

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования

УТВЕРЖДАЮ
Декан факультета МАТ В.И. Ряжских
«31» августа 2018 г.



**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА
дисциплины «Физическая химия»**

Направление подготовки: 22.03.02 Металлургия
Профиль Технология литейных процессов

Нормативный период обучения 4 года

Форма обучения Очная

Год начала подготовки 2018 г.

Автор программы А.Н. Корнеева /Корнеева А.Н./

Заведующий кафедрой
Химии и химической технологии О.Б. Рудаков /Рудаков О.Б./

Руководитель ОПОП Л.С. Печёнкина /Печёнкина Л.С./

2. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1. Цели дисциплины

Цель изучения дисциплины: обеспечение фундаментальной физико-химической подготовки, позволяющей будущим выпускникам-бакалаврам ориентироваться в современной научно-технической информации, использовать закономерности химических процессов и химических явлений в неразрывной связи с сопровождающими их физическими явлениями – выделением (поглощением) тепла, энергии, излучения, прохождением электрического тока и т. п. Это позволит обоснованно ставить и решать вопросы технологии производства различных материалов, в том числе, и совершенно новых сплавов.

1.2. Задачи освоения дисциплины: изучение законов окружающего мира в их взаимосвязи; освоение основных понятий и теорий физической; овладение методами решения физико-химических задач; понимание закономерностей, определяющих возможность и направление химических процессов, получение максимального выхода необходимого продукта; понимание поверхностных явлений, электрохимических процессов, скорости химических реакций, влияние на скорость условий, среды, катализаторов и т.п.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП

Дисциплина «Физическая химия» относится к дисциплинам обязательной части блока Б.1 учебного плана.

3. ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ « ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

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

ОПК-1- готовностью использовать фундаментальные инженерные знания.

Компетенция	Результаты обучения, характеризующие сформированность компетенции
ОПК-1	Знать основные понятия и законы химической термодинамики, химического равновесия и их применение к химическим системам; термодинамику растворов; геометрические образы диаграммы состояния одно- и двухкомпонентных систем (классические); электрохимию; поверхностные явления; кинетику гомогенных и гетерогенных реакций;
	Уметь объяснять и рассчитывать наблюдаемые тепловые эффекты при протекании химических и реакций, применяя законы термодинамики; определять возможность или невозможность осуществления химических реакций при заданных условиях; рассчитывать константы равновесия, равновесный состав системы; рассчитывать свойства растворов; анализировать модели диаграммы со-

	стояния двухкомпонентных систем ; анализировать электрохимические системы; рассчитывать скорости процессов различных химических систем; -
	Владеть - навыками применения положений и законов физической химии к металлургическим системам; навыками правильной эксплуатации приборов и установок в физико-химической лаборатории; навыками постановки физико-химических исследований и обработки их результатов

4. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Общая трудоемкость дисциплины «Физическая химия» составляет 10 зачетные единицы.

Распределение трудоемкости дисциплины по видам занятий

Очная форма обучения

Вид учебной работы	Всего часов	Семестры	
		3	
Аудиторные занятия (всего)	72	72	
В том числе:			
Лекции	18	18	
Практические занятия (ПЗ)	18	18	
Лабораторные работы (ЛР)	36	36	
Самостоятельная работа	72	72	
Курсовая работа	-	-	
Контрольная работа	-	-	
Вид промежуточной аттестации – зачёт с оценкой	+	+	
Общая трудоемкость	час	144	144
	зач. ед.	4	4

5. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ «Физическая химия»

5.1. Содержание разделов дисциплины и распределение трудоемкости по видам занятий

очная форма обучения

№ п/п	Наименование темы	Содержание раздела	Лекц	Прак зан.	Лаб. зан.	СРС	Всего, час
		1 семестр					
1	Химическая термодинамика	Введение в курс физической химии. Основные понятия термодинамики. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия. Энтальпия. Термохимия. Тепловые эффек-	4	4	8	12	28

		<p>ты. Закон Гесса и его следствия. Зависимость теплового эффекта химической реакции</p> <p>Второй закон термодинамики. Энтропия. Принцип возрастания энтропии. Термодинамические потенциалы (энергия Гиббса и энергия Гельмгольца). Критерии возможности самопроизвольного процесса и равновесия в закрытых системах. Характеристические функции. Уравнения Гиббса-Гельмгольца.</p>					
2	Химическое равновесие..	<p>Химический потенциал. Закон действующих масс в гомогенных и гетерогенных системах. Давление диссоциации. Уравнение изотермы химической реакции, его исследование и применение. Стандартное изменение энергии Гиббса. Тепловая теорема Нернста. Третий закон термодинамики</p>	2	4	4	12	22
3	Растворы	<p>Общая характеристика растворов. Давление насыщенного пара компонентов над раствором (законы Рауля и Генри). Идеальные и предельно разбавленные растворы. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля. Повышение температуры кипения и понижение температуры кристаллизации растворов. Закон распределения. Экстрагирование. Распределение примесей между металлом шлаком. Термодинамическая активность.</p>	2	2	4	12	20
4	Гетерогенные (фазовые) равновесия	<p>Физико-химический анализ, как метод экспериментального изучения гетерогенных равновесий и фазовых превращений. Правило фаз Гиббса. Применение правила фаз Гиббса к однокомпонентным системам (воды, кремнезёма). Диаграммы состояния двухкомпонентных систем эвтектического типа. Термический анализ.</p> <p>Диаграммы состояния двухкомпонентных систем с химическим взаимодействием и полиморфизмом. Твёрдые растворы. Двухкомпонентные системы с неограниченной растворимостью компонентов в твёрдом состоянии</p>	4	2	4	12	22
5	Электрохимия	<p>Электропроводность электролитов. Удельная электропроводность. Движение иона в электрическом поле. Подвижность ионов. Зависимость удельной электропроводности от концентрации. Эквивалентная электропроводность.</p> <p>Двойной электрический слой на границе металл-раствор. Гальванические элементы. Измерение ЭДС. Термодинамика гальванического элемента. Равновесный электродный потенциал. Типы электродов. Диффузионный потенциал. Классификация гальванических элементов.</p>	4	4	8	12	26
6	Поверхностные явления. Кинетика химических реакций	<p>Особенности кинетики гетерогенных процессов. Поверхностное натяжение. Общие представления об адсорбции и диффузии. Адсорбционная формула Гиббса. Типы адсорбционных взаимодействий. Адсорбция газов и жидкостей на поверхности</p>	2	2	8	12	26

		твёрдых тел. Изотермы Ленгмюра и Генри Термодинамические и кинетические критерии реакционной способности химической системы. Скорость химической реакции. Порядок и молекулярность реакции. Кинетические уравнения реакций 0, 1, 2, 3-го порядков. Период полураспада. Зависимость скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Определение энергии активации. Теория активных столкновений. Теория переходного состояния (активного комплекса)..					
		Итого	18	18	36	72	144

5.2 Перечень практических занятий:

1. Решение задач по теме: «Первый закон термодинамики, его применение к системам с идеальными газами. Применение закона Гесса и его следствий к расчёту тепловых эффектов химических реакций. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры».
2. Решение задач по теме: «Второй закон термодинамики, расчёт энтропии различных процессов; термодинамические потенциалы. Зависимость давления насыщенного пара от температуры».
3. Решение задач по теме: «Закон действующих масс, и его применение для расчёта равновесного состава газовой фазы»
4. Решение задач по теме: «Влияние температуры на химическое равновесие; расчёт выхода продукта в зависимости от температуры и давления».
5. Решение задач по теме: «Различные способы выражения концентрации растворов. Применение законов Рауля и Генри, повышение температуры кипения и понижение температуры кристаллизации растворов; на распределение вещества между двумя несмешивающимися фазами».
6. Анализ диаграмм состояния двухкомпонентных систем.
7. Решение задач по теме: «Электрическая проводимость; подвижность и числа переноса ионов, равновесия в растворах электролитов».
8. «Термодинамика гальванического элемента, типы электродов, составление и работа гальванических элементов».
9. Решение задач по теме: «Расчёт констант скоростей химических реакций, количество прореагировавшего вещества, времени реакции; на зависимость скорости химической реакции от температуры».

5.3 Перечень лабораторных работ:

1. Термохимические измерения.
2. Зависимость давления насыщенного пара от температуры
3. Определение константы равновесия гомогенной реакции.
4. Криоскопия
5. Двухкомпонентные системы.
6. Электропроводность электролитов. Кондуктометрическое титрование
7. Электродвижущие силы.
8. Адсорбция уксусной кислоты углем
9. Определение константы скорости омыления уксусно-этилового эфира.

6. ПРИМЕРНАЯ ТЕМАТИКА КУРСОВЫХ ПРОЕКТОВ (РАБОТ)

Не предусмотрено учебным планом

7. ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

«ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

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

7.1.1 Этап текущего контроля

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

«аттестован»;

«не аттестован».

Компетенция	Результаты обучения,, характеризующие сформированность компетенции	Критерии оценивания	Аттестован	Не аттестован
ОПК-1	Знать основные понятия и законы химической термодинамики, химического равновесия и их применение к химическим системам; термодинамику растворов; геометрические образы диаграммы состояния одно- и двухкомпонентных систем (классические); электрохимию; поверхностные явления; кинетику гомогенных и гетерогенных реакций;	Активная работа на практических занятиях, Своевременное выполнение лабораторных работ	Выполнение работ в срок, предусмотренный графиком	Невыполнение работ в срок, предусмотренный графиком
	Уметь объяснять и рассчитывать наблюдаемые тепловые эффекты при протекании химических и реакций, применяя законы термохимии; определять возможность или невозможность осуществления химических реакций при заданных условиях; рассчитывать константы равновесия, равновесный состав системы; рассчитывать свойства растворов; анализировать модели диаграммы состояния двухкомпонентных систем ; анализировать электрохимические системы; рассчитывать скорости процессов различных химических систем; -	Анализировать и применять химические законы для решения теоретических задач; Выполнение контрольных работ и тестов	Устный ответ Выполнение работ в срок, предусмотренный графиком	Отсутствие ответа. Невыполнение работ в срок, предусмотренный графиком та
	Владеть навыками применения положений и законов физической химии к металлургическим системам; навыками правильной эксплуатации приборов и установок в физико-химической лаборатории; навыками постановки физико-химических исследований и обработки их результатов	Своевременный отчёт по выполненным лабораторным работам	Выполнение работ в срок, предусмотренный графиком	Невыполнение работ в срок, предусмотренный графиком

7.1.2 Этап промежуточного контроля знаний

Результаты промежуточного контроля знаний оцениваются в 3 семестре очной формы обучения по четырехбалльной системе (зачёт с оценкой):

«отлично»;

«хорошо»;

«удовлетворительно»;

«неудовлетворительно».

Компетенция	Результаты обучения, характеризующие сформированность компетенции	Критерии оценивания	Отлично	Хорошо	Удовл	Неудовл
ОПК-1	Знать основные понятия и законы химической термодинамики, химического равновесия и их применение к химическим системам; термодинамику растворов; геометрические образы диаграммы состояния одно- и двухкомпонентных систем (классические); электрохимию; поверхностные явления; кинетику гомогенных и гетерогенных реакций;	6 тем курса или тест	Выполнение ответа на 90-100%	ответ на 80-90%	Выполнение ответа на 90-100%	В ответе менее 70% правильных ответов
	Уметь объяснять и рассчитывать наблюдаемые тепловые эффекты при протекании химических реакций, применяя законы термохимии; определять возможность или невозможность осуществления химических реакций при заданных условиях; рассчитывать константы равновесия, равновесный состав системы; рассчитывать свойства растворов; анализировать модели диаграммы состояния двухкомпонентных систем; анализировать электрохимические системы; рассчитывать скорости процессов различных химических систем;	6 тем курса или тест	Выполнение ответа на 90-100%	ответ на 80-90%	Выполнение ответа на 90-100%	В ответе менее 70% правильных ответов
	Владеть навыками применения положений и законов физической химии к металлургическим системам; навыками правильной эксплуатации приборов и установок в физико-химической лаборатории; навыками постановки физико-химических исследований и обработки их результатов.	6 тем курса или тест	Выполнение ответа на 90-100%	ответ на 80-90%	Выполнение ответа на 90-100%	В ответе менее 70% правильных ответов

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

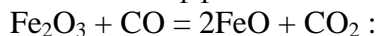
1. Математическое выражение первого закона термодинамики для бесконечно малого и конечного изменения состояния системы имеет вид:

- 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. Математическое выражение зависимости внутренней энергии индивидуального вещества от температуры имеет вид:

- 1) $\frac{dU}{dT} = C_p$, растёт; 2) $\frac{d\Delta U}{dT} = \Delta C_v$, может расти и падать, это зависит от знака ΔC_v ;
- 3) $\frac{dU}{dT} = C_v$, может расти и падать, это зависит от знака C_v ; 4) $\frac{dU}{dT} = C_v$, растёт. (4)

3. Величина теплового эффекта ΔH или ΔU 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)

4. Уравнение (в дифференциальной форме) зависимости теплового эффекта химической реакции от температуры имеет вид:

- 1) $\frac{d\Delta H}{dT} = -\Delta C_p$, 2) $\frac{dH}{dT} = C_p$, 3) $\frac{d\Delta H}{dT} = \Delta C_p$, 4) $\frac{\Delta H}{T} = \Delta C_p$. (3)

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

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

6.. Величина ΔG 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)

7. Температура плавления вещества при повышении давления уменьшается, если:

- 1) плотность жидкости больше плотности твёрдого вещества;
- 2) плотность жидкости меньше плотности твёрдого вещества;
- 3) теплота плавления меньше теплоты возгонки;
- 4) теплота плавления больше теплоты возгонки. (1)

8. На константы равновесия K_p и K_c , если реагирующую систему считать идеальной, влияют факторы:

- 1) на K_p влияют природа реагирующих веществ, их парциальные давления и температура; на K_c влияют природа реагирующих веществ, их концентрация и температура
- 2) K_p зависит от общего давления, под которым находится реагирующая смесь, и от температуры; K_c зависит от объёма реагирующей смеси и от температуры; обе константы зависят от природы реакции;
- 3) обе константы зависят только от природы реагирующей системы и от температуры;

- 4) для идеальной системы обе константы K_p и K_c зависят только от природы реагирующей системы и не зависят от температуры. (3)

9. Константа равновесия K_p реакции $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ имеет вид:

$$\begin{aligned} 1) K_p &= \frac{P_{SO_3}}{P_{O_2} \cdot P_{SO_2}}; & 2) K_p &= \frac{P_{O_2} \cdot P_{SO_2}^2}{P_{SO_3}^2}; \\ 3) K_p &= \frac{P_{O_2} \cdot P_{SO_2}}{P_{SO_3}}; & 4) K_p &= \frac{P_{SO_3}^2}{P_{O_2} \cdot P_{SO_2}^2} \end{aligned} \quad (4)$$

10. Температурой кипения разбавленного раствора нелетучего растворённого вещества называется:

- 1) температура, при которой начинается испарение жидкости,
- 2) температура, при которой плотности жидкости и пара становятся равными;
- 3) температура, при которой давление насыщенного пара растворителя над раствором становится равным внешнему;
- 4) температура, при которой появляются первые пузырьки пара. (3)

11. Соблюдается ли закон Генри, если при 295 К и давлении $5,1 \cdot 10^4$ Па растворимость H_2S в анилине равна 10,6 г/л, а при $1,6 \cdot 10^5$ Па и той же температуре 31,6 г:

- 1) закон Генри вообще нельзя применять к этой системе;
- 2) для ответа на этот вопрос данных недостаточно;
- 3) не соблюдается;
- 4) соблюдается (4)

12. Величина криоскопической константы определяется:

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

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

$$\begin{aligned} 1) C &= K - \Phi + 1; & 2) C &= K - \Phi + 2; \\ 3) C &= K + \Phi - 1; & 4) C &= K - \Phi + 3 \end{aligned} \quad (2).$$

14. Число степеней свободы для системы, состоящей из стакана с водой и кусочком льда при комнатной температуре, равно:

$$1) 1; \quad 2) 0; \quad 3) 2; \quad 4) 3. \quad (1)$$

15. 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)

16. 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)

17. Два закона, выведенные Кольраушем для электропроводности растворов электролитов, имеют вид:

$$\begin{aligned}
 & 1) \lambda_0 = \lambda_+ + \lambda_-; \quad \lambda = \lambda_0 - \alpha \sqrt{c}; \quad 2) K = \frac{\alpha}{1-\alpha}; \quad \lambda = \alpha \cdot \chi; \\
 & 3) \alpha = \frac{\lambda}{\lambda_0}; \quad i_+ = -F \cdot V; \quad 4) \eta \lambda_0 = \text{const}; \quad \lambda = \chi \cdot 1000 \cdot V. \quad (1)
 \end{aligned}$$

18. Известны кристаллографические радиусы (в \AA) следующих кати

K^+	Rb^+	Na^+	Cs^+
2,27	2,47	1,89	2,65.

Расположение этих катионов в порядке возрастания их подвижности в водном растворе имеет вид:

1) $\text{Cs}^+, \text{Rb}^+, \text{K}^+, \text{Na}^+$, так как, чем меньше радиус, тем быстрее движется ион в данной вязкой среде согласно формуле Стокса;

2) $\text{Na}^+, \text{K}^+, \text{Rb}^+, \text{Cs}^+$, так как подвижность определяется радиусом гидратированного иона, а степень гидратации увеличивается с уменьшением собственного радиуса иона;

3) $\text{Na}^+, \text{K}^+, \text{Rb}^+, \text{Cs}^+$, так как подвижность определяется массой иона, а атомная масса увеличивается от натрия к цезию;

4) подвижность всех ионов будет одинакова, так как она определяется только зарядом иона. (2)

19. На отрицательном электроде гальванического элемента протекает реакция:

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

2) окисления

3) окислительно- восстановительная

4) восстановление (2)

20. Уравнение Нернста для окислительно - восстановительного электрода (α_{OK} - ионная активность окисленной формы, α_B - ионная активность восстановленной формы) имеет вид:

$$\begin{aligned}
 & 1) \varphi = \frac{RT}{zF} \ln \frac{\alpha_{OK}^m}{\alpha_B^q}; \quad 2) \varphi = \frac{RT}{zF} \ln \frac{\alpha_B^q}{\alpha_{OK}^m}; \\
 & 3) \varphi = \varphi^\circ - \frac{RT}{zF} \ln \frac{\alpha_{OK}^m}{\alpha_B^q}; \quad 4) \varphi = \varphi^\circ + \frac{RT}{zF} \ln \frac{\alpha_{OK}^m}{\alpha_B^q}. \quad (4)
 \end{aligned}$$

21. Гальванический элемент, в котором идёт следующая реакция



1) $\text{Fe}^- | \text{FeCl}_3 || \text{SnCl}_2 | \text{Sn}^+$; 2) $\text{Fe}^- | \text{FeCl}_3 || \text{Sn}^{2+}, \text{Sn}^{4+} | \text{Pt}^+$;

3) $\text{Pt}^- | \text{Sn}^{2+}, \text{Sn}^{4+} || \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+} | \text{Pt}^+$; 4) $\text{Sn}^- | \text{SnCl}_2 || \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+} | \text{Pt}^+$. (3)

22. Некоторая гетерогенная реакция протекает по нулевому порядку. Зависимость скорости этой реакции от концентрации реагирующих веществ имеет вид:

1) не зависит; 2) растёт с ростом концентрации;

3) падает с ростом концентрации; 4) это зависит от того, положительная или отрицательная величина константы скорости реакции. (1)

23. Период полупревращения для реакции 2-го порядка зависит от исходных концентраций так:

1)) может и расти, и падать. Это зависит от природы реакции.

2) период полупревращения прямо пропорционален исходной концентрации;

3) период полупревращения обратно пропорционален исходной концентрации;

4) не зависит (4)

24. Зависимость константы скорости реакции от температуры в дифференциальной форме имеет вид:

$$\begin{aligned} 1) \frac{d \ln k}{dT} &= \frac{\Delta H}{RT^2}; & 3) \ln k &= -\frac{E}{RT} + B; \\ 2) \frac{d \ln k}{dT} &= \frac{E}{RT^2}; & 4) \ln k &= -\frac{E}{RT}. \end{aligned} \quad (2)$$

25. Причина увеличения скорости реакции при гетерогенном катализе:

1) Катализатор направляет реакцию по другому пути, требующему меньшей затраты энергии, через образование поверхностных соединений с катализатором. Энергия активации при этом снижается,

2) катализатор увеличивает скорость реакции за счёт увеличения концентрации реагирующих веществ при адсорбции их на поверхности катализатора. В результате образуется поверхностное соединение, более реакционноспособное, чем исходные вещества.

3) катализатор адсорбирует реагирующие вещества вплоть до образования поверхностных соединений. При этом из-за адсорбции на поверхности число активных соударений возрастает, благодаря чему увеличивается скорость реакции.

4) Из-за адсорбции реагирующих веществ на поверхности катализатора изменяется распределение молекул по скоростям и поэтому увеличивается число активных молекул. (1)

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)

$$\Delta H = -6 \text{ до давления } P84,71 \cdot 10^3 + 36,77 T - 38,56 \cdot 10^{-3} T^2 + 8,2 \cdot 10^{-6} T^3 + 2,88 \cdot 10^5 / T$$

Рассчитайте изменение теплоёмкости ΔC_p для этой реакции. (3,22 Дж/К)

3. Рассчитайте при помощи данных справочника ΔS^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)

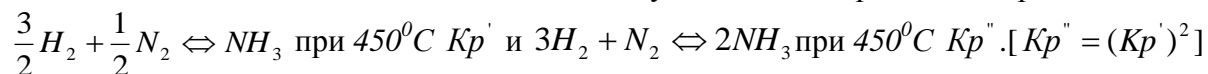
4. При обратимом изотермическом сжатии некоторого количества идеального газа от давления P_1 до давления P_2 энергия Гиббса G изменилась на 200 Дж. Каково по сравнению с этой величиной будет изменение энергии от Гиббса при необратимом переходе от P_1

P_2 ? ($\Delta G_{\text{обр.}} = \Delta G_{\text{необр.}} = 200 \text{ Дж}$).

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 атематическое соотношение между константами равновесия реакции



7. Выразите в общем виде величину K_c реакции $2SO_3 = 2SO_2 + O_2$, если диссоциации подвергаются n молей SO_3 . Общий объём равновесной смеси V , а степень диссоциации SO_3 равна α .

$$K_c = \frac{n\alpha^3}{2V(1-\alpha)^2}$$

8. Чему равна константа равновесия реакции образования HCl при $25^\circ C$ $H_2 + Cl_2 \rightleftharpoons 2HCl$ при $\Delta G_{298K}^0 = -8736,8 \text{ Дж}$? $(K_p = 34)$

9. Кажущиеся степени диссоциации водных $0,01 \text{ M}$ хлорида калия, нитрата меди, сульфата алюминия и трихлорида лантана одинаковы. Расположите растворы этих веществ в порядке увеличения температуры кипения при атмосферном давлении.

$$(T_{AL_2(SO_4)_3} > T_{LaCl_3} > T_{Cu(NO)_2} > T_{KCl})$$

10. Выведите математическое выражение для общего давления насыщенного над паром 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.

$$P = P_1^0 N_1 + P_2^0 N_2$$

11. Какие фазы находятся в равновесии в точке, отвечающей максимуму устойчивого химического соединения конгруэнтного плавления? Рассчитать число термодинамических степеней в этой точке (Расплав химического соединения и твёрдое химическое соединение. 0)

12. Какой объём $0,15 \text{ н.}$ раствора нужно залить в сосуд с электродами на расстоянии 1 см , чтобы измеренная электропроводность была эквивалентной электропроводностью этого раствора?

$$(6,67)$$

13. Как изменяется удельная электропроводность водного раствора слабого электролита с ростом концентрации раствора? (Проходит через максимум)

14. Э.Д.С гальванического элемента как функция температуры выражается уравнением $E = a + bT$. Выведите уравнения для расчёта ΔS , ΔG , ΔH при температуре T .

$$(\Delta S = nFb; \Delta G = -nF(a + bT); \Delta H = -nF(a + bT) + nFbT)$$

15. Сопоставьте константы скоростей двух реакций 1-го порядка k_1 $0,607$ и k_2 , если период полупревращения первой реакции в пять раз больше, чем второй. ($5 k_1 = k_2$)

7.2.3 Примерный перечень заданий для решения прикладных задач

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

2. Под давлением $19,6 \cdot 10^4 \text{ Па}$ нагревают 2 л аргона до тех пор, пока объём не увеличится до 12 л . Каково изменение энтропии, если начальная температура 373 К .

$$(6,59 \text{ Дж/(моль·К)})$$

3. Вычислить A , Q , ΔH , ΔU , ΔG , ΔF , ΔS для изотермического сжатия 1 моль идеального газа от $5,065 \cdot 10^5$ до $10,13 \cdot 10^5 \text{ Па}$ при $500^\circ C$ ($-4452,2 \text{ Дж/моль}$, 0 , $0,4452,5 \text{ Дж/моль}$, $4452,2 \text{ Дж/моль}$ $-5,76 \text{ Дж/(моль·К)}$)

4. Под каким давлением вода будет кипеть при 95°C . если удельная теплота испарения воды равна $2253,02 \text{ Дж/г}$? ($0,7537 \cdot 10^5 \text{ Па}$)
5. Степень диссоциации PCl_5 при 473 К и $1,0133 \cdot 10^5 \text{ Па}$ 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 $473 - 523 \text{ К}$
($- 72,135 \text{ кДж}$)
6. Температура замерзания разбавленного водного раствора тростникового сахара $272,171 \text{ К}$. Давление пара чистой воды при этой температуре 568.6 Па , криоскопическая константа воды $1,86^{\circ}$. Вычислите давление пара раствора.
(564 Па)
7. Сопротивление ячейки, наполненной раствором KCl с удельной электропроводностью $5,79 \cdot 10^{-3}$ равно $103,6 \text{ Ом}$. Сопротивление той же ячейки, наполненной $0,01 \text{ н}$ раствором уксусной кислоты, равно 5771 Ом . Определить эквивалентную электропроводность $0,01 \text{ н}$ раствора уксусной кислоты.
($10,4 \text{ Ом}^{-1} \text{ см}^2$)
8. Константа диссоциации NH_4OH равна $1,79 \cdot 10^{-5}$. Определить концентрацию NH_4OH , при которой степень диссоциации будет равна $0,01$ и эквивалентную электропроводность, если подвижности ионов равны $l_{\text{NH}_4^+} = 73.7$
и $l_{\text{OH}^-} = 200 \text{ Ом}^{-1} \text{ см}^2$.
($0.177 \text{ н}; 2,739$)
9. По данным о стандартных электродных потенциалах установить, осуществима ли практически в стандартных условиях при 298 К в водном растворе реакция $\text{Ag}_{(т)} + \text{Fe}^{3+} = \text{Ag}^+ + \text{Fe}^{2+}$. 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 зачёту с оценкой.

Химическая термодинамика: понятия и термины. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия. Энтальпия. Теплоемкость: ее зависимость от температуры. Применение первого закона термодинамики к идеальным газам. Термохимия. Стандартные теплоты химических реакций (образования и сгорания). Закон Гесса и его следствия. Зависимость тепловых эффектов химических реакций от температуры (уравнения Кирхгоффа)..

Равновесные и обратимые процессы. Максимальная работа Самопроизвольные и не самопроизвольные процессы. Второй закон термодинамики. Энтропия. Изменение энтропии в обратимых и необратимых процессах. Принцип возрастания энтропии. Объединенные уравнения 1 и 2 законов термодинамики. Зависимость энтропии от температуры, объема и давления. Энтропия идеального газа. Методы расчета энтропии некоторых процессов. Постулат Планка. Абсолютное значение энтропии. Термодинамические потенциалы (F, G, U, H). Критерии возможности самопроизвольного процесса и равновесия в закрытых системах. Характеристические функции. Уравнения Гиббса – Гельмгольца.

Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона. Зависимость давления насыщенного пара от температуры. Диаграмма состояния воды.

Химический потенциал. Выражение условий возможности самопроизвольного процесса и равновесия системы через химические потенциалы. Химический потенциал компонентов в смеси идеальных газов.

Химическое равновесие. Закон действующих масс (ЗДМ). Различные способы выражения константы равновесия. ЗДМ в гетерогенных системах. Уравнение изотермы химической реакции. Стандартное изменение энергии Гиббса (стандартное сродство). Расчет равновесного

состава газовой фазы. Влияние давления на химическое равновесие. Влияние температуры на химическое равновесие (уравнения изобары и изохоры реакции). Зависимость константы равновесия и стандартного изменения энергии Гиббса от температуры. Тепловая теорема Нернста и ее следствия. Третий закон термодинамики. Расчет химических равновесий по таблицам стандартных значений термодинамических функций.

Растворы. Физическое и химическое взаимодействие в растворах. Давление насыщенного пара бинарных растворов. Законы Рауля и Генри. Идеальные (совершенные) предельно разбавленные и реальные растворы. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля. Повышение температуры кипения и понижение температуры кристаллизации растворов. Эбуллиоскопия и криоскопия. Растворимость газов и твердых веществ. Закон распределения. Экстрагирование.

Термодинамическая активность. Законы Рауля, Генри распределения, ЗДМ в реальных растворах.

Основные термодинамические понятия: фаза, составляющие системы, компонент, степень термодинамической свободы, диаграмма состояния. Правило фаз Гиббса. Однокомпонентные системы: диаграмма состояния воды. Двухкомпонентные системы: диаграмма состояния с одной эвтектикой: правило рычага. Термический анализ. Диаграммы состояния систем с конгруэнтно- и инконгруэнтноплавящимися химическими соединениями. Полиморфные превращения в двухкомпонентных системах. Твердые растворы замещения и внедрения. Диаграммы состояния бинарных систем с неограниченной и ограниченной растворимостью в твердом состоянии. Дальтонида и бертоллида. Двухкомпонентные системы с ограниченной растворимостью в жидком состоянии.

Электропроводность электролитов. Движение ионов в электрическом поле. Абсолютная скорость движения ионов. Удельная электропроводность, ее зависимость от концентрации, температуры. Подвижность ионов и удельная электропроводность. Аномальная подвижность ионов H_3O^+ и OH^- . Эквивалентная электропроводность.

Закон независимости движения ионов Кольрауша. Эмпирическая формула Кольрауша для сильных электролитов. Числа переноса. Измерение электропроводности. Применение метода электропроводности.

Возникновение скачка потенциала на границе металл – раствор. Равновесный электродный потенциал (формула Нернста). Гальванические элементы. ЭДС. Измерение ЭДС. Термодинамика гальванического элемента. Стандартные электродные потенциалы. Типы электродов. Классификация гальванических элементов. Диффузионный потенциал. Применение метода ЭДС.

Поверхностные явления. Адсорбция. Адсорбция на границе твёрдое тело- газ и твёрдое тело-жидкость. Типы адсорбционных взаимодействий Изотерма адсорбции Ленгмюра. Влияние температуры на адсорбцию. Поверхностные свойства растворов. Адсорционная формула Гиббса.

Кинетика химических реакций. Молекулярность и порядок реакций. Кинетические уравнения необратимых реакций различных порядков. Период полураспада. Влияние температуры на скорость химических реакций: Теория активных столкновения. Энергия активации. Теория активного комплекса (переходного состояния). Кинетика гетерогенных процессов

7.2.5 Примерный перечень вопросов для подготовки к экзамену

Не предусмотрен учебным планом.

7.2.6. Методика выставления оценки при проведении промежуточной аттестации

Студент допускается к сдаче зачёта при условии. выполнения всех лабораторных работ и их защиты. Зачёт может быть получен в течение семестра, если сдаются на оценку все темы курса физической химии или методом тестирования (см п.7,3)

№ п/п	Контролируемые разделы (темы) дисциплины	Код контролируемой компетенции (или ее части)	Наименование оценочного средства
1	Химическая термодинамика.	ОПК-1	Тесты, устный опрос, 2 ФХ диктанта
2	Химическое равновесие	ОПК-1	Тест, контрольная работа,
3	Растворы	ОПК-1	Устный опрос, контрольная работа,
4	Гетерогенные (фазовые) равновесия.	ОПК-1	Семинар, тест, контрольная работа,
5	Электрохимия.	ОПК-1	Тесты, контрольная работа,
6	Поверхностные явления. Кинетика химических реакций.	ОПК-1	Тест, устный опрос,

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

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

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

Решение прикладных задач осуществляется с использованием выданных задач на бумажном носителе. Время решения задач 30 мин. Затем осуществляется проверка решения задач экзаменатором и выставляется оценка, согласно методике 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. Киреев В.А. Курс физической химии: учебник. М.; Химия, 1975. - 776с.

4. Кудряшо И.В. Сборник примеров и задач по физической химии: учеб. пособие / И.В.Кудряшов, Г.С.Каретников.- М.; Высш. шк., 1991. – 527 с.
5. Корнеева В.В., Корнеева А.Н. Основы физической химии: учеб. пособие. Воронеж: ГОУВПО «ВГТУ», 2010. - 116с.
6. Корнеева В.В. Диаграммы состояния двойных систем: учеб. пособие / А.Н. Корнеева: ГОУВПО «ВГТУ», 2011. - 117 с.
7. Корнеева В.В. Диаграммы состояния двойных систем: учеб. пособие /А.Н. Корнеева, В.А. Небольсин: ФГБОУ ВО «ВГТУ» Электрон., 2014. – 64 с.
8. Корнеева В.В. Практикум по физической химии: учеб. пособие /А.Н. Корнеева, В.А. Небольсин: ФГБОУ ВО «ВГТУ» Электрон., 2017. – 101 с.
9. Корнеева В.В. Методические указания для самостоятельной работы и контроля знаний (тестирование) по теме «Первый закон термодинамики. Термохимия» по дисциплинам «Химия» и «Физическая химия» / А.Н. Корнеева, В.А. Небольсин: ФГБОУ ВО «ВГТУ» Электрон., 2014. – 46 с.
10. Корнеева В.В. Методические указания для самостоятельной работы и контроля знаний (тестирование) по теме «Второй закон термодинамики. Термодинамические потенциалы. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах» по дисциплинам «Химия» и «Физическая химия» / А.Н. Корнеева, В.А. Небольсин: ФГБОУ ВО «ВГТУ» Электрон., 2014. – 41 с.

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

[OpenOffice Text](#), [OpenOffice Calc](#), Internet Explorer,

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

ЛЕКЦИОННАЯ АУДИТОРИЯ, ОСНАЩЁННАЯ НАГЛЯДНЫМИ ПОСОБИЯМИ.
ХИМИЧЕСКАЯ ЛАБОРАТОРИЯ № 303/1

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

По дисциплине «Физическая химия» читаются лекции, проводятся практические и лабораторные занятия, проводится самостоятельная работа студентов.

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

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

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

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

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

Контроль усвоения материала дисциплины производится проверкой контрольных работ, тестов, устных опросов. Освоение дисциплины оценивается на экзамене.

Вид учебных занятий	Деятельность студента
Лекция	Написание конспекта лекций: кратко, схематично, последовательно фиксировать основные положения, выводы, формулировки, обобщения; пометить 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 удается разобраться в материале, необходимо сформулировать вопрос и задать преподавателю на лекции, на практическом занятии или на консультации.
Практические занятия	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
Лабораторные работы	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: <ul style="list-style-type: none"> - работа с текстами: учебниками, справочниками, дополнительной литературой, а также проработка конспектов лекций; - выполнение домашних заданий и расчетов; - работа над темами для самостоятельного изучения; - участие в работе студенческих научных конференций, олимпиад; - подготовка к промежуточной аттестации
Подготовка к зачёту	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 экзаменом три дня эффективнее всего использовать для повторения и систематизации материала.

