерение электродного потенциала. Вывод уравнения Нернста в общем виде. Обратимые и необратимые электроды.</p> <p>Электроды первого рода: металлический, амальгамный, металлоидный, газовые - водородный электрод в кислой и щелочной средах, кислородный электрод в кислой и</p>		
--	--	--	--

		<p>щелочной среде, хлорный электрод. Уравнение Нернста для данных электродов. ЭДС элемента, взаимосвязь с энергией Гиббса и энергией Гельмгольца, энтропией, энтальпией и внутренней энергией. Электроды второго рода: хлорсеребряный, каломельный, оксидный. Взаимосвязь стандартных потенциалов электродов второго и первого рода. Электролиз. Электродиализ. Окислительно-восстановительные электроды. Гальванические элементы. Характеристика применяемых гальванических элементов. Законы Фарадея. Энергия Гиббса как мера максимальной полезной работы химической реакции при $p=\text{const}$, $T=\text{const}$. Энергия Гельмгольца как мера максимальной полезной работы химической реакции при $V=\text{const}$, $T=\text{const}$. Изменение энергии Гиббса, энергии Гельмгольца, энтальпии и внутренней энергии в процессах без протекания химической реакции. Характеристические уравнения Гиббса-Гельмгольца. Теплоёмкость истинная, молярная, удельная. Средняя теплоёмкость. Расчет теплоёмкости. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры, уравнение Кирхгофа. Термодинамические циклы: а) к уравнению Кирхгофа, б) для расчета энергии кристаллической решетки и теплоты растворения, в) цикл Карно. Второй закон термодинамики. Критерии самопроизвольного процесса и равновесия. Связь энтропии, возникающей в системе, с необратимостью процесса. Изменение энтропии в фазовых переходах и химических реакциях. Зависимость энтропии от температуры. Третий закон термодинамики. Расчет абсолютной энтропии вещества.</p>		
<p>ПК.6 способность использовать на практике современные представления о влиянии микро- и наноструктуры на свойства материалов, их взаимодействии с окружающей средой, полями, частицами и излучениями</p>	<p>37. знать количественные характеристики основных свойств различных металлических, керамических, полимерных и композиционных материалов</p>	<p>Адсорбция на твердых адсорбентах. Уравнение Лэнгмюра. Фрейндлиха. Влияние на адсорбцию природы и товаров. Смачивание. Гидрофобность и гидрофильность поверхностей. Флотация.</p>	<p>Отчет по лабораторной работе «Адсорбция из растворов электролитов», разделы...</p>	<p>Экзамен, вопросы: 7,8, 15,16, 17</p>

2. Методика оценки этапов формирования компетенций в рамках дисциплины.

Промежуточная аттестация по дисциплине проводится в 3 семестре - в форме экзамена, который направлен на оценку сформированности компетенций ОПК.2, ОПК.3., ПК. 6.

Экзамен проводится в письменной форме. На ответ по билету дается один час. Допускается передача экзамена с разрешения деканата.

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

В 3 семестре обязательным этапом текущей аттестации являются расчетно-графическое задание (работа) (РГЗ(Р)), контрольная работа. Требования к выполнению РГЗ(Р), контрольной работы, состав и правила оценки сформулированы в паспорте РГЗ(Р), контрольной работы.

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

На основании приведенных далее критериев можно сделать общий вывод о сформированности компетенций ОПК.2, ОПК.3, 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.

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Новосибирский государственный технический университет»
Кафедра химии и химической технологии

Паспорт экзамена

по дисциплине «Физическая химия», 3 семестр

1. Методика оценки

Экзамен проводится в письменной форме по билетам. Билет включает два теоретических вопроса и одну задачу. Билет формируется по следующему правилу: первый вопрос выбирается из диапазона вопросов 1-21, второй вопрос из диапазона вопросов 22-42 (п.4). В ходе экзамена преподаватель вправе задавать студенту дополнительные вопросы из общего перечня (п. 4).

Каждый теоретический вопрос оценивается от 7 до 14 баллов, задача – от 6 до 12 баллов. На подготовку ответа отводится 60 минут.

Форма экзаменационного билета

НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ

Факультет МТФ

Билет № _____

к экзамену по дисциплине «Физическая химия»

1. Предмет и содержание курса. Основные разделы и методы физической химии. Значение дисциплины для развития химической промышленности.
2. Приведите уравнение Кирхгофа и его интегрирование.
3. Рассчитайте ионную силу раствора, приготовленного смешиванием равных объемов молярных растворов сахара и хлористого кальция.

Утверждаю: зав. кафедрой _____ должность, ФИО
(подпись) (дата)

2. Критерии оценки

- Ответ на экзаменационный билет считается **неудовлетворительным**, если студент при ответе на вопросы не дает определений основных понятий, не способен показать причинно-

следственные связи явлений, при решении задачи допускает принципиальные ошибки, оценка составляет меньше 20 баллов.

- Ответ на экзаменационный билет засчитывается на **пороговом** уровне, если студент при ответе на вопросы дает определение основных понятий, может показать причинно-следственные связи явлений, при решении задачи допускает неприципиальные ошибки, например, вычислительные, оценка составляет 20-30 баллов.
- Ответ на экзаменационный билет засчитывается на **базовом** уровне, если студент при ответе на вопросы формулирует основные понятия, законы, дает характеристику процессов, явлений, проводит анализ причин, условий, может представить качественные характеристики процессов, не допускает ошибок при решении задачи, оценка составляет 31-37 баллов.
- Ответ на экзаменационный билет засчитывается на **продвинутом** уровне, если студент при ответе на вопросы проводит сравнительный анализ подходов, проводит комплексный анализ, выявляет проблемы, предлагает механизмы решения, способен представить количественные характеристики определенных процессов, приводит конкретные примеры из практики, не допускает ошибок и способен обосновать выбор метода решения задачи, оценка составляет 38-40 баллов.

3. Шкала оценки

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 «Физическая химия»

Тема	№ вопроса	Вопрос
Основы химической термодинамики	1	Основные понятия химической термодинамики. Микро и макросостояния термодинамической системы. Процессы обратимые, необратимые, равновесные..
	2	Термохимия. Теплоты образования и сгорания... Закон Гесса и следствия из него. Расчет тепловых эффектов различных реакций
	3	Зависимость теплового эффекта от температуры. Уравнения Кирхгофа
	4	Первый закон термодинамики. Основные определения и физический смысл. Внутренняя энергия и энтальпия.. Работа и теплота.
	5	Второй закон термодинамики. Энтропия. Основное уравнение термодинамики. Термодинамические функции, направление протекания химических процессов.
	6	Химическая кинетика. Основные определения. Скорость химических реакций. Степень завершенности реакции.
	7	Теория простых реакций Аррениуса. Уравнение Аррениуса. Определение энергии активации. Зависимость скорости реакции от температуры
	8	Закон действующих масс. Формальная кинетика. Порядок химической реакции. Вывод уравнений 1-го и 2-го порядков.

Химическая кинетика, катализ, адсорбционные процессы	9	Влияние различных факторов на скорость реакции: концентрации веществ, давления (для реакций, протекающих в газовой фазе), температуры, катализатора. Правило Вант-Гоффа.
	10	Теории активированного комплекса и ее применение в катализе.
	11	Сложные реакции: обратимые, параллельные, последовательные. Сопряженные реакции.
	12	Цепные реакции: неразветвленные и разветвленные. Стадии цепных реакций. Роль радикалов. Фотохимические реакции.
	13	Стадии гомогенного и гетерогенного катализа. Влияние катализатора на энергию активации.
	14	Ферментативные реакции. Механизм действия ферментов.
	15	Свободная и поверхностная энергия. Поверхностное натяжение и методы его измерения.
	16 17	Адсорбция на границе раздела жидкость - газ. Уравнение Гиббса. Правило Траубе. Адсорбция на поверхности твердых адсорбентов. Уравнение Лэнгмюра. Фрейндлиха. Представления о многослойной адсорбции.
Химическое и фазовое равновесие, учение о растворах	18	Обратимые и необратимые химические реакции. Двойственная природа химического равновесия. Константа равновесия
	19	Изотерма и изобара химического равновесия. Принцип Ле-Шателье Брауна. Факторы, влияющие на равновесие: концентрация, температура, давление
	20	Количественные характеристики растворимости - способы выражения концентраций растворов: массовая доля (%), нормальная, молярная, моляльная концентрации, мольная доля.
	21	Фазовые переходы первого и второго рода, монотропные и энантиотропные. Правило фаз Гиббса.
	22	Уравнение Клайперона-Клаузиуса для фазовых переходов. Диаграммы состояния воды и серы.
	23	Экстракция и выщелачивание
	24	Коллигативные свойства растворов.
	25	Физико-химический анализ. Принципы физико-химического анализа.
	26	Диаграммы состояния двух твердых веществ со взаимной неограниченной растворимостью, с ограниченной растворимостью, с полной взаимной нерастворимостью.
	27	Законы Рауля для растворов. Понятие об идеальных и неидеальных растворах и взаимной растворимости жидкостей.
	28	Диаграммы состояния двойных жидких систем.
	29	Крио- и эбулиоскопия.
	30	Перегонка и ректификация жидких смесей. Законы Коновалова.
	31	Растворимость газов в жидкостях. Закон Генри.

Химическое равновесие в растворах электролитов и электрохимия	32	Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда
	33	Основные положения теории сильных электролитов Дебая и Хюккеля. Активность, коэффициент активности. Зависимость коэффициента активности от ионной силы
	34	Современная теория диссоциации электролитов. Сольваты, ассоциаты в растворах электролитов.
	35	Электропроводность растворов электролитов: общая, удельная, молярная. Зависимость электропроводности от концентрации, температуры, давления. Кондуктометрия
	36	Электродные процессы. Возникновение потенциала на границе раздела фаз. Строение двойного электрического слоя.
	37	Соглашение о гальванических цепях и знаках электродных потенциалов. Элемент Якоби- Даниеля. Электроды 1-го, 2-го рода, редокс - электроды. Электроды сравнения. Типы гальванических элементов: химические и концентрационные
	38	Уравнение Нернста для электродного потенциала ионно-металлического электрода. Расчет величины электродных потенциалов.
	39	Электролиз водных растворов электролитов и расплавов. Законы электролиза. Напряжение разложения. Перенапряжение.
	40	Возникновение смешанных потенциалов на металлическом электроде. Состав оксидов, возникающих на железном электроде.
	41	Коррозия. Виды и механизмы коррозии.
	42	Основные методы защиты от коррозии.

Паспорт контрольной работы

по дисциплине «Физическая химия», 3 семестр

1. Методика оценки

Контрольная работа выполняется по теме «Химическое равновесие в растворах электролитов и электрохимия», включает 2 задания, каждое оценивается от 2,5 до 5 баллов. Выполняется письменно, обязательно записывается вопрос и ответ на него с пояснениями и ссылками на справочные данные.

2. Критерии оценки

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

Контрольная работа считается **невыполненной**, если отсутствует ответ на какой либо вопрос или даны неверные ответы на вопросы. Оценка составляет менее 5 баллов.

Работа выполнена на **пороговом** уровне, если ответ на один вопрос недостаточный, а задача решена не полностью или с ошибкой при правильном алгоритме решения. Оценка составляет 5-6 баллов.

Работа выполнена на **базовом** уровне, если имеются принципиальные ошибки, например в арифметических расчетах или оформлении. Оценка составляет 7-8 баллов.

Работа считается выполненной **на продвинутом** уровне, если ошибки в ответах отсутствуют. Оценка составляет 9-10 баллов.

3. Шкала оценки

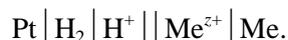
В общей оценке по дисциплине баллы за контрольную работу учитываются в соответствии с правилами балльно-рейтинговой системы, приведенными в рабочей программе

4. Пример варианта контрольной работы

1. *Выведите уравнение Нернста* для ионно-металлического электрода, используя изотерму химической реакции.

Возможный ответ

Имеем гальваническую цепь:



Учитывая, что $E_{\text{пр}} = 0$ и электродный процесс на металле $\text{Me}^{z+} + ze^- \Leftrightarrow \text{Me}$ из изотерме этого процесса следует $\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln \frac{[\text{Me}]}{[\text{Me}^{z+}] \cdot (e^-)^z}$.

Поскольку $-\Delta G = zFE$ получаем $zFE = -\Delta G^\circ + \text{const} + RT \ln [\text{Me}^{z+}]$, а также $E = E^\circ + \frac{RT}{zF} \ln [\text{Me}^{z+}]$ или $E = E^\circ + \frac{RT}{zF} \ln a(\text{Me}^{z+})$.

2. Предложите гальваническую цепь для элемента, напряжение которого указано в таблице. Один из электродов водородный или ионно-металлический с концентрацией раствора кислоты (соли) указанной в этой же таблице. Напишите уравнения, для электродных процессов. Плотность полученных растворов примите равной 1.

Таблица. Исходные данные для записи схемы гальванической цепи.

Вариант	Напряжение, $\pm 0,15$ в	Формула соли, кислоты	Аналитическая концен- трация
1	0,4	$\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$	1,0 %
2	0,5	CdSO_4	0,01 н

Возможный алгоритм ответа для варианта 1

- Оценивают концентрацию $\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$ в моль/л;
- По уравнению Нернста рассчитывают потенциал ионно-металлического электрода;
- Оценивают гальваническую цепь с этим и другим электродом потенциал, которого можно определить из таблицы величин стандартных потенциалов, учитывая, что $E = E_{\text{пр}} - E_{\text{лев}} = 0,4 \pm 0,15$ В

Паспорт расчетно-графического задания

по дисциплине «Физическая химия», 3 семестр

1. Методика оценки

В рамках расчетно-графического задания по дисциплине студенты должны определить порядок реакции и рассчитать константу скорости для этой реакции в соответствии с исходными данными.

При выполнении расчетно-графического задания студенты должны провести сопоставление различных методов определения порядков химических реакций и подобрать условия их применения.

Обязательные структурные части и оцениваемые позиции РГЗ:

Исходные данные в форме таблиц.

Аналитические уравнения, применяемые для расчетов (оценивается от 3 до 7 баллов).

Расчеты и графики (оценивается от 4 до 7 баллов).

Итоговый результат (оценивается от 3 до 6 баллов).

В общей оценке учитывается:

качество оформления отчета по РГЗ,

правильность применения рабочих уравнений и выполнения расчетов,

полнота выполнения задания.

2. Критерии оценки

- Работа считается **не выполненной**, если выполнены не все части РГЗ отсутствует физико-химическое обоснование расчетной методики и уравнений оформление работы не соответствуют современным требованиям, оценка составляет меньше 9 баллов.
- Работа считается выполненной **на пороговом** уровне, если части РГЗ выполнены формально: приведено недостаточное физико-химическое обоснование расчетных методик и уравнений оформление работы не полностью современным требованиям, оценка составляет 10-13 баллов.
- Работа считается выполненной **на базовом** уровне, если приведено достаточное физико-химическое обоснование расчетных методик и уравнений, но оформление работы не полностью современным требованиям оценка составляет 14-17 баллов.
- Работа считается выполненной **на продвинутом** уровне, если приведено убедительное физико-химическое обоснование расчетных методик и уравнений и оформление работы полностью соответствует современным требованиям, оценка составляет 18-20 баллов.

3. Шкала оценки

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

4. Примерный перечень вопросов РГЗ приведен в учебном пособии

Жуков Б. Д. Физическая химия: краткий курс: [учебное пособие] / Б. Д. Жуков. - Новосибирск, 2010. - 351 с. : ил., табл.. - Режим доступа:

http://www.ciu.nstu.ru/fulltext/textbooks/2010/2010_zukov.pdf