

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**

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



**УТВЕРЖДАЮ**

Декан факультета В.А.Небольсин  
«21» декабря 2021 г.

**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА**

дисциплины

«Физическая химия»

**Направление подготовки** 28.03.01 Нанотехнологии и микросистемная техника

**Профиль** Компоненты микро- и наносистемной техники

**Квалификация выпускника** бакалавр

**Нормативный период обучения** 4 года

**Форма обучения** очная

**Год начала подготовки** 2022

Автор программы

В.А. Небольсин /В.А. Небольсин/

Заведующий кафедрой  
химии и химической  
технологии материалов

О.Б. Рудаков /О.Б. Рудаков/

Руководитель ОПОП

О.В. Стогней /О.В. Стогней/

Воронеж 2021

## 1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ

### 1.1. Цели дисциплины

Формирование у обучающихся компетенций, заключающихся в способности на основе знаний в области физической химии участвовать в реализации технологических процессов в рамках планарной технологии, обеспечивающих создание монокристаллических интегральных схем.

### 1.2. Задачи освоения дисциплины

Овладение теоретическими знаниями о базовых законах химической термодинамики, кинетики, электрохимии и их применении к описанию физико-химических процессов планарной технологии, о диаграммах состояния термодинамических систем и их анализе, о методах получения кристаллических фаз с допустимыми концентрацией и типом точечных дефектов.

## 2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП

Дисциплина «Физическая химия» относится к дисциплинам части, формируемой участниками образовательных отношений (дисциплина по выбору) блока Б1.

## 3. ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Процесс изучения дисциплины «Физическая химия» направлен на формирование следующих компетенций:

ПК-4 - Способен участвовать в реализации технологических процессов в рамках планарной технологии, обеспечивающих создание монокристаллических интегральных схем

Компетенция	Результаты обучения, характеризующие сформированность компетенции
ПК-4	<p><b>Знать</b> естественнонаучную сущность понятий и законов физической химии в применении к планарной технологии:</p> <ul style="list-style-type: none"><li>- химическую термодинамику и её применение к физико-химическим процессам;</li><li>- фазовые равновесия в однокомпонентных и двухкомпонентных системах;</li><li>-термодинамику растворов;</li><li>- электрохимию;</li><li>- поверхностные явления</li><li>- кинетику химических реакций;</li><li>- методы получения кристаллических фаз и дефекты кристаллической структуры полупроводников.</li></ul> <p><b>Уметь</b> применять принципы термодинамики к описанию термодинамических процессов; анализировать фазовые диаграммы одно- и</p>

	двухкомпонентных систем; анализировать электрохимические системы; определять скорости химических реакций, классифицировать дефекты кристаллической структуры полупроводников, использовать законы физической химии в технологии производства монокристаллов интегральных схем.
	Владеть навыками выполнения отдельных физико-технологических процессов в рамках планарной технологии и методами качественного и количественного анализа одно- и двухкомпонентных систем.

#### 4. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ

Общая трудоемкость дисциплины «Физическая химия» составляет 5 з.е.

Распределение трудоемкости дисциплины по видам занятий  
**очная форма обучения**

Виды учебной работы	Всего часов	Семестры
		2
<b>Аудиторные занятия (всего)</b>	72	72
В том числе:		
Лекции	36	36
Практические занятия (ПЗ)	18	18
Лабораторные работы (ЛР)	18	18
<b>Самостоятельная работа</b>	108	108
Виды промежуточной аттестации - зачет с оценкой	+	+
Общая трудоемкость: академические часы	180	180
зач.ед.	5	5

#### 5. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

**5.1 Содержание разделов дисциплины и распределение трудоемкости по видам занятий**  
**очная форма обучения**

№ п/п	Наименование темы	Содержание раздела	Лекц	Прак зан.	Лаб. зан.	СРС	Всего, час
1	Основные принципы термодинамики и химической кинетики	<b>Введение. Цели и задачи освоения дисциплины.</b> Некоторые определения термодинамики. Основные понятия. Термохимия: теплота реакции; экзотермические и эндотермические реакции. Терминология: термодинамическая система; химическая фаза; гомогенные и гетерогенные системы; термодинамические величины (параметры системы). Термодинамические функции.	6	2	4	18	30

		<p>внутренняя энергия; энтальпия.</p> <p><b>Первый закон термодинамики.</b> Равновесные и обратимые процессы. Теплоемкость. Работа расширения при различных процессах. Тепловые эффекты химических реакций. Законы Гесса. Законы Кирхгофа.</p> <p><b>Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы.</b> Второй закон термодинамики. Некоторые формулировки второго закона термодинамики. Неравенство Клаузиуса. Статистическое трактование энтропии. О несостоятельности "тепловой смерти" Вселенной.</p> <p><b>Порядок реакции.</b> Моно-, би- и тримолекулярные реакции. Правило ступеней. Энергия активации. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Скорость реакции и химическое сродство.</p>					
2	Основы учения о химических потенциалах	<p><b>Термодинамические потенциалы</b> и характеристические функции. Уравнения Гиббса-Гельмгольца. Фазовые переходы. Уравнение Клаузиуса - Клапейрона. Изобарно-изотермический и химический потенциал идеального газа. Термодинамические потенциалы и парциальные величины в многокомпонентных системах.</p>	6	2	4	18	30
3	Физико-химические закономерности протекания равновесных термодинамических процессов	<p><b>Равновесные системы и равновесные процессы.</b> Энергетические характеристики химических реакций. Термохимия. Понятие об энтальпии. Тепловые эффекты химических реакций. Эндо- и экзотермические реакции. Закон Гесса. Стандартное состояние и стандартная энтальпия образования вещества. Термохимические циклы. Расчеты тепловых эффектов реакций. Энтальпия атомизации веществ и энергия связи в многоатомных молекулах. Константа химического равновесия. Равновесие при химических реакциях в гетерогенных системах</p>	6	2	4	18	30
4	Термодинамика растворов	<p><b>Идеальные растворы жидкостей.</b> Законы Рауля и Генри. Зависимость растворимости от давления и температуры. Законы Коновалова. Химический потенциал растворов. Зависимость растворимости от давления и температуры. Растворимость газов и твердых веществ в жидкостях. Зависимость растворимости наночастиц от их размера. Правило фаз Гиббса. Однокомпонентные системы. Диаграмма состояния воды. Диаграммы состояния. Правило рычага. Двухкомпонентные системы. Простейшая диаграмма двухкомпонентной системы. Образование твердых растворов. Смещение линий фазовых равновесий для наноразмерных систем.</p>	6	4	2	18	30

5	Электрохимия	<b>Диссоциация электролитов.</b> Электропроводность (удельная и эквивалентная). Подвижность ионов. Числа переноса. Электродвижущие силы гальванического элемента и электродные процессы. Скачки потенциалов на границе фаз. Стандартные электродные потенциалы. Зависимость ЭДС от температуры.	6	4	2	18	30
6	Поверхностные явления и степень совершенства кристаллической решетки	<b>Термодинамические основы теории</b> поверхностных явлений. Энергетические и геометрические характеристики поверхности: поверхностная энергия, кривизна поверхности. Поверхностные явления в наноматериалах как результат самопроизвольных процессов уменьшения поверхности раздела фаз и поверхностной энергии. Адгезия и работа адгезии. Уравнение Дюпре. Особенности искривленной поверхности раздела фаз. Адсорбция физическая и химическая. <b>Дефекты кристаллической структуры и их классификация.</b> Равновесные точечные дефекты в реальных кристаллах. Типы точечных дефектов. Дефекты решетки по Френкелю. Примесные атомы. Термоакцепторы и термодоноры. Линейные дефекты (дислокации). Дефекты промежуточных размеров. Макроскопические дефекты. Поверхностные дефекты. Взаимодействие дефектов.	6	4	2	18	30
<b>Итого</b>			<b>36</b>	<b>18</b>	<b>18</b>	<b>108</b>	<b>180</b>

## 5.2 Перечень лабораторных работ

1. Термохимические измерения.
2. Определение константы равновесия гомогенной реакции
3. Электропроводность электролитов.
4. Определение константы скорости химических реакций.

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

В соответствии с учебным планом освоение дисциплины не предусматривает выполнение курсового проекта (работы) или контрольной работы.

## 7. ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

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

### 7.1.1 Этап текущего контроля

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

- «аттестован»;
- «не аттестован».

Компетенция	Результаты обучения, характеризующие сформированность компетенции	Критерии оценивания	Аттестован	Не аттестован
ПК-4	<p><b>Знать</b> естественнонаучную сущность понятий и законов физической химии в применении к планарной технологии:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- химическую термодинамику и её применение к физико-химическим процессам;</li> <li>- фазовые равновесия в однокомпонентных и двухкомпонентных системах;</li> <li>- термодинамику растворов;</li> <li>- электрохимию;</li> <li>- поверхностные явления</li> <li>- кинетику химических реакций;</li> <li>- методы получения кристаллических фаз и дефекты кристаллической структуры полупроводников.</li> </ul>	Активная работа на практических и лабораторных занятиях	Выполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах	Невыполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах
	<p><b>Уметь</b> применять принципы термодинамики к описанию термодинамических процессов; анализировать фазовые диаграммы одно- и двухкомпонентных систем; анализировать электрохимические системы; определять скорости химических реакций, классифицировать дефекты кристаллической структуры полупроводников, использовать законы физической химии в технологии производства монокристаллических интегральных схем.</p>	Решение стандартных практических задач	Выполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах	Невыполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах
	<p><b>Владеть</b> навыками выполнения отдельных физико-технологических процессов в рамках планарной технологии и методами качественного и количественного анализа одно- и двухкомпонентных систем.</p>	Решение прикладных задач в конкретной предметной области	Выполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах	Невыполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах

### 7.1.2 Этап промежуточного контроля знаний

Результаты промежуточного контроля знаний оцениваются в 2 семестре для очной формы обучения по четырехбалльной системе:

«отлично»;

«хорошо»;

«удовлетворительно»;

«неудовлетворительно».

Компетенция	Результаты обучения, характеризующие сформированность компетенции	Критерии оценивания	Отлично	Хорошо	Удовл.	Неудовл.

ПК-4	<p><b>Знать</b> естественнонаучную сущность понятий и законов физической химии в применении к планарной технологии:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- химическую термодинамику и её применение к физико-химическим процессам;</li> <li>- фазовые равновесия в однокомпонентных и двухкомпонентных системах;</li> <li>-термодинамику растворов;</li> <li>- электрохимию;</li> <li>- поверхностные явления</li> <li>- кинетику химических реакций;</li> <li>- методы получения кристаллических фаз и дефекты кристаллической структуры полупроводников.</li> </ul>	Тест	Выполнение теста на 90-100%	Выполнение теста на 80-90%	Выполнение теста на 70-80%	В тесте менее 70% правильных ответов
	<p><b>Уметь</b> применять принципы термодинамики к описанию термодинамических процессов; анализировать фазовые диаграммы одно- и двухкомпонентных систем; анализировать электрохимические системы; определять скорости химических реакций, классифицировать дефекты кристаллической структуры полупроводников, использовать законы физической химии в технологии производства монокристаллов интегральных схем.</p>	Решение стандартных практических задач	Задачи решены в полном объеме и получены верные ответы	Продемонстрирован верный ход решения всех, но не получен верный ответ во всех задачах	Продемонстрирован верный ход решения в большинстве задач	Задачи не решены
	<p>Владеть навыками выполнения отдельных физико-технологических процессов в рамках планарной технологии и методами качественного и количественного анализа одно- и двухкомпонентных систем.</p>	Решение прикладных задач в конкретной предметной области	Задачи решены в полном объеме и получены верные ответы	Продемонстрирован верный ход решения всех, но не получен верный ответ во всех задачах	Продемонстрирован верный ход решения в большинстве задач	Задачи не решены

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

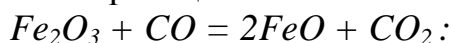
### **7.2.1 Примерный перечень заданий для подготовки к тестированию**

1. Математическое выражение первого закона термодинамики для

бесконечно малого и конечного изменения состояния системы имеет вид:

- 1)  $\delta Q = dU + \delta A$ ;  $Q = \Delta U + A$ .
- 2)  $\delta Q = dU + \delta A$ ;  $\Delta Q = \Delta U + A$ .
- 3)  $\delta Q = \Delta U + \delta A$ ;  $\Delta Q = \Delta U + A$ .
- 4)  $dQ = \delta U + \delta A$ ;  $Q = U + A$ . (1)

2. Величина теплового эффекта  $\Delta H$  или  $\Delta U$  больше для следующей химической реакции



- 1)  $\Delta H = \Delta U$ ; 2)  $\Delta H > \Delta U$ ; 3)  $\Delta H < \Delta U$ ;
- 4) ответ дать нельзя, так как неизвестна теплоемкость веществ. (1)

3. Математическое выражение второго закона термодинамики для бесконечно малого изменения состояния в обратимом и необратимом процессах имеет вид:

$$1) dS = \frac{\delta Q}{T}, \quad 2) dS > \frac{dH}{T}, \quad 3) dS < \frac{\delta Q}{T}, \quad 4) dS \geq \frac{\delta Q}{T} \quad . (4)$$

4. Величина  $\Delta G$  процесса при переходе от начального состояния к конечному, если его сначала провести обратимо, а затем необратимо, изменяется так:

- 1) сначала растёт, а затем падает;
- 2) увеличивается^
- 3) не изменяется;
- 4) уменьшается. (3)

5. Величина криоскопической константы определяется:

- 1) концентрацией раствора;
- 2) свойствами растворителя;
- 3) температурой кристаллизации раствора;
- 4) свойствами растворённого вещества. (2)

6. Правило фаз Гиббса для системы (давление – температура) имеет вид:

- 1)  $C = K - \Phi + 1$ ; 2)  $C = K - \Phi + 2$ ;
- 3)  $C = K + \Phi - 1$ ; 4)  $C = K - \Phi + 3$  (2).

7. Линией ликвидуса называется:

- 1) зависимость температуры конца кристаллизации от состава системы;
- 2) зависимость массы равновесных фаз от температуры;
- 3) зависимость массы равновесных фаз от состава системы;
- 4) зависимость температуры начала кристаллизации от состава системы. (4)

8. Зависимость удельной электропроводности сильного электролита от концентрации имеет вид

- 1) проходит через максимум;
- 2) проходит через минимум;
- 3) не зависит;
- 4) растёт и достигает предельного значения. (1)

9. На отрицательном электроде гальванического элемента протекает реакция:

- 1) может быть и реакция окисления, и реакция восстановления;



- 2) окисления;  
 3) окислительно- восстановительная;  
 4) восстановление. (2)
10. К точечным дефектам в реальных кристаллах относят:  
 а) границы зерен в монокристаллах;  
 б) дислокации;  
 в) границы двойников;  
 г) вакансии и примесные атомы.

### 7.2.2 Примерный перечень заданий для решения стандартных задач

1. Энтальпия какого из следующих газообразных веществ – метана или ацетилена – возрастёт больше, если одинаковое число молей того и другого вещества нагреть от 296 до 300 К при постоянном давлении? (ацетилена, почему?)

2. Для реакции  $\text{CH}_3\text{OH}(\text{г}) + 3/2 \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$  зависимость теплового эффекта от температуры выражается уравнением (Дж)  $\Delta H = -6$  до давления  $P \cdot 84,71 \cdot 10^3 + 36,77 T - 38,56 \cdot 10^{-3} T^2 + 8,2 \cdot 10^{-6} T^3 + 2,88 \cdot 10^5 / T$ . Рассчитайте изменение теплоёмкости  $\Delta C_p$  для этой реакции. (3,22 Дж/К)

3. Рассчитайте при помощи данных справочника  $\Delta S_0$  реакции  $2\text{O}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$  при 298 К и сделайте вывод о направлении самопроизвольного протекания реакции в этих условиях. (-189 Дж/К. Вывод о направлении реакции сделать нельзя, так как энтропия критерий направленности процесса только в изолированной системе)

4. При обратимом изотермическом сжатии некоторого количества идеального газа от давления  $P_1$  до давления  $P_2$  энергия Гиббса  $G$  изменилась на 200 Дж. Каково по сравнению с этой величиной будет изменение энергии от Гиббса при необратимом переходе от  $P_1$  до  $P_2$ ? ( $\Delta G_{\text{обр.}} = \Delta G_{\text{необр.}} = 200$  Дж).

5. Изменение энтропии больше при изобарическом нагревании 6 молей одноатомного идеального газа при повышении температуры от  $T_1$  до  $T_2$  или при изохорическом нагревании 10 молей одноатомного идеального газа при повышении температуры от  $T_1$  до  $T_2$  ( $\Delta S_{\text{изобар.}} = \Delta S_{\text{изохор.}}$ )

6. Установить математическое соотношение между константами равновесия реакции  $3/2\text{H}_2 + 1/2 \text{N}_2 \leftrightarrow \text{NH}_3$  при  $450^\circ\text{C}$   $K_p'$  и  $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$  при  $450^\circ\text{C}$   $K_p''$ . [ $K_p'' = (K_p')^2$ ]

7. Выразите в общем виде величину  $K_c$  реакции  $2\text{SO}_3 = 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$ , если диссоциации подвергаются  $n$  молей  $\text{SO}_3$ . Общий объём равновесной смеси  $V$ , а степень диссоциации  $\text{SO}_3$  равна  $\alpha$ . ( $K = \frac{n\alpha^3}{2V(1-\alpha)^2}$ )

8. Чему равна константа равновесия реакции образования  $\text{HCl}$  при  $25^\circ\text{C}$   $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{HCl}$  при  $\Delta G_{298}^0 = 8736,8$  Дж? ( $K_p = 34$ )

9. Кажущиеся степени диссоциации водных 0,01 М хлорида калия, нитрата меди, сульфата алюминия и трихлорида лантана одинаковы. Расположите растворы этих веществ в порядке увеличения температуры кипения при атмосферном давлении. ( $T_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_2} > T_{\text{LaCl}_3} > T_{\text{Cu}(\text{NO}_3)_2} > T_{\text{KCl}}$ )

10. Выведите математическое выражение для общего давления

насыщенного над пара над двухкомпонентным идеальным (совершенным) раствором, если  $N_1$  и  $N_2$  - молярные доли компонентов,  $P_1^0$  и  $P_2^0$  давления насыщенного пара над чистыми компонентами. ( $P = P_1^0 N_1 + P_2^0 N_2$ )

### 7.2.3 Примерный перечень заданий для решения прикладных задач

1. Теплота сгорания графита при  $17^\circ\text{C}$   $-394,05$  кДж/моль, а алмаза при той же температуре  $-394,92$  кДж/моль. Значения удельных теплоёмкостей этих веществ соответственно равны  $0,7108$  Дж/(г·К) и  $0,5058$  Дж/(г·К). Найти теплоту перехода графита в алмаз. ( $-828,18$  кДж/моль)

2. Под давлением  $19,6 \cdot 10^4$  Па нагревают 2 л аргона до тех пор, пока объём не увеличится до 12л. Каково изменение энтропии, если начальная температура  $373$  К. ( $6,59$  Дж/(моль·К))

3. Вычислить  $A$ ,  $Q$ ,  $\Delta H$ ,  $\Delta U$ ,  $\Delta G$ ,  $\Delta F$ ,  $\Delta S$  для изотермического сжатия 1 моль идеального газа от  $5,065 \cdot 10^5$  до  $10,13 \cdot 10^5$  Па при  $5000$ С ( $-4452,2$  Дж/моль,  $0$ ,  $0$ ,  $4452,5$  Дж/моль,  $4452,2$  Дж/моль  $-5,76$  Дж/(моль·К))

4. Под каким давлением вода будет кипеть при  $95^\circ\text{C}$ . если удельная теплота испарения воды равна  $2253,02$  Дж/г? ( $0,7537 \cdot 10^5$  Па)

5. Степень диссоциации  $\text{PCl}_5$  при  $473$  К и  $1,0133 \cdot 10^5$  Па равна  $0,485$ , а при  $523$  К и том же давлении -  $0,800$ . Рассчитайте средний тепловой эффект реакции  $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 = \text{PCl}_5$  при  $P = \text{const}$  в интервале температур  $473 - 523$  К ( $-72,135$  кДж)

6. Температура замерзания разбавленного водного раствора тростникового сахара  $272,171$  К. Давление пара чистой воды при этой температуре  $568,6$  Па, криоскопическая константа воды  $1,860$ . Вычислите давление пара раствора. ( $564$  Па)

7. Сопротивление ячейки, наполненной раствором  $\text{KCl}$  с удельной электропроводностью  $5,79 \cdot 10^{-3}$  равно  $103,6$  Ом. Сопротивление той же ячейки, наполненной  $0,01$  н раствором уксусной кислоты, равно  $5771$  Ом. Определить эквивалентную электропроводность  $0,01$ н раствора уксусной кислоты. ( $10,4$  Ом $^{-1}$ см $^2$ )

8. Константа диссоциации  $\text{NH}_4\text{OH}$  равна  $1,79 \cdot 10^{-5}$ . Определить концентрацию  $\text{NH}_4\text{OH}$ , при которой степень диссоциации будет равна  $0,01$  и эквивалентную электропроводность, если подвижности ионов равны  $[\text{NH}_4^+ = 73,7$  и  $1 \text{ OH}^- = 200$  ом $^{-1}$ ·см $^2$ . ( $0,177$  н;  $2,739$ )

9. По данным о стандартных электродных потенциалов установить, осуществима ли практически в стандартных условиях при  $298$  К в водном растворе реакция  $\text{Ag(T)} + \text{Fe}^{3+} = \text{Ag}^+ + \text{Fe}^{2+}$ . Рассчитайте константу равновесия реакции.

10. Бимолекулярная реакция, для которой концентрации реагирующих веществ одинаковы, протекает за  $20$  мин. на  $25\%$ . Сколько потребуется времени, чтобы реакция прошла на  $50\%$  при той же температуре? ( $30$  мин.)

### 7.2.4 Примерный перечень вопросов для подготовки к зачету

Не предусмотрено учебным планом

### 7.2.5 Примерный перечень заданий для подготовки к экзамену

1. Некоторые определения термодинамики. Основные понятия.
2. Термохимия: теплота реакции; экзотермические и эндотермические реакции. Терминология: термодинамическая система; химическая фаза; гомогенные и гетерогенные системы; термодинамические величины (параметры системы).
3. Термодинамические функции: внутренняя энергия; энтальпия.
4. Первый закон термодинамики. Равновесные и обратимые процессы.
5. Теплоемкость. Работа расширения при различных процессах.
6. Тепловые эффекты химических реакций
7. Законы Гесса.
8. Законы Кирхгофа.
9. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы
10. Второй закон термодинамики. Некоторые формулировки второго закона термодинамики
11. Неравенство Клаузиуса. Статистическое трактование энтропии.
12. О несостоятельности "тепловой смерти" Вселенной.
13. Равновесные системы и равновесные процессы.
14. Энергетические характеристики химических реакций. Термохимия.
15. Понятие об энтальпии.
16. Тепловые эффекты химических реакций. Эндо- и экзотермические реакции.
17. Закон Гесса. Стандартное состояние и стандартная энтальпия образования вещества.
18. Термохимические циклы. Расчеты тепловых эффектов реакций.
19. Энтальпия атомизации веществ и энергия связи в многоатомных молекулах.
20. Термодинамические потенциалы и характеристические функции.
21. Уравнения Гиббса-Гельмгольца. Уравнения Гиббса-Гельмгольца.
22. Фазовые переходы. Уравнение Клаузиуса - Клапейрона.
23. Изобарно-изотермический и химический потенциал идеального газа.
24. Термодинамические потенциалы и парциальные величины в многокомпонентных системах.
25. Константа химического равновесия. Примеры использования констант равновесия в химической термодинамике.
26. Равновесие при химических реакциях в гетерогенных системах.
27. Уравнение изотермы химической реакции.
28. Расчет стандартных изобарных потенциалов химических реакций. Зависимость изобарно-изотермического потенциала от температуры.
29. Идеальные растворы жидкостей. Законы Рауля и Генри.
30. Зависимость растворимости от давления и температуры
31. Законы Коновалова. Химический потенциал растворов
32. Зависимость растворимости от давления и температуры. Растворимость газов и твердых веществ в жидкостях.
33. Зависимость растворимости наночастиц от их размера.
34. Правило фаз Гиббса.

35. Однокомпонентные системы. Диаграмма состояния воды
36. Двухкомпонентные системы. Простейшая диаграмма двухкомпонентной системы.
37. Образование твердых растворов.
38. Смещение линий фазовых равновесий для наноразмерных систем.
39. Фазовый анализ и его роль в полупроводниковой электронике. Содержание физико-химического анализа
40. Эвтектические диаграммы состояния без областей твердых растворов.
41. Дистектические диаграммы состояния без областей твердых растворов.
42. Эвтектические диаграммы состояния с областями твердых растворов.
43. Дистектические диаграммы состояния с областями твердых растворов. Диаграммы состояния непрерывных твердых растворов.
44. О диаграммах состояния тройных систем
45. Термодинамические основы теории поверхностных явлений.
46. Энергетические и геометрические характеристики поверхности: поверхностная энергия, кривизна поверхности.
47. Поверхностные явления в наноматериалах как результат самопроизвольных процессов уменьшения поверхности раздела фаз и поверхностной энергии.
48. Адгезия и работа адгезии. Уравнение Дюпре. Особенности искривленной поверхности раздела фаз.
49. Адсорбция физическая и химическая.
50. Термодинамика Хилла (нанотермодинамика). Отличия нанотермодинамики от классической термодинамики
51. Интегральный и дифференциальный химические потенциалы.
52. Структурные и фазовые превращения в наноматериалах. Понижение температуры плавления, повышение растворимости, изменения периода решетки и кристаллической структуры изолированных наночастиц.
53. Правило ступеней. Энергия активации
54. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса.
55. Скорость реакции и химическое сродство.
56. Кинетика диффузионных процессов. Законы Фика.
57. Зависимость коэффициента диффузии от температуры и концентрации.
58. О механизмах процессов диффузии.
59. Кинетика легирования твердой фазы из газовой. Ионное внедрение (имплантация).
60. Диссоциация электролитов. Электропроводность (удельная и эквивалентная).
61. Подвижность ионов. Числа переноса.
62. Электродвижущие силы гальванического элемента и электродные процессы.
63. Скачки потенциалов на границе фаз.
64. Стандартные электродные потенциалы. Зависимость ЭДС от температуры.

65. Дефекты кристаллической структуры и их классификация. Равновесные точечные дефекты в реальных кристаллах.
66. Типы точечных дефектов. Дефекты решетки по Френкелю.
67. Примесные атомы. Термоакцепторы и термодоноры.
68. Линейные дефекты (дислокации). Дефекты промежуточных размеров.
69. Макроскопические дефекты. Поверхностные дефекты. Взаимодействие дефектов.

### 7.2.6. Методика выставления оценки при проведении промежуточной аттестации

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

1. Оценка «Неудовлетворительно» ставится в случае, если студент набрал менее 6 баллов.

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

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

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

### 7.2.7 Паспорт оценочных материалов

№ п/п	Контролируемые разделы (темы) дисциплины	Код контролируемой компетенции	Наименование оценочного средства
1	Основные принципы термодинамики и химической кинетики	ПК-4	Тест, контрольная работа, защита лабораторных работ, защита реферата
2	Основы учения о химических потенциалах	ПК-4	Тест, контрольная работа, защита лабораторных работ, защита реферата
3	Физико-химические закономерности протекания равновесных термодинамических процессов	ПК-4	Тест, контрольная работа, защита лабораторных работ, защита реферата
4	Термодинамика растворов	ПК-4	Тест, контрольная работа, защита лабораторных работ, защита реферата
5	Электрохимия	ПК-4	Тест, контрольная работа, защита лабораторных работ, защита реферата
6	Поверхностные явления и степень	ПК-4	Тест, контрольная

	совершенства кристаллической решетки		работа, защита лабораторных работ, защита реферата
--	--------------------------------------	--	--

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

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

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

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

## **8 УЧЕБНО МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ)**

### **8.1 Перечень учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины**

1. Стромберг А.Г. Физическая химия: учебник / А.Г.Стромберг, Д.П. Семченко М.; Высш. шк., 2005. - 527 с.

2. Голиков Г.А, Руководство по физической химии: учеб.пособие. М.; Высш.шк., 1988. - 383с.

3. Корнеева В.В. Диаграммы состояния двойных систем: учеб. пособие / А.Н. Корнеева: ГОУВПО «ВГТУ», 2011. - 117 с.

4. Корнеева В.В. Электродвижущие силы пособие /А.Н. Корнеева, В.А. Небольсин: ФГБОУ ВО «ВГТУ» Электрон., 2014. – 77 с. 1Мб

5. Корнеева В.В. Практикум по физической химии: учеб. пособие /А.Н. Корнеева, В.А. Небольсин: ФГБОУ ВО «ВГТУ»., 2017. – 101 с.

6 Корнеева В.В. Некоторые аспекты химической термодинамики: учеб. пособие /А.Н. Корнеева, В.А. Небольсин: ФГБОУ ВО «ВГТУ»., 2020. – 149 с.

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

Перечень программного обеспечения, используемого при осуществлении образовательного процесса:

- приложение Microsoft Power Point;
  - текстовый редактор Microsoft Office Word.
- Перечень информационно-справочных систем:
- единая информационная образовательная среда университета «ЭИОС» ВГТУ»;
  - электронная библиотечная система;
  - научная электронная библиотека eLIBRARY.RU.

## **9 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА, НЕОБХОДИМАЯ ДЛЯ ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА**

Материально-техническая база для осуществления образовательного процесса по дисциплине, имеющаяся в распоряжении ВГТУ:

- для проведения занятий лекционного типа, практических (семинарских) занятий, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации, специализированная учебная аудитория 303/1, 417/2, 419/2 с комплектом учебной мебели;
- для самостоятельной работы обучающихся читальный зал и библиотечные каталоги научно-технической библиотеки ВГТУ;
- мультимедийное оборудование (ноутбук, проектор).

Перечень программных продуктов, используемых при проведении различных видов занятий – презентации в Power Point по темам курса.

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

По дисциплине «Физическая химия» читаются лекции, проводятся практические занятия и лабораторные работы.

Основой изучения дисциплины являются лекции, на которых излагаются наиболее существенные и трудные вопросы, а также вопросы, не нашедшие отражения в учебной литературе.

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

Лабораторные работы выполняются на лабораторном оборудовании в соответствии с методиками, приведенными в указаниях к выполнению работ.

Вид учебных занятий	Деятельность студента
Лекция	Написание конспекта лекций: кратко, схематично, последовательно фиксировать основные положения, выводы, формулировки, обобщения; помечать важные мысли, выделять ключевые слова, термины. Проверка терминов, понятий с помощью энциклопедий, словарей, справочников с выписыванием толкований в тетрадь. Обозначение вопросов, терминов, материала, которые вызывают трудности, поиск ответов в рекомендуемой литературе. Если самостоятельно не удастся разобраться в материале, необходимо сформулировать вопрос и задать преподавателю на лекции или на практическом занятии.

Практическое занятие	Конспектирование рекомендуемых источников. Работа с конспектом лекций, подготовка ответов к контрольным вопросам, просмотр рекомендуемой литературы. Прослушивание аудио- и видеозаписей по заданной теме, выполнение расчетно-графических заданий, решение задач по алгоритму.
Лабораторная работа	Лабораторные работы позволяют научиться применять теоретические знания, полученные на лекции при решении конкретных задач. Чтобы наиболее рационально и полно использовать все возможности лабораторных для подготовки к ним необходимо: следует разобрать лекцию по соответствующей теме, ознакомиться с соответствующим разделом учебника, проработать дополнительную литературу и источники, решить задачи и выполнить другие письменные задания.
Самостоятельная работа	Самостоятельная работа студентов способствует глубокому усвоению учебного материала и развитию навыков самообразования. Самостоятельная работа предполагает следующие составляющие: - работа с текстами: учебниками, справочниками, дополнительной литературой, а также проработка конспектов лекций; - выполнение домашних заданий и расчетов; - работа над темами для самостоятельного изучения; - участие в работе студенческих научных конференций, олимпиад; - подготовка к промежуточной аттестации.
Подготовка к промежуточной аттестации	Готовиться к промежуточной аттестации следует систематически, в течение всего семестра. Интенсивная подготовка должна начаться не позднее, чем за месяц-полтора до промежуточной аттестации. Данные перед зачетом с оценкой три дня эффективнее всего использовать для повторения и систематизации материала.