МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Ф ЕД ЕР АЛ Ь НО Е Г ОС У Д АР С Т В ЕНН ОЕ АВ Т ОН ОМ Н ОЕ О БР АЗ ОВ А ТЕЛ Ь НО Е У Ч Р ЕЖ Д Е Н ИЕ В Ы С Ш ЕГ О ОБР АЗ О В АН ИЯ

« Н а ц и о н а л ь н ы й и с с л е д о в а т е л ь с к и й я д е р н ы й у н и в е р с и т е т « М И Ф И »

### Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования

«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

**(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)**

### ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Одобрено на заседании

Ученого совета ИАТЭ НИЯУ МИФИ Протокол от 28.08.2023 № 23.8

## ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

### по дисциплине

*Физическая химия*

*название дисциплины*

для студентов направления подготовки

04.03.02 Химия, физика и механика материалов

*код и название*

образовательная программа

 Химические и фармакологические технологии

Форма обучения: очная

### г. Обнинск 2023 г.

##### Область применения

Фонд оценочных средств (ФОС) – является обязательным приложением к рабочей программе дисциплины «Физическая химия» и обеспечивает проверку освоения планиру- емых результатов обучения (компетенций и их индикаторов) посредством мероприятий текущей и промежуточной аттестации по дисциплине.

##### Цели и задачи фонда оценочных средств

Целью Фонда оценочных средств является установление соответствия уровня под- готовки обучающихся требованиям федерального государственного образовательного стандарта.

Для достижения поставленной цели Фондом оценочных средств по дисциплине

«Физическая химия» решаются следующие задачи:

* контроль и управление процессом приобретения обучающимися знаний, умений и навыков, предусмотренных в рамках данной дисциплины;
* контроль и оценка степени освоения компетенций, предусмотренных в рамках данной дисциплины;
* обеспечение соответствия результатов обучения задачам будущей профессио- нальной деятельности через совершенствование традиционных и внедрение инновацион- ных методов обучения в образовательный процесс в рамках данной дисциплины.

##### ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ, СООТНЕСЕННЫХ С ПЛАНИРУЕМЫМИ РЕЗУЛЬТАТАМИ ОСВОЕНИЯ ОБРА- ЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

В результате освоения ОП бакалавриата обучающийся должен овладеть следующими ре- зультатами обучения по дисциплине:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Код компетенций** | ***Наименование компетенции*** | ***Код и наименование индикатора достижения компетенции*** |
| ОПК-1 | Способен использовать при решении задач профессио- нальной деятельности пони- мание теоретических основ химии, физики материалов и механики материалов | З-ОПК-1 Знать: основные теоре- тические основы неорганической, аналитической, органической, фи- зической, структурной химии, фи- зики конденсированных сред, классической механики, механики сплошных сред;У-ОПК-1 Уметь: использовать при решении задач профессиональной деятельности теоретические ос- новы химии, физики материалов и механики материаловВ-ОПК-1 Владеть: пониманием теоретических основ химии, физи- ки материалов и механики матери- алов достаточным для их грамот- ного применения при решении практических задач |
| ОПК-2 | Способен проводить с со- блюдением норм техники безопасности эксперимент по синтезу и анализу химиче- ских веществ, исследованию реакций, процессов и мате- риалов, диагностике физиче- ских и механических свойств материалов | З-ОПК-2 Знать: основные нормы и требования к безопасной работе при проведении экспериментов по синтезу и анализу химических ве- ществ, исследованию реакций, процессов и материалов, диагно- стике физических и механических свойств материалов.У-ОПК-2 Уметь: проводить с со- блюдением норм техники без- опасности эксперимент по синтезу и анализу химических веществ, исследованию реакций, процессов и материалов, диагностике физи- ческих и механических свойств материаловВ-ОПК-2 Владеть: практическими навыками проведения экспери- мента по синтезу и анализу хими- ческих веществ, исследованию ре- акций, процессов и материалов, диагностике физических и меха- нических свойств материалов |
| ОПК-6 | Способен представлять ре- | З-ОПК-6 Знать алгоритм пред- |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | зультаты профессиональной деятельности в виде прото- колов испытаний, отчетов о проделанной работе, тезисов докладов, презентаций | ставления результатов профессио- нальной деятельности в виде про- токолов испытаний, отчетов о проделанной работе, тезисов до- кладов, презентацийУ-ОПК-6 Уметь: представлять ре- зультаты профессиональной дея- тельности в виде протоколов ис- пытаний, отчетов о проделанной работе, тезисов докладов, презен- тацийВ-ОПК-6 Владеть: навыками под- готовки протоколов испытаний, отчетов о проделанной работе, те- зисов докладов, презентаций |

###### Этапы формирования компетенций в процессе освоения ОП бакалавриата

Компоненты компетенций, как правило, формируются при изучении нескольких дисциплин, а также в немалой степени в процессе прохождения практик, НИР и во время самостоятельной работы обучающегося. Выполнение и защита ВКР являются видом учебной деятельности, который завершает процесс формирования компетенций.

Этапы формирования компетенции в процессе освоения дисциплины:

* + - **начальный** этап – на этом этапе формируются знаниевые и инструментальные основы компетенции, осваиваются основные категории, формируются базовые умения. Студент воспроизводит термины, факты, методы, понятия, принципы и правила; решает учебные задачи по образцу;
		- **основной** этап – знания, умения, навыки, обеспечивающие формирование компетенции, значительно возрастают, но еще не достигают итоговых значений. На этом этапе студент осваивает аналитические действия с предметными знаниями по дисциплине, способен са- мостоятельно решать учебные задачи, внося коррективы в алгоритм действий, осуществ- ляя коррекцию в ходе работы, переносит знания и умения на новые условия;
		- **завершающий** этап – на этом этапе студент достигает итоговых показателей по заявлен- ной компетенции, то есть осваивает весь необходимый объем знаний, овладевает всеми умениями и навыками в сфере заявленной компетенции. Он способен использовать эти знания, умения, навыки при решении задач повышенной сложности и в нестандартных условиях.

Этапы формирования компетенций в ходе освоения дисциплины отражаются в те- матическом плане (см. РПД).

* 1. **Связь между формируемыми компетенциями и формами контроля их освоения**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **№ п/п** | **Контролируемые разделы (темы) дисциплины** | **Индикатор достижения компетенции** | **Наименование оценочного средства текущей и промежуточной аттестации** |
| **Текущая аттестация, VӀӀ семестр** |
| 1 | Раздел 1. Химическая термодинамика | ОПК-1, ОПК-2, ОПК-6 | Оценочное средство № 3 - за- щита лабораторной работы Оценочное средство № 4 – коллоквиумОценочное средство №5 – до- машнее задание |
| 2 | Раздел 2.Фазовое и химическое равновесия | ОПК-1, ОПК-2, ОПК-6 | Оценочное средство № 3 - за- щита лабораторной работы Оценочное средство № 4 – коллоквиумОценочное средство № 5– до- машнее задание |
| 3 | Раздел 3. Термодинамика раство- ров (растворы неэлек- тролитов) | ОПК-1, ОПК-2, ОПК-6 | Оценочное средство № 3 - за- щита лабораторной работы Оценочное средство № 4 – коллоквиумОценочное средство № 5 – до- машнее задание |
| **Промежуточная аттестация, V семестр** |
|  | Экзамен | ОПК-1, ОПК-2, ОПК-6 | Оценочное средство № 1 |
| **Текущая аттестация, VӀӀӀ семестр** |
| 1 | Раздел 4.Химическая кинетика и катализ | ОПК-1, ОПК-2, ОПК-6 | Оценочное средство № 3 - за- щита лабораторной работы Оценочное средство № 4 – коллоквиумОценочное средство №5 – до- машнее заданиеОценочное средство №6 – кон- трольная работа |
| 2 | Раздел 5. Электрохимия | ОПК-1, ОПК-2, ОПК-6 | Оценочное средство № 3 - за- щита лабораторной работы Оценочное средство № 6 – контрольная работа |
| **Промежуточная аттестация, VӀ семестр** |
|  | экзамен | ОПК-1, ОПК-2, ОПК-6 | Оценочное средство №2 |

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

Конечными результатами освоения программы дисциплины являются сформированные когнитивные дескрипторы «знать», «уметь»,

«владеть», расписанные по отдельным компетенциям, которые приведены в п.1.1. Формирование этих дескрипторов происходит в процессе изучения дисциплины по этапам в рамках различного вида учебных занятий и самостоятельной работы.

Выделяются три уровня сформированности компетенций на каждом этапе: пороговый, продвинутый и высокий.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Уровни** | **Содержательное описа- ние уровня** | **Основные признаки выделения уровня** | **БРС,****% освое- ния** | **ECTS/Пятибалльная****шкала для оценки экзамена/зачета** |
| ***Высокий****Все виды компетенций сформированы на высоком уровне в соответствии с целями и задачами дисци- плины* | Творческая деятельность | *Включает нижестоящий уровень.*Студент демонстрирует свободное обладание компетенциями, способен применить их в нестандартных ситуациях: показывает уме- ние самостоятельно принимать решение, ре- шать проблему/задачу теоретического илиприкладного характера на основе изученных методов, приемов, технологий | ***90-100*** | ***A/******Отлично/ Зачтено*** |
| ***Продвинутый****Все виды компетенций сформированы на продвину- том уровне в соответствии с целями и задачами дисци- плины* | Применение знаний и умений в более широких контекстах учебной и профессиональной дея- тельности, нежели по об- разцу, большей долей са- мостоятельности и ини- циативы | *Включает нижестоящий уровень.*Студент может доказать владение компетен- циями: демонстрирует способность собирать, систематизировать, анализировать и грамот- но использовать информацию из самостоя- тельно найденных теоретических источников и иллюстрировать ими теоретические поло- жения или обосновывать практику примене- ния. | ***85-89*** | ***B/******Очень хорошо/ Зачтено*** |
| ***75-84*** | ***С/ Хорошо/ Зачтено*** |
| ***Пороговый****Все виды компетенций сформированы на пороговом уровне* | Репродуктивная деятель- ность | Студент демонстрирует владение компетен- циями в стандартных ситуациях: излагает в пределах задач курса теоретически и практи- чески контролируемый материал. | ***65-74*** | ***D/Удовлетворительн о/ Зачтено*** |
| ***60-64*** | ***E/Посредственно******/Зачтено*** |
| ***Ниже порогового*** | Отсутствие признаков порогового уровня: компетенции не сформированы.Студент не в состоянии продемонстрировать обладание компетенциями в стандартных ситуациях. | ***0-59*** | ***Неудовлетворитель- но/ Зачтено*** |

6

Оценивание результатов обучения студентов по дисциплине осуществляется по регламенту текущего контроля и промежуточной аттестации.

Критерии оценивания компетенций на каждом этапе изучения дисциплины для каждого вида оценочного средства и приводятся в п. 4 ФОС. Итоговый уровень сформированности ком- петенции при изучении дисциплины определяется по таблице. При этом следует понимать, что граница между уровнями для конкретных результатов освоения образовательной программы мо- жет смещаться.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ***Уровень сформированно- сти компетенции*** | ***Текущий контроль*** | ***Промежуточная атте- стация*** |
| ***высокий*** | ***высокий*** | ***высокий*** |
| ***продвинутый*** | ***высокий*** |
| ***высокий*** | ***продвинутый*** |
| ***продвинутый*** | ***пороговый*** | ***высокий*** |
| ***высокий*** | ***пороговый*** |
| ***продвинутый*** | ***продвинутый*** |
| ***продвинутый*** | ***пороговый*** |
| ***пороговый*** | ***продвинутый*** |
| ***пороговый*** | ***пороговый*** | ***пороговый*** |
| ***ниже порогового*** | ***пороговый*** | ***ниже порогового*** |
| ***ниже порогового*** | ***-*** |

##### Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетен- ций

* Итоговая аттестация по дисциплине является интегральным показателем качества тео- ретических и практических знаний и навыков обучающихся по дисциплине и склады- вается из оценок, полученных в ходе текущей и промежуточной аттестации.
* Текущая аттестация в семестре проводится с целью обеспечения своевременной об- ратной связи, для коррекции обучения, активизации самостоятельной работы обучаю- щихся.
* Промежуточная аттестация предназначена для объективного подтверждения и оцени- вания достигнутых результатов обучения после завершения изучения дисциплины.
* Текущая аттестация осуществляется два раза в семестр:
* контрольная точка № 1 (КТ № 1) – выставляется в электронную ведомость не позднее 8 недели учебного семестра. Включает в себя оценку мероприятий текущего контроля аудиторной и самостоятельной работы обучающегося по разделам/темам учебной дис- циплины с 1 по 8 неделю учебного семестра.
* контрольная точка № 2 (КТ № 2) – выставляется в электронную ведомость не позднее 16 недели учебного семестра. Включает в себя оценку мероприятий текущего кон- троля аудиторной и самостоятельной работы обучающегося по разделам/темам учеб- ной дисциплины с 9 по 16 неделю учебного семестра.
* Исключение: текущая аттестация в 8 семестре обучения по образовательным програм- мам бакалавриата, в котором единственная контрольная точка № 1 (КТ № 1) – выстав- ляется в электронную ведомость не позднее 6 недели учебного семестра. Включает в

себя оценку мероприятий текущего контроля аудиторной и самостоятельной работы обучающегося по разделам/темам учебной дисциплины с 1 по 6 неделю учебного се- местра.

* Результаты текущей и промежуточной аттестации подводятся по шкале балльно- рейтинговой системы.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Этап рейтинговой системы / Оценочное средство** | **Неделя** | **Балл** |
| Минимум\* | Максимум\*\* |
| **Семестр V** |
| **Текущая аттестация** | **1-16** | **36** | **60** |
| **Контрольная точка № 1** | **7-8** | **18** | 30 |
| *Оценочное средство № 3* | **1-7** | **6** | 10 |
| *Оценочное средство № 4* | **7** | **6** | 10 |
| *Оценочное средство № 5* | **4** | **3** | 10 |
| **Контрольная точка № 2** | **15-16** | **18** | 30 |
| *Оценочное средство № 3* | **9-16** | **6** | 10 |
| *Оценочное средство № 4* | **12** | **6** | 10 |
| *Оценочное средство № 5* | **9** | **3** | 10 |
| **Промежуточная аттестация** | **-** | **24** | **40** |
| Экзамен | - |  |  |
| *Оценочное средство № 1* | - | 24 | 40 |
| **ИТОГО по дисциплине** |  | **60** | **100** |
| **Семестр VӀӀӀ** |
| **Текущая аттестация** | **1-16** | **36** | **60** |
| **Контрольная точка № 1** | **1-8** | **18** | 30 |
| *Оценочное средство № 3* | **1-8** | **9** | 10 |
| *Оценочное средство № 4* | **7** | **3** | 10 |
| *Оценочное средство № 5* | **4** | **6** | 10 |
| **Контрольная точка № 2** | **15-16** | **18** | 30 |
| *Оценочное средство № 3* | **9-16** | **6** | 10 |
| *Оценочное средство № 6* | **9, 15** | **12** | 20 |
| **Промежуточная аттестация** | **-** | **24** | **40** |
| Экзамен | - |  |  |
| *Оценочное средство № 2* | - | 24 | 40 |
| **ИТОГО по дисциплине** |  | **60** | **100** |

\* - Минимальное количество баллов за оценочное средство – это количество баллов, набранное обучающимся, при котором оценочное средство засчитывается, в противном случае обучающийся должен ликвидировать появившуюся академическую задолженность по текущей или промежуточной аттестации. Минимальное количество баллов за текущую аттестацию, в т.ч. отдельное оценочное средство в ее составе, и промежуточную аттестацию составляет 60% от соответствующих максимальных баллов.

##### Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков

* 1. Типовые вопросы к экзамену:

*Оценочное средство №1(семестр 5)*

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Ф ЕД ЕР АЛ Ь НО Е Г ОС У Д АР С Т В ЕНН ОЕ АВ Т ОН ОМ Н ОЕ ОБР АЗ ОВ А ТЕЛ Ь НО Е У Ч Р Е ЖД Е Н ИЕ В Ы С Ш ЕГ О ОБР АЗ ОВ АН ИЯ

« Н а ц и о н а л ь н ы й и с с л е д о в а т е л ь с к и й я д е р н ы й у н и в е р с и т е т « М И Ф И »

##### Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования «Нацио- нальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

#### (ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

##### ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление **04.03.02 «Химия, физика и механика материалов»**

Образовательная программа

##### «Наноматериалы для биологии и медицины»

Дисциплина Физическая химия

##### ВОПРОСЫ К ЭКЗАМЕНУ

**а) типовые вопросы к экзамену за 5 семестр (разделы 1 – 3).**

1. Термодинамическая система. Параметры и функции состояния термодинамической системы. Формы обмена энергией термодинамической системы с окружающей средой. Выражение коли- чества работы через параметры состояния термодинамической системы.
2. Первый закон термодинамики. Обмен энергией в форме работы и теплоты. Понятия: внутрен- няя энергия, энтальпия. Обмен энергией в форме теплоты. Изобарная и изохорная теплоёмкости. Вывод уравнения состояния идеального газа (с применением первого закона термодинамики) при адиабатическом расширении.
3. Термодинамический процесс. Обратимые и необратимые процессы. Равновесные и неравно- весные процессы. Самопроизвольный процесс. Классификация термодинамических процессов в зависимости от условий их проведения.
4. Термохимия. Закон Гесса и следствия из закона Гесса. Теплоты образования и теплоты сгора- ния. Расчёт тепловых эффектов физико-химических процессов.
5. Зависимость тепловых эффектов химических реакций от температуры. Закон Кирхгофа. Экспе- риментальное определение тепловых эффектов химических процессов.
6. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Второе начало термодинамики. Теорема Карно-Клаузиуса. Принцип существования энтропии. Принцип возрастания энтропии.
7. Энтропия и термодинамическая вероятность. Уравнение Больцмана. Расчёт изменения энтро- пии в изотермическом, изобарном и изотермическом процессах.
8. Постулат Планка. Абсолютная энтропия. Зависимость энтропии от температуры. Расчёт энтро- пии при различных температурах.
9. Потерянная работа и некомпенсированная теплота.
10. Характеристические функции и термодинамические потенциалы. Фундаментальное уравнение термодинамики. Соотношения Максвелла. Использование уравнений Максвелла для вывода раз- личных термодинамических соотношений
11. Энергия Гиббса и Гельмгольца. Критерии равновесия и самопроизвольного протекания про- цессов. Энтальпийный и энтропийный фактор. Химическое сродство.
12. Полезная работа. Уравнения Гиббса-Гельмгольца.
13. Химический потенциал. Связь химического потенциала с другими термодинамическими по- тенциалами. Вывод уравнения для расчёта химического потенциала идеального газа. Равновесие в поле внешних сил. Полные химические потенциалы. Термодинамический вывод гипсометриче- ского закона.
14. Основные понятия термодинамики идеальных и реальных газов. Уравнение для расчёта хими- ческого потенциала реального газа. Метод Льюиса. Фугитивность. Коэффициент активности. Расчёт коэффициента активности через параметры состояния реальных газов.
15. Фаза. Условия фазового равновесия. Правило фаз Гиббса. Понятия: независимый компонент, вариантность системы.
16. Равновесные соотношения при фазовых переходах (уравнение Клаузиуса-Клапейрона). Вывод уравнений линий фазового равновесия твёрдоежидкое; жидкоегаз; твёрдоегаз для фазовой диаграммы воды.
17. . Фазовые диаграммы однокомпонентных систем. Фазовые диаграммы воды, серы, фосфора. Полиморфные превращения.
18. Фазовые диаграммы двухкомпонентных систем. Фазовые переходы первого рода. Фазовые диаграммы конгруэнтно и инконгруэнтно плавящихся систем. Уравнение Шредера.
19. Фазовые переходы второго рода. Коэффициенты изотермической сжимаемости и термическо- го расширения. Уравнения Эренфеста.
20. Химическое равновесие. Закон действующих масс. Константа равновесия. Химическое равно- весие в гетерогенных системах.
21. Уравнение изотермы химической реакции (уравнение Вант-Гоффа).
22. Влияние температуры на химическое равновесие. Уравнения изохоры и изобары химической реакции (вывод).
23. Влияние на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.
24. Тепловая теорема Нернста (её следствия). Третье начало термодинамики.
25. Химическое сродство. Стандартный изобарный потенциал образования.
26. Парциальные мольные величины. Способы определения парциальных мольных величин из опытных данных для бинарных систем.
27. Растворы. Способы выражения состава растворов. Термодинамика процесса растворения.
28. Идеальные растворы. Закон Рауля и его термодинамический вывод. Отклонения от закона Ра- уля. Неидеальные растворы и их свойства. Метод активностей. Коэффициенты активности и их определение по парциальным давлениям компонентов. Первое стандартное состояние.
29. Идеальные бесконечно разбавленные растворы. Уравнение Гиббса-Дюгема и Гиббса-Дюгема- Маргулиса. Закон Генри. Растворимость газов в жидкостях.

Второе стандартное состояние.

1. Растворы нелетучих растворённых веществ. Коллигативные свойства. Изменение температур кипения и замерзания растворов нелетучих веществ. Эбуллиоскопическая и криоскопическая по- стоянные.
2. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
3. Свойства смесей жидкостей. Равновесие жидкость-пар в двухкомпонентных системах. Равно- весные составы пара и жидкости. Различные виды диаграмм состояния. Законы Гиббса- Коновалова. Разделение веществ путем перегонки. Азеотропные смеси и их свойства.

##### Типовые билеты к экзамену

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Ф ЕД ЕР АЛ Ь НО Е Г ОС У Д АР С Т В ЕНН ОЕ АВ Т ОН ОМ Н ОЕ О БР АЗ ОВ А ТЕЛ Ь НО Е У Ч Р ЕЖ Д Е Н ИЕ В Ы С Ш ЕГ О ОБР АЗ О В АН ИЯ

« Н а ц и о н а л ь н ы й и с с л е д о в а т е л ь с к и й я д е р н ы й у н и в е р с и т е т « М И Ф И »

##### Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования «Нацио- нальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

#### (ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

##### ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление **04.03.02 «Химия, физика и механика материалов»**

Образовательная программа

##### «Наноматериалы для биологии и медицины»

Дисциплина Физическая химия

### Экзаменационный билет № 1

1. Химическое равновесие. Применение уравнений химической термодинамики (изотермы, изо- бары химической реакции) для анализа влияния внешних факторов (концентрации веществ, дав- ления в системе, температуры, присутствия катализатора) на положение химического равнове- сия. Принцип Ле-Шателье.
2. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем. Фазовые диаграммы воды, серы, фосфора. По- лиморфные превращения.
3. Экспериментально получены следующие значения давления пара каждого компонента в смеси хлороформа (А) и ацетона (В) при 350С:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| *xА* | 0 | 0,20 | 0,40 | 0,60 | 0,80 | 1 |
| *рА* , мм рт.ст. | 0 | 35 | 82 | 142 | 200 | 273 |
| *рВ*, мм рт.ст. | 347 | 250 | 175 | 92 | 37 | 0 |

Рассчитайте активность и коэффициент активности хлороформа в ацетоне при данной темпера- туре, рассматривая его сначала как растворитель, а затем как растворенное вещество.

##### Экзаменационный билет № 2

1. Фаза. Условия фазового равновесия. Основные законы фазового равновесия. Применение пра- вила фаз Гиббса и уравнения Клапейрона-Клаузиуса для анализа фазовой диаграммы.
2. Тепловая теорема Нернста (её следствия). Третье начало термодинамики.
3. Давление пара чистых C6H5Cl (компонент 1) C6H5Br (компонент 2) при 1400С равны 1,237 бар и 0,658 бар. Полагая, что они образуют идеальный раствор, рассчитайте состав раствора C6H5Cl - C6H5Br, который при давлении 1 бар кипит при температуре 1400С, также состав образующегося пара. Каково будет давление пара над раствором, полученным конденсацией образующегося па- ра.

##### Экзаменационный билет № 3

1. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем. Системы с эвтектикой. Системы с конгру- энтно и инконгруэнтно плавящимися химическими соединениями. Системы с твердыми раство- рами, компоненты которых взаимно неограниченно и ограниченно растворимы.
2. Идеальные растворы. Закон Рауля и его термодинамический вывод. Отклонения от закона Рау- ля. Неидеальные растворы и их свойства. Метод активностей. Коэффициенты активности и их определение по парциальным давлениям компонентов. Первое стандартное состояние.
3. Рассчитать изменение энтропии в процессе смешения 5 кг воды, находящейся при температуре 800С, и 10 кг воды, находящейся при температуре 200С. Удельную теплоемкость воды считать постоянной и равной 4,184 Дж/(гК).

##### Экзаменационный билет № 4

1. Явление полиморфизма. Моно- и энантиотропные фазовые переходы. Фазовые диаграммы се- ры и фосфора, как примеры веществ с моно- и энантиотропными переходами.
2. Растворы нелетучих растворённых веществ. Коллигативные свойства. Изменение температур кипения и замерзания растворов нелетучих веществ. Эбуллиоскопическая и криоскопическая по- стоянные.
3. Определить изменение внутренней энергии при испарении 1 кг воды при нормальной темпера- туре кипения, если теплота испарения равна 2258,7 кДж/кг. Считать пар идеальным газом и пре- небречь объемом жидкости.

##### Экзаменационный билет № 5

1. Термохимия. Закон Гесса и следствия из закона Гесса. Теплоты образования и теплоты сгора- ния. Расчёт тепловых эффектов физико-химических процессов. Зависимость тепловых эффектов химических реакций от температуры. Закон Кирхгофа. Экспериментальное определение тепло- вых эффектов химических процессов.
2. Свойства смесей жидкостей. Равновесие жидкость-пар в двухкомпонентных системах. Равно- весные составы пара и жидкости. Различные виды диаграмм состояния. Законы Гиббса- Коновалова. Разделение веществ путем перегонки. Азеотропные смеси и их свойства.
3. Зависимость константы равновесия для реакции H2+Br22HBr выражается уравнением lgКр=5153/Т – 1,5 lgТ + 0,002 Т + 750/Т2 + 5,3. Определить тепловой эффект химической реакции при Т=500 К.

##### Экзаменационный билет № 6

1. Основные понятия термодинамики идеальных и реальных газов. Уравнение для расчёта хими- ческого потенциала реального газа. Метод Льюиса. Фугитивность. Коэффициент активности. Расчёт коэффициента активности через параметры состояния реальных газов.
2. Фаза. Условия фазового равновесия. Правило фаз Гиббса. Понятия: независимый компонент, вариантность системы.

3 Парциальные мольные объемы ацетона (1) и хлороформа (2) в растворе с мольной долей хло-

роформа *x1*=0,4693 равны *V* =74,166 и *V* = 80,235 см3/моль, соответственно. Рассчитайте объем

1 2

такого раствора, имеющего массу *m* =1 кг.

##### Экзаменационный билет № 7

1. Энтропия и термодинамическая вероятность. Уравнение Больцмана. Расчёт изменения энтро- пии в изотермическом, изобарном и изотермическом процессах.
2. Идеальные бесконечно разбавленные растворы. Уравнение Гиббса-Дюгема и Гиббса-Дюгема- Маргулиса. Закон Генри. Растворимость газов в жидкостях. 2 стандартное состояние.
3. Химическое равновесие гомогенной реакции А+В2С установилось при следующих концен- трациях (моль/л) [A]=0,08; [B]=0,02; [C]=0,4. В равновесную систему без изменения ее объема добавили 0,2 моль/л вещества В. Рассчитать равновесные концентрации, установившиеся после смещения химического равновесия, если температура системы все время поддерживалась посто- янной.

##### Экзаменационный билет № 8

1. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
2. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Второе начало термодинамики. Теорема Карно-Клаузиуса. Принцип существования энтропии. Принцип возрастания энтропии.
3. Тепловой эффект растворения безводного сульфата лития равен –26,71 кДж/моль. Тепловой эффект растворения кристаллогидрата лития Li2SO4H2O равен –14,31 кДж/моль при 298 К. Вы- числить тепловой эффект образования Li2SO4H2O из безводной соли и воды. Определить про- центное содержание воды в частично выветренном кристаллогидрате сульфата лития, если из- вестно, что тепловой эффект растворения 1 кг этой соли составил –146 кДж.

##### Экзаменационный билет № 9

1. Равновесные соотношения при фазовых переходах (уравнение Клаузиуса-Клапейрона). Вывод уравнений линий фазового равновесия твёрдоежидкое; жидкоегаз; твёрдое  газ для фазо- вой диаграммы воды.
2. Парциальные мольные величины. Способы определения парциальных мольных величин из опытных данных для бинарных систем (метод отрезков и метод касательных).
3. Теплоты нейтрализации гидроксида натрия NaOH и гидроксида аммония NH4OH соляной кислотой соответственно равны –55,9 и –51,34 кДж/моль. Определить теплоту диссоциации NH4OH в воде.

##### Экзаменационный билет № 10

1. Химическое равновесие. Закон действующих масс. Константа равновесия. Химическое равно- весие в гетерогенных системах.
2. Энергия Гиббса и Гельмгольца. Критерии равновесия и самопроизвольного протекания про- цессов. Энтальпийный и энтропийный фактор. Химическое сродство.
3. Парциальный мольный объем*V*2

ем

(K2SO4) в водном растворе при 250С описывается выражени-

*V* 2  32,28 18,216*m*1/ 2 (*cм*3  *моль*1) ,

где *m –* моляльность раствора. Используя уравнение Гиббса-Дюгема, получите выражение для парциального мольного объема воды (*V* 1 ) в этом растворе. Мольный объем чистой воды при

1

250С

*V* 0  18,079(*см*3  *моль*1).

##### Экзаменационный билет № 11

1. Фазовые диаграммы двухкомпонентных систем. Фазовые переходы первого рода. Фазовые диаграммы конгруэнтно и инконгруэнтно плавящихся систем. Уравнение Шредера.
2. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Второе начало термодинамики. Теорема Карно-Клаузиуса. Принцип существования энтропии. Принцип возрастания энтропии. 3.Вычислите молекулярную массу вещества, если температура замерзания раствора, содержаще- го 100 г бензола и 0,2 г неизвестного вещества на 0,17° ниже температуры замерзания бензола. Криоскопическая постоянная бензола равна 5,16 град/моль.

##### Экзаменационный билет № 12

1. Термодинамический процесс. Обратимые и необратимые процессы. Равновесные и неравно- весные процессы. Самопроизвольный процесс. Классификация термодинамических процессов в зависимости от условий их проведения.
2. Распределение вещества между двумя несмешивающимися жидкостями. Закон Нернста- Шилова. Коэффициент распределения. Экстракция. Сравнение дробной и однократной экстрак- ции
3. Сосуд разделен перегородкой на две одинаковые части. В одной из них содержится 2 моля H2 при *р(H2)* = 2 атм и 250С и 4 моля N2 при *р(N2)* = 3 атм и 250С. Вычислите энергию Гиббса про- цесса смешения *mixG* при удалении перегородки. Газы считайте идеальными. Каким было бы

значение *mixG* , если бы давления компонентов смеси и давление смеси были равны между со- бой *р(H2) = р(N2)= рсм*.

##### Экзаменационный билет № 13

1. Фазовые переходы второго рода. Коэффициенты изотермической сжимаемости и термического расширения. Уравнения Эренфеста.
2. Энтропия и термодинамическая вероятность. Уравнение Больцмана. Расчёт изменения энтро- пии в изотермическом, изобарном и изотермическом процессах.
3. Раствор, содержащий 0,8718 моль глюкозы в литре водного раствора изоосмотичен при 180С с водным раствором хлорида натрия, содержащим 29,232 граммов соли в одном литре раствора. Определить степень диссоциации хлорида натрия в водном растворе.

##### Экзаменационный билет № 14

1. Характеристические функции и термодинамические потенциалы. Фундаментальное уравнение термодинамики. Соотношения Максвелла. Использование уравнений Максвелла для вывода раз- личных термодинамических соотношений
2. Химический потенциал. Связь химического потенциала с другими термодинамическими по- тенциалами. Вывод уравнения для расчёта химического потенциала идеального газа. Равновесие в поле внешних сил. Полные химические потенциалы. Термодинамический вывод гипсометриче- ского закона.
3. Белок сывороточный альбумин человека имеет молярную массу 69 кг/моль. Рассчитайте осмо- тическое давление раствора 2 г белка в 100 см3 воды при 250С в Па и в мм столбика раствора. Примите плотность раствора равной 1,0 г/см3.

*Оценочное средство №1(семестр 6)*

###### а) типовые вопросы к экзамену

а) типовые вопросы к экзамену за 6 семестр (разделы 4,5).

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕР А- ЦИИ

Ф ЕД ЕР АЛ Ь НО Е Г ОС У Д АР С Т В ЕНН ОЕ АВ Т ОН ОМ Н ОЕ О БР АЗ ОВ А ТЕЛ Ь НО Е У Ч Р ЕЖ Д Е Н ИЕ В Ы С Ш ЕГ О ОБР АЗ О В АН ИЯ

« Н а ц и о н а л ь н ы й и с с л е д о в а т е л ь с к и й я д е р н ы й у н и в е р с и т е т « М И Ф И »

##### Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования «Нацио- нальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

#### (ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

##### ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление **04.03.02 «Химия, физика и механика материалов»**

Образовательная программа

##### «Наноматериалы для биологии и медицины»

Дисциплина Физическая химия

##### ВОПРОСЫ К ЭКЗАМЕНУ

**Раздел 4. Химическая кинетика и катализ.**

1. Предмет химической кинетики. Скорость химической реакции. Основной постулат кинетики. Закон действующих масс. Простые (элементарные) и сложные реакции.
2. Кинетические уравнения односторонних элементарных реакций нулевого, первого, второго, n- го порядков. Методы определения порядков реакций. Метод подстановки, графический метод, метод времени полупревращения. Метод выделения Оствальда. Концентрационный и временной варианты.
3. Сложные реакции. Принцип независимости сосуществования, принцип детального равнове- сия. Кинетика двусторонних (обратимых) реакций, параллельных реакций первого порядка.
4. Сложные реакции. Сопряженные реакции. Понятия актор, индуктор, акцептор, фактор индук- ции.
5. Сложные реакции. Последовательные (консекутивные) реакции. Принцип лимитирующей стадии. Кинетические закономерности консекутивных реакций первого порядка. Анализ кинети- ческих уравнений.
6. Стационарное и квазистационарное протекание реакций в открытых и закрытых системах. Метод Боденштейна. Квазиравновесное приближение.
7. Цепные реакции. Кинетические особенности цепных реакций. Зарождение цепи, развитие це- пи (продолжение и разветвление цепи), обрыв цепи.
8. Цепные реакции с разветвленными цепями. Элементарная вероятностная теория цепных реак- ций. Кинетические особенности цепных процессов в зависимости от соотношения вероятности обрыва и разветвления цепи. Горение и взрыв. Предельные явления в разветвленных цепных ре- акциях. Нижний и верхний пределы самовоспламенения. Полуостров воспламенения. Влияние добавок инертного газа на положение пределов воспламенения.
9. Зависимость скорости химических реакций от температуры. Теория Аррениуса. Теория ак- тивных соударений (ТАС). Физический смысл констант уравнения Аррениуса с позиций ТАС. Частотный (энтропийный) фактор.
10. Теория активных соударений в применении к мономолекулярным реакциям. Схема Линде- мана. Теория активных соударений в применении к бимолекулярным реакциям.
11. Теория активированного комплекса или переходного состояния. Теория абсолютных скоро- стей реакций. Поверхность потенциальной энергии. Основные допущения теории активирован- ного комплекса и область его применимости. Истинная энергия активации. Соотношения между опытной и истинной энергией активации.
12. Применение теории абсолютных скоростей реакций к оценке предэкспоненциального мно- жителя в элементарных реакциях.
13. Особенности реакций с нетермической активацией. Фотохимические реакции. Особенности фотохимических реакций. Первый и второй законы фотохимии. Первичные и вторичные фото- химические процессы. Кинетика фотохимических процессов. Механизм Штерна-Фольмера. Вто- ричные фотохимические процессы с образованием и без образования кинетических цепей. Ради- ационно-химические реакции.
14. Катализ. Ингибирование. Основные понятия и определения в теории катализа.
15. Теория промежуточных соединений в катализе. Механизмы каталитических реакций. Урав- нение Михаэлиса-Ментен.
16. Автокатализ.
17. Гетерогенный катализ. Адсорбция на поверхности катализатора. Физическая адсорбция и хемосорбция. Кинетика гетерогенно-каталитических реакций. Мономолекулярные и бимолеку- лярные каталитические реакции. Механизмы Лэнгмюра – Хиншельвуда (механизм гетерогенной каталитической реакции на поверхности катализатора между двумя адсорбированными частица- ми) и механизм Или-Ридиелла (между адсорбированной молекулой и молекулой в газовой фазе)
18. Ферментативный катализ. Общие определения и понятия. Кинетика ферментативной реак- ции с одним субстратом. Способы определения кинетических параметров. Ингибирование фер- ментативных реакций. Активность ферментов.

##### Раздел 5. Электрохимия

1. Химический и электрохимический способы осуществления окислительно-восстановительных реакций. Электрохимическая цепь и ее компоненты. Определение теоретической электрохимии, ее разделы и связь с задачами прикладной электрохимии. Развитие представлений о строении растворов электролитов (Т.Гротгус, М.Фарадей, С.Аррениус). Основные положения теории Ар- рениуса. Недостатки этой теории.
2. Механизмы образования растворов электролитов. Энергия кристаллической решетки. Модель- ный метод Борна.
3. Энергия сольватации. Модель Борна. Недостатки модели Борна. Ион-дипольное взаимодей- ствие как основное условие устойчивости растворов электролитов.
4. Термодинамическое описание ион-ионного взаимодействия. Понятия средней активности и среднего коэффициента активности; их связь с активностью и коэффициентом активности от- дельных ионов.
5. Теория Дебая-Гюккеля (ТДХ). Основные допущения ТДХ. Потенциал ионной атмосферы. Вы- вод основного уравнения.
6. Уравнения для коэффициента активности отдельных ионов в первом, втором, третьем при- ближении ТДХ. Уравнения Гюнтельберга и Дэвиса. Ионная ассоциация в растворах электроли- тов.
7. Общая характеристика неравновесных явлений в растворах электролитов. Потоки диффузии и миграции. Первый и второй законы Фика. Электрическая подвижность иона.
8. Формула Нернста – Эйнштейна. Диффузионный потенциал.
9. Удельная и эквивалентная электропроводность. Предельная электропроводность. Зависимость удельной и эквивалентной электропроводности от концентрации, температуры, давления. По- движности ионов и закон Кольрауша. Уравнения Аррениуса, Кольрауша, Гхоша для разбавлен- ных растворов электролитов.
10. Числа переноса и методы их определения.
11. Физические основы теории Дебая – Гюккеля – Онзагера;

электрофоретический и релаксационный эффекты, эффекты Вина и Дебая – Фалькенгагена. За- висимость подвижности ионов от их природы, от природы растворителя, от температуры и кон- центрации раствора. Механизм электропроводности водных растворов кислот и щелочей.

1. Элекрохимический потенциал. Понятия поверхностного, внешнего и внутреннего потенциа- лов; разности потенциалов Гальвани и Вольта.
2. Условия электрохимического равновесия на границах раздела фаз и в электрохимической це- пи. Связь ЭДС со свободной энергией Гиббса. 14.Уравнение Нернста и Гиббса- Гельмгольца для равновесной электрохимической цепи (вывод).
3. Понятие электродного потенциала. Относительные и стандартные электродные потенциалы. Классификация электродов и электрохимических цепей.
4. Двойной электрический слой (ДЭС) и его роль в кинетике электродных процессов. Строение ДЭС
5. Электрокапиллярные явления; основное уравнение электрокапиллярности; уравнение Липп- мана. Емкость двойного электрического слоя. Потенциал нулевого заряда.
6. Плотность тока как мера скорости электродного процесса; поляризация электродов. Стадии электродного процесса. Механизмы массопереноса: диффузия, миграция и конвекция. Три ос- новных уравнения диффузионной кинетики и общий подход к решению ее задач.
7. Зависимость тока от потенциала в условиях медленной стационарной диффузии к плоскому электроду.
8. Уравнение для тока в теории замедленного заряда; ток обмена и перенапряжение. Влияние строения ДЭС на скорость эл.хим. реакции. Поляризационная характеристика.
9. Электрохимические источники тока.

##### Типовые билеты к экзамену

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫ СШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Ф ЕД ЕР АЛ Ь НО Е Г ОС У Д АР С Т В ЕНН ОЕ АВ Т ОН ОМ Н ОЕ О БР АЗ ОВ А ТЕЛ Ь НО Е У Ч Р ЕЖ Д Е Н ИЕ В Ы С Ш ЕГ О ОБР АЗ О В АН ИЯ

« Н а ц и о н а л ь н ы й и с с л е д о в а т е л ь с к и й я д е р н ы й у н и в е р с и т е т « М И Ф И »

##### Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования «Нацио- нальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

#### (ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

##### ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление **04.03.02 «Химия, физика и механика материалов»**

Образовательная программа

##### «Наноматериалы для биологии и медицины»

Дисциплина Физическая химия

### Экзаменационный билет № 1

1. Кинетический анализ процессов, протекающих через образование промежуточных продуктов. Принцип квазистационарности Боденштейна и область его применимости. Применение принци- па стационарности для вычисления начальной скорости гомогенной каталитической реакции с участием одного реагента.
2. Ферментативный катализ. Общие сведения о кинетике и механизмах ферментативных реак- ций. рН–зависимость кинетических постоянных. Температурная зависимость кинетических по- стоянных. Субстратная специфичность ферментов. Активные и адсорбционные центры фермен- тов. Общие сведения о механизмах ферментативных реакций. Кинетика ферментативной реакции с одним субстратом. Способы определения кинетических параметров.
3. Электрохимический потенциал. Понятия поверхностного, внешнего и внутреннего потенциа- лов; разности потенциалов Гальвани и Вольта.
4. Рассчитайте среднюю и общую активность 0,9m водного раствора бромида цинка при 298 К, используя значение его коэффициента активности γ± = 0,809. Оцените изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,2m (γ± = 0,510).

##### Экзаменационный билет № 2

1. Цепные реакции. Основные понятия кинетики цепных реакций. Неразветвленные цепные ре- акции. Разветвленные цепные реакции. Расчет скорости цепных реакций. Кинетические особен- ности разветвленных цепных реакций. Предельные явления в разветвленных цепных реакциях на примере реакции окисления водорода. Полуостров воспламенения. Период индукции. Зависи- мость скорости реакции на нижнем пределе воспламенения от диаметра сосуда и природы его поверхности.
2. Теория активированного комплекса или переходного состояния. Теория абсолютных скоро- стей реакций. Поверхность потенциальной энергии. Основные допущения теории активирован- ного комплекса и область его применимости. Истинная энергия активации. Соотношения между опытной и истинной энергией активации. Статистический и термодинамический аспекты теории активированного комплекса. Энтропия активации. Применение теории абсолютных скоростей реакций к оценке предэкспоненциального множителя в элементарных реакциях.
3. Уравнение Нернста и Гиббса- Гельмгольца для равновесной электрохимической цепи (вывод).
4. Рассчитайте тепловой эффект кристаллической решетки гидрида лития при 298 К, используя термодинамический цикл Борна – Габера и следующие значения, кДж∙моль-1: энтальпия образо-

вания LiH(T)ΔfH0 = -90,5; энтальпия сублимации лития ΔН 0 = 148,0; энтальпия диссоциации

субл

водорода ΔдисН0 = 432,0; потенциал ионизации лития Еи,1 = 520,3; сродство электрона к атомар- ному водороду Ес.э. = -72,8.

##### Экзаменационный билет № 3

1. Мономолекулярные реакции. Теория активированного комплекса в применении к мономоле- кулярным реакциям. Область применимости полученных соотношений. Объяснение «повышен- ных» и «заниженных» значений предэкспоненциального множителя. Теория соударений в при- менении к мономолекулярным реакциям. Схема Линдемана и ее сопоставление с опытными дан- ными. Причины неточности схемы Линдемана.
2. Элементарные и формально простые гомогенные односторонние реакции. Формальная кинети- ка элементарных и формально простых гомогенных односторонних реакций разных порядков в закрытых системах. Константа скорости реакции и период полупревращения для химических ре- акций различного порядка.
3. Двойной электрический слой (ДЭС) и его роль в кинетике электродных процессов. Строение ДЭС.
4. Определите ЭДС электрохимической цепи при температуре 298 К

Ag|Сr| Сr 3+(1,25 ∙ 10-6 М)|| Ag+(0,035 М)| Ag

используя справочные данные о стандартных потенциалах и коэффициентов активности ионов, ионная сила раствора равна 0,100.

##### Экзаменационный билет № 4

1. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергетическая диаграмма химической реакции. «Эффективная» и «истинная» энергия актива- ции. Взаимосвязь между энергией активации прямой и обратной реакции и тепловым эффектом реакции. Энергия активации и коэффициент Вант-Гоффа. Расчет энергии активации и предэкс- поненциального множителя.
2. Особенности реакций с нетермической активацией. Фотохимические реакции, радиационно- химические реакции.
3. Электрокапиллярные явления; основное уравнение электрокапиллярности; уравнение Липп- мана. Емкость двойного электрического слоя. Потенциал нулевого заряда.
4. Напишите полуреакции, протекающие на электродах, и суммарную реакцию при работе элек- трохимической цепи. Получите уравнение для ЭДС цепи. Определите стандартное значение ЭДС при 25 °С. a) Ag| Ni| NiCl2| AgCl, Ag; б) Pt |СО2, НСООН|Н2SО4|Н2, Pt

##### Экзаменационный билет № 5

1. Теории химической кинетики. Некоторые элементы кинетической теории газов. Теория актив- ных соударений. Теория активных соударений в применении к мономолекулярным реакциям. Схема Линдемана. Теория активных соударений в применении к бимолекулярным реакциям.
2. Методы измерения скорости реакции. Способы определения порядка реакции, вида кинетиче- ского уравнения и расчета константы скорости реакции.

Формальная кинетика элементарных и формально простых реакций в открытых системах. Поня- тие аппаратов идеального смешения и идеального вытеснения.

1. Термодинамическое описание ион-ионного взаимодействия. Понятия средней активности и среднего коэффициента активности; их связь с активностью и коэффициентом активности от- дельных ионов.
2. Найдите удельную электропроводность раствора, содержащего 0,1 М бромид бария и кислоту НВr; рН 0. Предельные подвижности ионов: λ0(1/2 Ва2+) = 63,6 ∙ 10-4, λ0(Н+) = 350 ∙ 10-4 и λ 0 (Br-

)= 78,1 ∙ 10-4 См ∙ м2/моль.

##### Экзаменационный билет № 6

1. Особенности реакций с нетермической активацией. Фотохимические реакции, радиационно- химические реакции.
2. Катализ. Ингибирование. Основные понятия и определения в теории катализа. Теория проме- жуточных соединений в катализе. Механизмы каталитических реакций. Уравнение Михаэлиса- Ментен. Автокатализ.
3. Механизмы образования растворов электролитов. Энергия кристаллической решетки. Модель- ный метод Борна.
4. Представьте схематически электрохимические цепи, в которых самопроизвольно протекают указанные ниже реакции. Вычислите по справочным данным при 25 °С стандартные значения ЭДС элемента, изменения энергии Гиббса и константу равновесия реакции:
	1. Co + Sn2+ ↔ Co2+ + Sn; б)Ni + 2AgCl ↔ NiCl2 + 2Ag

##### Экзаменационный билет № 7

1. Разветвленные цепные реакции. Кинетические особенности разветвленных цепных реакций. Предельные явления в разветвленных цепных реакциях на примере реакции окисления водорода. Полуостров воспламенения.
2. Теория активированного комплекса или переходного состояния. Теория абсолютных скоро- стей реакций. Поверхность потенциальной энергии. Основные допущения теории активирован- ного комплекса и область его применимости. Истинная энергия активации. Соотношения между опытной и истинной энергией активации. Статистический и термодинамический аспекты теории активированного комплекса. Энтропия активации. Применение теории абсолютных скоростей реакций к оценке предэкспоненциального множителя в элементарных реакциях.
3. Химический и электрохимический способы осуществления окислительно-восстановительных реакций. Электрохимическая цепь и ее компоненты. Определение теоретической электрохимии, ее разделы и связь с задачами прикладной электрохимии. Развитие представлений о строении растворов электролитов (Т.Гротгус, М.Фарадей, С.Аррениус). Основные положения теории Ар- рениуса. Недостатки этой теории.
4. Определите ЭДС электрохимической цепи при температуре 298 К: Pt,Н2 |масляная кислота (0,2 М)|| муравьиная кислота(1,6 М)| Н2, Pt

Если известны значения констант диссоциации указанных кислот соответственно рКа=4,821 и рКа=3,752. Приняв равными единице давления (в бар) газообразного водорода в обоих электро- дах и коэффициенты активности ионов.

##### Экзаменационный билет № 8

1. Сложные реакции. Основные типы сложных химических реакций. Формальная кинетика сложных реакций. Принцип независимости элементарных стадий. Обратимые (двусторонние) реакции. Принцип детального равновесия. Параллельные реакции. Сопряженные реакции.
2. Кинетика гетерогенных реакций.
3. Общая характеристика неравновесных явлений в растворах электролитов. Потоки диффузии и миграции. Первый и второй законы Фика. Электрическая подвижность иона.

Формула Нернста – Эйнштейна. Диффузионный потенциал.

1. Найдите значение растворимости хлорида серебра в воде при 298 К, если рК0S = 9,75.

##### Экзаменационный билет № 9

1. Сложные реакции. Последовательные (консекутивные) реакции. Квазистационарное и квази- равновесные приближения. Метод стационарных концентраций Боденштейна и область его при- менения. Принцип квазиравновесных концентраций. Кинетические закономерности консекутив- ных реакций первого порядка. Анализ кинетических уравнений.
2. Уравнение Михаэлиса-Ментэн. Определение кинетических постоянных этого уравнения из опытных данных. Кинетика каталитических реакций с конкурентным и неконкурентным ингиби- рованием.
3. Физические основы теории Дебая – Хюккеля – Онзагера;

электрофоретический и релаксационный эффекты, эффекты Вина и Дебая – Фалькенгагена. За- висимость подвижности ионов от их природы, от природы растворителя, от температуры и кон- центрации раствора. Механизм электропроводности водных растворов кислот и щелочей.

1. Определите растворимость нитрита серебра при 298 К, зная рК0S= 3,8: а) в воде; б) 0,02 М рас- творе КΝО2; в) 0,02 М растворе К2SО4.

##### Экзаменационный билет № 10

1. Гетерогенный катализ. Адсорбция на поверхности катализатора. Физическая адсорбция и хе- мосорбция. Кинетика гетерогенно-каталитических реакций. Мономолекулярные и бимолекуляр- ные каталитические реакции. Механизмы Лэнгмюра – Хиншельвуда (механизм гетерогенной ка- талитической реакции на поверхности катализатора между двумя адсорбированными частицами) и механизм Или-Ридиелла (между адсорбированной молекулой и молекулой в газовой фазе)
2. Бимолекулярные реакции. Теория активированного комплекса в применении к бимолекуляр- ным реакциям. Сопоставление результатов теории соударений и теории активированного ком- плекса.
3. Условия электрохимического равновесия на границах раздела фаз и в электрохимической це- пи. Связь ЭДС со свободной энергией Гиббса.
4. При определении чисел переноса методом движущейся границы под действием тока силой 5,21 мА в течение 67 мин граница между 0,1 М раствором КСl и индикаторным раствором СdСl2 прошла расстояние 4,64 см вдоль трубки диаметром 0,54 см. Рассчитайте число переноса, элек- трическую подвижность и подвижность иона калия, если удельная электропроводность 0,1 М КСl равна 1,29 См/м.

##### Экзаменационный билет № 11

1. Мономолекулярные реакции. Теория активированного комплекса в применении к мономоле- кулярным реакциям. Область применимости полученных соотношений. Объяснение «повышен- ных» и «заниженных» значений предэкспоненциального множителя. Теория соударений в при- менении к мономолекулярным реакциям. Схема Линдемана и ее сопоставление с опытными дан- ными. Причины неточности схемы Линдемана.
2. Термодинамический аспект теории активированного комплекса. Энтропия активации. Соот- ношения между опытной и истинной энергией активации.
3. Числа переноса и методы их определения.
4. Напишите электронно-ионные полуреакции, протекающие на электродах, и выражения соот- ветствующих потенциалов для указанных ниже электродов. а) Н+,Cr2O72-, Cr3+| Pt; б)SO42-| PbSO4, Pb

б) критерии оценивания компетенций (результатов):

|  |  |
| --- | --- |
| **Оценка** | **Критерии оценки** |
| Отлично 36-40 | Студент должен:* продемонстрировать глубокое и прочное усвоение знаний про- граммного материала;
* исчерпывающе, последовательно, грамотно и логически стройно изложить теоретический материал;
* правильно формулировать определения;
* продемонстрировать умения самостоятельной работы с литера- турой;
* уметь сделать выводы по излагаемому материалу.
 |
| Хорошо 30-35 | Студент должен:* продемонстрировать достаточно полное знание программного материала;
* продемонстрировать знание основных теоретических понятий; достаточно последовательно, грамотно и логически стройно изла- гать материал;
* продемонстрировать умение ориентироваться в литературе;
* уметь сделать достаточно обоснованные выводы по излагаемому материалу.
 |
| Удовлетворительно 24-29 | Студент должен:* продемонстрировать общее знание изучаемого материала;
* показать общее владение понятийным аппаратом дисциплины;
* уметь строить ответ в соответствии со структурой излагаемого вопроса;
* знать основную рекомендуемую программой учебную литерату- ру.
 |
| Неудовлетворительно 23 и меньше | Студент демонстрирует:* незнание значительной части программного материала;
* не владение понятийным аппаратом дисциплины;
* существенные ошибки при изложении учебного материала;
* неумение строить ответ в соответствии со структурой излагаемо- го вопроса;
* неумение делать выводы по излагаемому материалу.
 |

*в) Описание шкалы оценивания:* 4х балльная: отлично, хорошо, удовлетворительно, неудовлетво- рительно. Пересчет шкалы в 100 бальную осуществляется в соответствии соответствует п. 3.4.2. СМК-ПЛ-7.5-06 «Положения о кредитно-модульной системе НИЯУ МИФИ».

###### Примерное типовое задание и контрольные вопросы по защите лабораторной работы

*Оценочное средство № 3*

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Ф ЕД ЕР АЛ Ь НО Е Г ОС У Д АР С Т В ЕНН ОЕ АВ Т ОН ОМ Н ОЕ О БР АЗ ОВ А ТЕЛ Ь НО Е У Ч Р ЕЖ Д Е Н ИЕ В Ы С Ш ЕГ О ОБР АЗ О В АН ИЯ

« Н а ц и о н а л ь н ы й и с с л е д о в а т е л ь с к и й я д е р н ы й у н и в е р с и т е т « М И Ф И »

##### Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования «Нацио- нальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

#### (ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

##### ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление **04.03.02 «Химия, физика и механика материалов»**

Образовательная программа

##### «Наноматериалы для биологии и медицины»

Дисциплина Физическая химия

### Вопросы для защиты лабораторных работ

##### По разделам 1 – 3. Задание №1.

1. Тепловой эффект химической реакции. Отличие теплового эффекта реакции от теплоты про- цесса. Тепловой эффект реакции при V = const, P = const. Связь между ними.
2. Теплоемкость, зависимость теплоемкости от температуры. Расчет теплоемкости идеального газа. Применение теплоемкости для расчета тепловых эффектов реакции.
3. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Расчет тепловых эффектов с исполь- зованием термодинамических таблиц.

**Знать:** основы термохимии.

**Уметь:** рассчитывать термодинамические характеристики процессов (тепловой эффект реакции, его зависимость от температуры, изменение теплоемкости при протекании реакции).

**Владеть:** методами расчета и определения теплот процессов с использованием табличных дан- ных.

##### Задание № 2

1. Математическое выражение 2 закона термодинамики.
2. Расчет S298 по калориметрическим данным.
3. Изменение энтропии при протекании химической реакции при стандартных условиях, при лю- бой другой температуре.
4. Статистический расчет энтропии.

##### Задание №3

1. Общие условия равновесия. Термодинамические потенциалы. Определение возможностей протекания процессов при V, T = const, Р, Т = const, S,V = const,

S, Р = const.

1. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Условия равновесия в однокомпонентных системах при Р и Т = const, при Р и Т const.
2. Уравнение Клаузиуса – Клапейрона. Характеристики процесса, которые можно рассчитать с использованием уравнения Клаузиуса-Клапейрона.

##### Задание № 4

1. Химическое равновесие в системах с несмешанными конденсированными фазами при Р, Т = const.
2. Уравнение изотермы химической реакции при Р, Т = const, V, Т = const.
3. Определение возможности протекания химической реакции с использованием уравнения изо- термы химической реакции. Какие данные надо иметь, чтобы пользоваться уравнением изотермы химической раекции.
4. Зависимость константы равновесия от Т (уравнение изобары, изохоры). Какие характеристики химической реакции можно рассчитать с использованием уравнения изобары химической реак- ции.
5. Расчет констант равновесия химической реакции.

##### Задание № 5

1. Парциальные мольные величины. Химический потенциал.
2. Уравнение Гиббса-Дюгема. Идеальные и реальные растворы. Активность Стандартное состоя- ние.
3. Расчет активности (необходимые данные для расчета активности при различных стандартных состояниях).

##### Раздел 4. Задание 1.

1. Что понимают под термином “скорость реакции”?
2. Что такое кинетическое уравнение? Какой вид имеет кинетическое уравнение для элементар- ной реакции? Для сложной реакции?
3. Что такое порядок реакции по данному веществу? Что такое общий порядок?
4. Каков физический смысл константы скорости? Какова размерность константы скорости?
5. Напишите стехиометрическое уравнение и механизм реакции разложения Н2О2 в присутствии K2Cr2O7.
6. Сформулируйте принцип квазиравновесия и выведите кинетическое уравнение процесса в дифференциальной форме.
7. Как обрабатываются экспериментальные данные по разложению Н2О2 дифференциальным методом?
8. Выведите кинетическое уравнение разложения Н2О2 в интегральной форме. Как обрабатыва- ются экспериментальные данные интегральным методом?
9. Напишите экспериментальную установку для разложения Н2О2. Почему эта установка назы- вается установкой постоянного давления?
10. Как проверить герметичность установки?
11. Как рассчитать концентрацию перекиси водорода в реакторе, зная объём выделившегося кис- лорода?
12. Влияние температуры на скорость реакции. Вывод уравнения Аррениуса.
13. Энергия активации. Расчёт энергии активации.

##### Задание 2.

1. Дайте определение скорости реакции по данному компоненту.
2. Что такое кинетическое уравнение?
3. Каков физический смысл константы скорости реакции?
4. Что такое частный порядок реакции по данному компоненту? Что такое общий порядок?
5. Почему реакция иодирования ацетона является реакцией второго порядка? каков механизм ре- акции в кислой среде?
6. Какова размерность константы скорости реакции второго порядка?
7. В чѐм заключается принцип квазиравновесия и как он используется при выводе кинетического уравнения реакции йодирования ацетона?
8. Запишите кинетическое уравнение иодирования ацетона в дифференциаль-ной форме.
9. Зависит ли скорость иодирования ацетона от концентрации йода в реакционной смеси?
10. Выедите интегральную форму кинетического уравнения иодирования.
11. Как графически определить константу скорости иодирования?
12. Как рассчитать начальную концентрацию ацетона, катализатора, йода?
13. Для чего при титровании йода тиосульфатом натрия в колбочку для титрования вносится рас- твор NaHCO3?
14. Какой метод контроля за скоростью реакции иодирования используется в настоящей работе?
15. Какой метод контроля за скоростью реакции иодирования может быть предложен ещѐ?
16. Как определяется энергия активации из экспериментальных данных?
17. В каких единицах измеряется энергия активации?
18. Каков физический смысл энергии активации?
19. Почему иодирование ацетона является автокаталитической реакцией и где при выводе кине- тического уравнения это используется?
20. Почему, титруя йод тиосульфатом, можно делать вывод о количестве вступившего в реакцию ацетона?

**Знать:** основы химической кинетики.

**Уметь:** рассчитывать кинетические параметры процесса из кинетических кривых (интегральный и дифференциальный методы расчёта)

**Владеть:** методами расчета и определения энергии активации химических реакций, скоростей химических реакций, констант скоростей, обрабатывать кинетические кривые, методами реше- ния кинетических уравнений сложных реакций

**Раздел 7.**

##### Контрольные вопросы к защите лабораторной работе по теме «Коррозия».

1. Какой процесс называется коррозией (электрохимической коррозией)?
2. Причины коррозии.
3. Какие частицы могут быть окислителями при коррозии.
4. Факторы, влияющие на процесс коррозии.
5. Коррозия 2-х электродной системы при атмосферных условиях.
6. Анодные, катодные процессы.
7. Водородная, кислородная деполяризация.
8. Влияние рН на коррозионную стойкость.
9. Пассивация металлов.
10. Как изменяется потенциал катода при коррозии.
11. Какие металлы может окислять кислород (водород) в нейтральной среде. 12.Коррозия, если включения инородных металлов малы (не столь малы).

13.Коррозия бронзы в кислой среде при доступе воздуха. 14.Коррозия латуни (медь- цинк) в кислой среде при доступе воздуха.

1. Какой процесс протекает на аноде при коррозии алюминиево-медного сплава в кислой среде в присутствии воздуха.
2. Какие процессы протекают на катоде при коррозии никелированного железа в щелочной сре- де в присутствии воздуха.
3. Методы защиты металлов от коррозии.
4. В чем заключается смысл катодной защиты от коррозии, а также защиты с применением про- текторов.

##### Свойства растворов электролитов.

Задание 1.

1. Средний ионный коэффициент активности 0,6m водного раствора K3РО4 при 298 K равен 0,164. Рассчитайте среднюю ионную моляльность, среднюю и общую активность электролита, изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,2m, γ± = 0,244.
2. Вычислите среднюю и общую активность 20,0m водного раствора хлорида лития при 298 К, зная величину его коэффициента активности γ± = 62,4. Найдите изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,1m (γ± = 0,803).
3. Средний ионный коэффициент активности 0,9m водного раствора сульфата хрома при 298 K равен 0,0194. Вычислите среднюю ионную моляльность, среднюю и общую активность электро- лита, изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,2m (γ± = 0,030).

**Задачи для защиты лабораторных работ по разделу 7 «Электрохимия»**

(Байрамов В.М. Основы электрохимии.: Учеб. пособие. М.: « Академия», 2005. 240 с.)

**1**.( №24 с. 33. )Найдите значение теплового эффекта кристаллической решетки хлорида калия при 298К, используя данные, кДж∙моль-1: теплота образования KCl(T)ΔfH0 = -436,84; энтальпия

субл

возгонки калия ΔН

0 = 89,0; тепловой эффект диссоциации хлора Δ

дис

Н0 = 242,60; потенциал

ионизации калия Еи,1 = 419,0; сродство хлора к электрону Ес.э. = -349,0.

2.( №21 с.32.) Рассчитайте тепловой эффект кристаллической решетки гидрида лития при 298 К, используя термодинамический цикл Борна – Габера и следующие значения, кДж∙моль-1: энталь-

пия образования LiH(T)ΔfH0 = -90,5; энтальпия сублимации лития ΔН 0 = 148,0; энтальпия дис-

субл

социации водорода ΔдисН0 = 432,0; потенциал ионизации лития Еи,1 = 520,3; сродство электрона к атомарному водороду Ес.э. = -72,8.

1. (№6 с.64.) Средний ионный коэффициент активности 0,6m водного раствора K3РО4 при 298 K равен 0,164. Рассчитайте среднюю ионную моляльность, среднюю и общую активность электро- лита, изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,2m, γ± = 0,244.
2. (№9 с.65.) Рассчитайте среднюю и общую активность 0,9m водного раствора бромида цинка при 298 К, используя значение его коэффициента активности γ± = 0,809. Оцените изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,2m (γ± = 0,510).
3. (№60 с.68.) Найдите значение рН следующих водных растворов при 298 К: а)0,1 М HClO4; б)0,1 М HClO + 0,02 М Mg(ClO4)2.

6.(№59 с.68.) Рассчитайте рН следующих водных растворов при 298 К: а)0,02 М HBr; б)0,02 М HBr + 0,08 М KBr.

7.(№58 с.68.) Рассчитайте рН следующих водных растворов при 298 К: а)4∙10-3 М HNO3; б) 4∙10-3 М HNO3 + 2∙10-3 М Ca(NO3)2.

1. (№72 с.69.) Найдите значение растворимости хлорида серебра в воде при 298 К, если рК0S = 9,75.
2. (№74 с.69.) Определите растворимость гидроксида бария в воде при 298 К, используя значение рК0S= 2,3.

10.(№79 с.69.) Определите растворимость нитрита серебра при 298 К, зная рК0S= 3,8: а) в воде; б) 0,02 М растворе КΝО2; в) 0,02 М растворе К2SО4.

11.(№80 с.69.) Вычислите растворимость сульфида серебра при 298 К, зная рК0S= 49,4: а) в воде; б) 10-3 М АgΝО3; в) 10-3 М КΝО3.

12.( №19 с.103.) Рассчитайте удельную электропроводность раствора, состоящего из нитрата кальция (С = 10-2 М ) и азотной кислоты; рН 0,5. Предельные подвижности ионов, См ∙ м2/моль: λ0(1/2 Са2+) = 59,5 ∙ 10-4, λ0(Н+) = 350 ∙ 10-4 и λ 0 (ΝО3- )= 71,5 ∙ 10-4.

13(№20 с.103.) Найдите удельную электропроводность раствора, содержащего 0,1 М бромид ба- рия и кислоту НВr; рН 0. Предельные подвижности ионов: λ0(1/2 Ва2+) = 63,6 ∙ 10-4, λ0(Н+) = 350 ∙ 10-4 и λ 0 (Br- )= 78,1 ∙ 10-4 См ∙ м2/моль.

14.(№26 с104.) Определите степень диссоциации, рН раствора и константу диссоциации уксус- ной кислоты при разведении 32 л/моль, если при 298 К удельная электрическая проводимость раствора равна 2,8754 ∙ 10-2 См /м, а предельные подвижности ионов Н3О+ и СН3СОО- соответ- ственно равны 349,8 ∙ 10-4 и 40,9 ∙ 10-4 См ∙ м2/моль.

15.(№63 с108.) Раствор, содержащий 0,75% нитрата серебра, подвергнут электролизу в аппарате Гитторфа с серебряными электродами. После электролиза в анодном пространстве обнаружено 0,291 г АgΝО3 в 30 г Н2О, на катоде осадилось 0,0756 г серебра. Вычислите числа переноса ионов серебра и ΝО3-.

16.(№69 с108.) При определении чисел переноса методом движущейся границы под действием тока силой 5,21 мА в течение 67 мин граница между 0,1 М раствором КСl и индикаторным рас- твором СdСl2 прошла расстояние 4,64 см вдоль трубки диаметром 0,54 см. Рассчитайте число пе- реноса, электрическую подвижность и подвижность иона калия, если удельная электропровод- ность 0,1 М КСl равна 1,29 См/м.

1. (№34 с 189.) Напишите электронно-ионные полуреакции, протекающие на электродах, и вы- ражения соответствующих потенциалов для указанных ниже электродов. а) Н+,Cr2O72-, Cr3+| Pt; б)SO42-| PbSO4, Pb
2. (№45 с 190.) Напишите электронно-ионные полуреакции, протекающие на электродах, и вы- ражения соответствующих потенциалов для указанных ниже электродов. а) Н+| O3,O2,Pt; б)OH-| Mn(OH)2,Mn

19.( №46 с 190.) Представьте схематически электрохимические цепи, в которых самопроизволь- но протекают указанные ниже реакции. Вычислите по справочным данным при 25 °С стандарт- ные значения ЭДС элемента, изменения энергии Гиббса и константу равновесия реакции.

a) Co + Sn2+ ↔ Co2+ + Sn; б)Ni + 2AgCl ↔ NiCl2 + 2Ag

20. (№52 с 190. .) Представьте схематически электрохимические цепи, в которых самопроиз- вольно протекают указанные ниже реакции. Вычислите по справочным данным при 25 °С стан- дартные значения ЭДС элемента, изменения энергии Гиббса и константу равновесия реакции.

a) Sn2+ +2Fe3+ ↔ Sn4+ +2Fe2+ ; б) Ag+ 1\2Cl2 ↔ AgCl

21.(№63 с 191.) Напишите полуреакции, протекающие на электродах, и суммарную реакцию при работе электрохимической цепи. Получите уравнение для ЭДС цепи. Определите стандартное значение ЭДС при 25 °С. a) Ag| Ni| NiCl2| AgCl, Ag; б) Pt |СО2, НСООН|Н2SО4|Н2, Pt 22.(№78 с 191) . Напишите полуреакции, протекающие на электродах, и суммарную реакцию при работе электрохимической цепи. Получите уравнение для ЭДС цепи. Определите стандартное значение ЭДС при 25 °С. a)Cu,Cu2S|K2S|S|Cu б)Pb,PbBr2| Ni Br2|Ni|Pb

1. (№120 с. 194.) ЭДС цепи Pt,Н2(р=1бар)| НСl(0,0356m)| AgCl, Ag| Pt при298 К равна 0,4182 В. Рассчитайте значение стандартного потенциала хлорсеребряного электрода с учетом γ±(НСl), вы- числяемого по уравнению Гюнтельберга.|
2. (№130 с 195.) Определите ЭДС электрохимической цепи при температуре 298 К

Ag|Сr| Сr 3+(1,25 ∙ 10-6 М)|| Ag+(0,035 М)| Ag

используя справочные данные о стандартных потенциалах и коэффициентов активности ионов, ионная сила раствора равна 0,100.

1. (№158 с. 198.) Определите ЭДС электрохимической цепи при температуре 298 К: Pt,Н2 |масляная кислота (0,2 М)|| муравьиная кислота(1,6 М)| Н2, Pt

Если известны значения констант диссоциации указанных кислот соответственно рКа=4,821 и рКа=3,752. Приняв равными единице давления (в бар) газообразного водорода в обоих электро- дах и коэффициенты активности ионов.

1. (№168 с. 199.) Определите ЭДС электрохимической цепи при температуре 298 К: Pt,Н2 (р̃=1)| NН4ОН (0,8 М)|| СН3СООН (0,3 М)| (р̃=1) Н2, Pt

Если известны значения констант диссоциации Кd (NН4ОН )=1,77∙10-5 и рКа=4,757. Приняв рав- ными единице коэффициенты активности ионов.

**Знать:** основы электрохимии, основы термодинамики растворов электролитов;

**Уметь:** рассчитывать термодинамические характеристики растворов электролитов;

**Владеть:** методами расчета и определения коэффициентов активности ионов и электролита в за- висимости от ионной силы раствора

б) критерии оценивания компетенций (результатов) при защите лабораторной работы:

1. самостоятельность выполнения задания по лабораторной работе;
2. правильное оформление отчета по лабораторной работе;
3. правильный ответ на индивидуальное задание, способность проводить несложные расче- ты;
4. умение анализировать и обсуждать полученные результаты;
5. умение формулировать выводы/заключение.

в) описание шкалы оценивания при защите лабораторной работы

Работа считается выполненной, в случае обязательного выполнения критериев 1,2. В критериях 3

- 5 допустимы недочеты, которые могут быть учтены при собеседовании студента и преподава- теля. Защищенной считается работа, если студент продемонстрировал достаточный уровень по- нимания материала, ответил на предложенные вопросы, ответ проиллюстрировал проверенными задачами.

Студенты, пропустившие лабораторные занятия, отрабатывают их в индивидуальном порядке в соответствии с графиком консультаций преподавателя и графиком работы специализированной лаборатории.

##### Коллоквиум

*Оценочное средство № 4*

##### а) типовые вопросы к коллоквиуму

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Ф ЕД ЕР АЛ Ь НО Е Г ОС У Д АР С Т В ЕНН ОЕ АВ Т ОН ОМ Н ОЕ ОБР АЗ ОВ А Т ЕЛ Ь НО Е У Ч Р ЕЖД Е Н ИЕ В Ы С Ш ЕГ О ОБР АЗ ОВ АН ИЯ

« Н а ц и о н а л ь н ы й и с с л е д о в а т е л ь с к и й я д е р н ы й у н и в е р с и т е т « М И Ф И »

##### Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования «Нацио- нальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

#### (ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

##### ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление **04.03.02 «Химия, физика и механика материалов»**

Образовательная программа

##### «Наноматериалы для биологии и медицины»

Дисциплина Физическая химия

# Вопросы для коллоквиумов

##### Раздел 1. Химическая термодинамика

1. Термодинамическая система. Параметры и функции состояния термодинамической системы. Формы обмена энергией термодинамической системы с окружающей средой. Выражение коли- чества работы через параметры состояния термодинамической системы.
2. Первый закон термодинамики. Обмен энергией в форме работы и теплоты. Понятия: внутрен- няя энергия, энтальпия. Обмен энергией в форме теплоты. Изобарная и изохорная теплоёмкости. Вывод уравнения состояния идеального газа (с применением первого закона термодинамики) при адиабатическом расширении.
3. Термодинамический процесс. Обратимые и необратимые процессы. Равновесные и неравно- весные процессы. Самопроизвольный процесс. Классификация термодинамических процессов в зависимости от условий их проведения.
4. Термохимия. Закон Гесса и следствия из закона Гесса. Теплоты образования и теплоты сгора- ния. Расчёт тепловых эффектов физико-химических процессов.
5. Зависимость тепловых эффектов химических реакций от температуры. Закон Кирхгофа. Экспе- риментальное определение тепловых эффектов химических процессов.
6. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Второе начало термодинамики. Теорема Карно-Клаузиуса. Принцип существования энтропии. Принцип возрастания энтропии.
7. Энтропия и термодинамическая вероятность. Уравнение Больцмана. Расчёт изменения энтро- пии в изотермическом, изобарном и изотермическом процессах.
8. Постулат Планка. Абсолютная энтропия. Зависимость энтропии от температуры. Расчёт энтро- пии при различных температурах.
9. Потерянная работа и некомпенсированная теплота.
10. Характеристические функции и термодинамические потенциалы. Фундаментальное уравнение термодинамики. Соотношения Максвелла. Использование уравнений Максвелла для вывода раз- личных термодинамических соотношений
11. Энергия Гиббса и Гельмгольца. Критерии равновесия и самопроизвольного про-текания про- цессов. Энтальпийный и энтропийный фактор. Химическое сродство.
12. Полезная работа. Уравнения Гиббса-Гельмгольца.
13. Химический потенциал. Связь химического потенциала с другими термодина-мическими по- тенциалами. Вывод уравнения для расчёта химического потенциала идеального газа. Равновесие в поле внешних сил. Полные химические потенциалы. Термодинамический вывод гипсометриче- ского закона.
14. Основные понятия термодинамики идеальных и реальных газов. Уравнение для расчёта хими- ческого потенциала реального газа. Метод Льюиса. Фугитивность. Коэффициент активности. Расчёт коэффициента активности через параметры состоя-ния реальных газов.

##### Раздел 2. Фазовое и химическое равновесия.

1. Фаза. Условия фазового равновесия. Правило фаз Гиббса. Понятия: независимый компонент, вариантность системы.
2. Равновесные соотношения при фазовых переходах (уравнение Клаузиуса-Клапейрона). Вывод уравнений линий фазового равновесия твёрдоежидкое; жид-кое↔газ; твёрдое↔газ для фазовой диаграммы воды.
3. . Фазовые диаграммы однокомпонентных систем. Фазовые диаграммы воды, серы, фосфора. Полиморфные превращения.
4. Фазовые диаграммы двухкомпонентных систем. Фазовые переходы первого рода. Фазовые диаграммы конгруэнтно и инконгруэнтно плавящихся систем. Уравнение Шредера.
5. Фазовые переходы второго рода. Коэффициенты изотермической сжимаемости и термическо- го расширения. Уравнения Эренфеста.
6. Химическое равновесие. Закон действующих масс. Константа равновесия. Химическое равно- весие в гетерогенных системах.
7. Уравнение изотермы химической реакции (уравнение Вант-Гоффа).
8. Влияние температуры на химическое равновесие. Уравнения изохоры и изобары химической реакции (вывод).
9. Влияние на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.
10. Тепловая теорема Нернста (её следствия). Третье начало термодинамики.
11. Химическое сродство. Стандартный изобарный потенциал образования.

##### Раздел 3. Термодинамика растворов (растворы неэлектролитов)

1. Парциальные мольные величины. Способы определения парциальных мольных величин из опытных данных для бинарных систем.
2. Растворы. Способы выражения состава растворов. Термодинамика процесса рас-творения. 28.Идеальные растворы. Закон Рауля и его термодинамический вывод. Отклонения от закона Ра- уля. Неидеальные растворы и их свойства. Метод активностей. Коэф-фициенты активности и их определение по парциальным давлениям компонентов. Первое стандартное состояние.
3. Идеальные бесконечно разбавленные растворы. Уравнение Гиббса-Дюгема и Гиббса-Дюгема- Маргулиса. Закон Генри. Растворимость газов в жидкостях.

Второе стандартное состояние.

1. Растворы нелетучих растворённых веществ. Коллигативные свойства. Изменение температур кипения и замерзания растворов нелетучих веществ. Эбуллиоскопиче-ская и криоскопическая постоянные.
2. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
3. Свойства смесей жидкостей. Равновесие жидкость-пар в двухкомпонентных си-стемах. Равно- весные составы пара и жидкости. Различные виды диаграмм состоя-ния. Законы Гиббса- Коновалова. Разделение веществ путем перегонки. Азеотроп-ные смеси и их свойства.

##### Раздел 4. Химическая кинетика и катализ

1. Предмет химической кинетики. Скорость химической реакции. Основной по-стулат кине- тики. Закон действующих масс. Простые (элементарные) и сложные ре-акции.
2. Кинетические уравнения односторонних элементарных реакций нулевого, первого, второ- го, n-го порядков. Методы определения порядков реакций. Метод подстановки, графический ме-

тод, метод времени полупревращения. Метод выделе-ния Оствальда. Концентрационный и вре- менной варианты.

1. Сложные реакции. Принцип независимости сосуществования, принцип де-тального рав- новесия. Кинетика двусторонних (обратимых) реакций, параллельных реакций первого порядка.
2. Сложные реакции. Сопряженные реакции. Понятия актор, индуктор, акцеп-тор, фактор индукции.
3. Сложные реакции. Последовательные (консекутивные) реакции. Принцип лимитирующей стадии. Кинетические закономерности консекутивных реакций первого порядка. Анализ кинети- ческих уравнений.
4. Стационарное и квазистационарное протекание реакций в открытых и закры-тых систе- мах. Метод Боденштейна. Квазиравновесное приближение.
5. Цепные реакции. Кинетические особенности цепных реакций. Зарождение цепи, развитие цепи (продолжение и разветвление цепи), обрыв цепи.
6. Цепные реакции с разветвленными цепями. Элементарная вероятностная тео-рия цепных реакций. Кинетические особенности цепных процессов в зависимости от соотношения вероятно- сти обрыва и разветвления цепи. Горение и взрыв. Пре-дельные явления в разветвленных цеп- ных реакциях. Нижний и верхний пределы самовоспламенения. Полуостров воспламенения. Влияние добавок инертного газа на положение пределов воспламенения.
7. Зависимость скорости химических реакций от температуры. Теория Аррениу-са. Теория активных соударений (ТАС). Физический смысл констант уравнения Аррениуса с позиций ТАС. Частотный (энтропийный) фактор.
8. Теория активных соударений в применении к мономолекулярным реакциям. Схема Лин- демана. Теория активных соударений в применении к бимолекулярным реакциям.
9. Теория активированного комплекса или переходного состояния. Теория абсо-лютных ско- ростей реакций. Поверхность потенциальной энергии. Основные допу-щения теории активиро- ванного комплекса и область его применимости. Истинная энергия активации. Соотношения между опытной и истинной энергией активации.
10. Применение теории абсолютных скоростей реакций к оценке предэкспоненци-ального множителя в элементарных реакциях.
11. Особенности реакций с нетермической активацией. Фотохимические реакции. Особенно- сти фотохимических реакций. Первый и второй законы фотохимии. Пер-вичные и вторичные фо- тохимические процессы. Кинетика фотохимических про-цессов. Механизм Штерна-Фольмера. Вторичные фотохимические процессы с об-разованием и без образования кинетических цепей. Радиационно-химические реак-ции.
12. Катализ. Ингибирование. Основные понятия и определения в теории катализа.
13. Теория промежуточных соединений в катализе. Механизмы каталитических ре-акций. Уравнение Михаэлиса-Ментен.
14. Автокатализ.
15. Гетерогенный катализ. Адсорбция на поверхности катализатора. Физическая ад-сорбция и хемосорбция. Кинетика гетерогенно-каталитических реакций. Мономо-лекулярные и бимолеку- лярные каталитические реакции. Механизмы Лэнгмюра – Хиншельвуда (механизм гетерогенной каталитической реакции на поверхности ка-тализатора между двумя адсорбированными части- цами) и механизм Или-Ридиелла (между адсорбированной молекулой и молекулой в газовой фа- зе)
16. Ферментативный катализ. Общие определения и понятия. Кинетика фермента-тивной ре- акции с одним субстратом. Способы определения кинетических парамет-ров. Ингибирование ферментативных реакций. Активность ферментов.

##### б) критерии оценивания компетенций (результатов)

Ответ оценивается по следующим критериям:

Правильность, полнота, логичность построения ответа; Умение оперировать специальными терминами;

Умение вывести математические соотношения в соответствии с теоретическим материалом;

Использование в ответе дополнительного материала;

Умение иллюстрировать теоретические положения практическим материалом.

##### в) описание шкалы оценивания

На коллоквиуме ответ студента оценивается в соответствие с предлагаемой шкалой.

|  |  |
| --- | --- |
| **Отлично**10 баллов | Ответ оценивается на «Отлично» при:правильном, полном и логично построенном ответе на все вопросы билета;умении оперирования специальными терминами; использовании в ответе дополнительного материала;умении иллюстрировать теоретические положения практиче- ским материалом; |
| **Хорошо**с 8 до 9 баллов | Ответ оценивается на «Хорошо» при:правильном, полном и логично построенном ответе, но имеются негрубые ошибки и неточности;умении оперирования специальными терминами, но возможны затруднения в использовании практического материала; умении иллюстрировать теоретические положения практиче-ским материалом, но при этом делаются не вполне законченныевыводы или обобщения; |
| **Удовлетворительно**с 6 до 7 баллов | Ответ оценивается на «Удовлетворительно» при: схематичном, неполном ответе;неумении оперировать специальными терминами или их незна- нии;с одной грубой ошибкойнеумении приводить примеры практического использования научных знаний. |
| **Неудовлетворительно**с 0 до 5 баллов | Ответ оценивается как «Неудовлетворительно» при: ответе на все вопросы билета с грубыми ошибками; неумении оперировать специальной терминологией;неумении приводить примеры практического использования научных знаний. |

##### Домашнее задание

*Оценочное средство № 5*

а) типовые задания домашнего задания (образец):

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Ф ЕД ЕР АЛ Ь НО Е Г ОС У Д АР С Т В ЕНН ОЕ АВ Т ОН ОМ Н ОЕ О БР АЗ ОВ А ТЕЛ Ь НО Е У Ч Р ЕЖ Д Е Н ИЕ В Ы С Ш ЕГ О ОБР АЗ О В АН ИЯ

« Н а ц и о н а л ь н ы й и с с л е д о в а т е л ь с к и й я д е р н ы й у н и в е р с и т е т « М И Ф И »

##### Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования «Нацио- нальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

#### (ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

##### ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление **04.03.02 «Химия, физика и механика материалов»**

Образовательная программа

##### «Наноматериалы для биологии и медицины»

Дисциплина Физическая химия

## Индивидуальные домашние задания

|  |  |
| --- | --- |
| **№ варианта** | **Содержание задания: задача №** |
| 1 | 2-5, стр.25-Е | 19, стр.161-Б | 6-20, стр.73-Е | 9-1, стр.98-Е | 7-7, стр.83-Е |
| 2 | 2-13, стр.26-Е | 17, стр.160-Б | 6-21, стр.73-Е | 9-2, стр.98-Е | 7-8, стр.83-Е |
| 3 | 2-11, стр.26-Е | 4-10, стр.47-Е | 6-11, стр.72-Е | 9-3, стр.98-Е | 7-22, стр.85-Е |
| 4 | 2-12, стр.26-Е | 4-19, стр.48-Е | 6-13, стр.72-Е | 9-28, стр.102-Е | 7-20, стр.85-Е |
| 5 | 2-16. стр.26-Е | 4-23, стр.48-Е | 6-28, стр.74-Е | 9-15, стр.100-Е | 8-18, стр.92-Е |
| 6 | 9, стр.158-Б | 4-24, стр.48-Е | 6-8, стр.72-Е | 9-23, стр.101-Е | 8-9, стр.91-Е |
| 7 | 15, стр.159-Б | 4-25, стр.49-Е | 6-22, стр.73-Е | 9-26, стр.102-Е | 8-7, стр.90-Е |
| 8 | 2-23, стр.28-Е | 5-13, стр.61-Е | 6-4, стр.71-Е | 9-27, стр.102-Е | 8-15, стр.91-Е |
| 9 | 2-26, стр.28-Е | 5-18, стр.61-Е | 6-9, стр.72-Е | 9-28, стр.102-Е | 8-16, стр.91-Е |
| 10 | 2-28, стр.28-Е | 5-17, стр.61-Е | 6-16, стр.73-Е | 9-16, стр.100-Е | 8-18, стр.92-Е |
| 11 | 2-24, стр.28-Е | 5-12, стр.60-Е | 19, стр.161-Б | 9-13, стр.100-Е | 8-1, стр.90-Е |
| 12 | 9, стр.158-Б | 5-24, стр.62-Е | 6-24, стр.73-Е | 9-10, стр.99-Е | 8-12, стр.91-Е |
| 13 | 3-19, стр.37-Е | 5-26, стр.62-Е | 6-7, стр.72-Е | 20, стр.165-Б | 8-13, стр.91-Е |
| 14 | 3-7, стр.35-Е | 5-27, стр.62-Е | 6-27, стр.74-Е | 10, стр.164-Б | 8-12, стр.91-Е |
| 15 | 3-9, стр.35-Е | 5-28, стр.62-Е | 6-30, стр.74-Е | 12, стр.164-Б | 7-17, стр.84-Е |
| **Е** – Еремин В.В. и др. Задачи по физической химии. – М.Изд-во «Экзамен», 2003 г. – 320с.**Б** – Бурухин С.Б. Основные закономерности физико-химических процессов. – Обнинск, 2001 г. |

##### Варианты индивидуальных домашних заданий по разделу 4 (7 семестр).

**Раздел 4. «Химическая кинетика**

|  |  |
| --- | --- |
| **№ темы.** | **Содержание задания\*: задача №** |
| 1. | 5 (с.32) 9 | 9 (c.33) | 10 (с.33) | 16 (с.35) | 19 (с.35) |
| 2. | 37 (с.38) | 39 (с.38) | 43 (с.39) | 46 (с.40) | 50 (с.41) |
| 3. | 54 (с.42) | 56 (с.42) | 58 (с.43) | 59 (с.43) | 61 (с.44) |
| 4. | 3 (с.96) | 4 (с.96) | 23 (с.99) | 62 (с.44) | 67 (с.45) |
| 5. | 2 (с.136) | 6 (с.137) | 7 (с.138) | 11 (с.139) | 15 (с.140) |
| 6. | 22 (с.214) | 23 (с.214) | 34 (с.215) | 36 (с.215) | 37 (с.215) |
| 7. | 53 (с.217) | 63 (с.219) | 64 (с.219) | 65 (с.219) | 99 (с.225) |
| \* - Байрамов В.М. Химическая кинетика и катализа: Примеры и задачи с решениями. М.:Издательский центр «Академия». 2003. 320 с |

б) Оценивается успешность выполнения ИДЗ по следующим критериям: правильно выстроенная логическая последовательность при решении задачи;

отсутствие ошибок при использовании теоретических соотношений при решении задач; правильно используется размерность физических величин;

полнота и логичность изложения представленного решения задачи;

способность решить аналогичную (но более простую задачу), предложенную преподавателем при защите домашнего задания в его присутствии, либо способность вывести использованные в задаче соотношения.

в) описание шкалы оценивания:

Максимальный балл за индивидуальное домашнее задание – 5. Каждая правильно решенная за- дача оценивается в 1 балл (максимально – 5 баллов).

##### Контрольные работы

*Оценочное средство № 6*

##### а) типовые варианты для контрольных работ

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Ф ЕД ЕР АЛ Ь НО Е Г ОС У Д АР С Т В ЕНН ОЕ АВ Т ОН ОМ Н ОЕ О БР АЗ ОВ А ТЕЛ Ь НО Е У Ч Р ЕЖ Д Е Н ИЕ В Ы С Ш ЕГ О ОБР АЗ О В АН ИЯ

« Н а ц и о н а л ь н ы й и с с л е д о в а т е л ь с к и й я д е р н ы й у н и в е р с и т е т « М И Ф И »

##### Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования «Нацио- нальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

#### (ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

##### ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление **04.03.02 «Химия, физика и механика материалов»**

Образовательная программа

##### «Наноматериалы для биологии и медицины»

Дисциплина Физическая химия

# Комплект заданий для контрольной работы

##### Тема: Химическая кинетика

Билет 1.

1. Дать определение понятиям: скорость химической реакции, механизм реакции, период полу- превращения, простая (сложная) реакция. **- 1 балл**
2. Для реакции, протекающей в жидкой фазе,

H3AsO4 + 2H+ + 3I- → H3AsO3 + I3- + H2O

выразите скорость процесса через изменения количеств каждого из участвующих в реакции ве- ществ. **-2 балла**

1. Укажите порядок приведенных ниже реакций отдельно по веществам и в целом: **- 2 балла**

а) 2А → 4В + С, -dCA/dt = kCA

б) 2А+ В → 2С + D + B, -dCA/dt = kCACB

1. Выведите выражение для константы скорости реакции нулевого порядка. Укажите размер- ность константы. **– 2 балла**
2. Можно ли по виду уравнения химической реакции определить: а) порядок реакции, б) меха- низм реакции, в) молекулярность реакции? - **2 балла**
3. Перечислить методы определения порядков реакции. **– 1 балл**

Билет 2.

1. Что такое средняя и истинная скорость химической реакции, как они связаны между собой? Как их можно определить графически?
2. Как выражается скорость элементарной реакции С2H5Br + OH- → C2H5OH + Br- через концен- трации этанола и щелочи?
3. Укажите порядок приведенных ниже реакций отдельно по веществам и в целом:

а) 2A + B → 2C, dCC/dt = kC 2 B

C

A

б) A + B → C, dCC/dt = kCA CB-1

1. Выведите выражение для константы скорости реакции первого порядка. Укажите размерность константы.
2. Что такое кинетическое уравнение?
3. Графический метод определения порядка реакции.

Билет 3.

1. Что такое молекулярность и порядок химической реакции? Совпадает ли порядок реакции с ее молекулярностью?
2. Во сколько раз увеличится скорость прямой и обратной элементарных реакций A ↔ 2D в газовой фазе при увеличении давления в 3 раза?
3. Укажите порядок приведенных ниже реакций отдельно по веществам и в целом:

а) 2A + B → 2C, dCC/dt = kCACC-1/2 б) A + 2B → C + D, dCC/dt = kCACB2CC

1. Выведите выражение для константы скорости реакции второго порядка. Укажите размерность константы.
2. Что такое кинетическая кривая?
3. Как определить методом подстановки порядок реакции.

Билет 4.

1. От чего зависит: а) скорость химической реакции, б) константа скорости химической реакции?
2. Скорость реакции второго порядка А + В → D равна 2.7∙10-7 моль∙л-1∙с-1 при концентрациях веществ А и В, соответственно, 3.0∙10-3 моль∙л-1 и 2.0 моль∙л-1. 3. Рассчитайте константу скоро- сти.
3. Чему равен общий порядок элементарных реакций: а)Cl + H2 → HCl + H; б) 2NO + Cl2 → 2NOCl?
4. Выведите выражение для константы скорости реакции второго порядка. Укажите размер- ность константы.
5. как определить порядок реакции по периоду полупревращения.
6. В чем заключается различие понятий «порядок» и «молекулярность» химической реакции? В каком случае эти величины могут быть равны?

Билет 5.

1. Дать определение понятиям: скорость химической реакции, механизм реакции, период полу- превращения, простая (сложная) реакция.
2. Для реакции, протекающей в жидкой фазе,

H3AsO4 + 2H+ + 3I- → H3AsO3 + I3- + H2O

выразите скорость процесса через изменения количеств каждого из участвующих в реакции ве- ществ.

1. Укажите порядок приведенных ниже реакций отдельно по веществам и в целом:

а) 2А → 4В + С, -dCA/dt = kCA

б) 2А+ В → 2С + D + B, -dCA/dt = kCACB

1. Выведите выражение для константы скорости реакции нулевого порядка. Укажите размер- ность константы.
2. Можно ли по виду уравнения химической реакции определить: а) порядок реакции, б) меха- низм реакции, в) молекулярность реакции?
3. Перечислить методы определения порядков реакции.

Билет 6.

1. Что такое средняя и истинная скорость химической реакции, как они связаны между собой? Как их можно определить графически?
2. Как выражается скорость элементарной реакции С2H5Br + OH- → C2H5OH + Br- через концен- трации этанола и щелочи?
3. Укажите порядок приведенных ниже реакций отдельно по веществам и в целом:
4. Выведите выражение для константы скорости реакции первого порядка. Укажите размерность константы.
5. Что такое кинетическое уравнение?
6. Графический метод определения порядка реакции.

Билет 7.

1. Что такое молекулярность и порядок химической реакции? Совпадает ли порядок реакции с ее молекулярностью?
2. Во сколько раз увеличится скорость прямой и обратной элементарных реакций A ↔ 2D в газовой фазе при увеличении давления в 3 раза?
3. Укажите порядок приведенных ниже реакций отдельно по веществам и в целом:

а) 2A + B → 2C, dCC/dt = kCACC-1/2 б) A + 2B → C + D, dCC/dt = kCACB2CC

1. Выведите выражение для константы скорости реакции второго порядка. Укажите размерность константы.
2. Что такое кинетическая кривая?
3. Как определить методом подстановки порядок реакции.

Билет 8.

1. От чего зависит: а) скорость химической реакции, б) константа скорости химической реакции?
2. Скорость реакции второго порядка А + В → D равна 2.7∙10-7 моль∙л-1∙с-1 при концентрациях веществ А и В, соответственно, 3.0∙10-3 моль∙л-1 и 2.0 моль∙л-1. 3. Рассчитайте константу скоро- сти.
3. Чему равен общий порядок элементарных реакций: а)Cl + H2 → HCl + H; б) 2NO + Cl2 → 2NOCl?
4. Выведите выражение для константы скорости реакции второго порядка. Укажите размер- ность константы.
5. как определить порядок реакции по периоду полупревращения.
6. В чем заключается различие понятий «порядок» и «молекулярность» химической реакции? В каком случае эти величины могут быть равны?

Билет 9.

1. Дать определение понятиям: скорость химической реакции, механизм реакции, период полу- превращения, простая (сложная) реакция.
2. Для реакции, протекающей в жидкой фазе,

H3AsO4 + 2H+ + 3I- → H3AsO3 + I3- + H2O

выразите скорость процесса через изменения количеств каждого из участвующих в реакции ве- ществ.

1. Укажите порядок приведенных ниже реакций отдельно по веществам и в целом:

а) 2А → 4В + С, -dCA/dt = kCA

б) 2А+ В → 2С + D + B, -dCA/dt = kCACB

1. Выведите выражение для константы скорости реакции нулевого порядка. Укажите размер- ность константы.
2. Можно ли по виду уравнения химической реакции определить: а) порядок реакции, б) меха- низм реакции, в) молекулярность реакции?
3. Перечислить методы определения порядков реакции.

Билет 10.

1. Что такое средняя и истинная скорость химической реакции, как они связаны между собой? Как их можно определить графически?
2. Как выражается скорость элементарной реакции С2H5Br + OH- → C2H5OH + Br- через концен- трации этанола и щелочи?
3. Укажите порядок приведенных ниже реакций отдельно по веществам и в целом:
4. Выведите выражение для константы скорости реакции первого порядка. Укажите размерность константы.
5. Что такое кинетическое уравнение?
6. Графический метод определения порядка реакции.

Билет 11.

1. Что такое молекулярность и порядок химической реакции? Совпадает ли порядок реакции с ее молекулярностью?
2. Во сколько раз увеличится скорость прямой и обратной элементарных реакций A ↔ 2D в газовой фазе при увеличении давления в 3 раза?
3. Укажите порядок приведенных ниже реакций отдельно по веществам и в целом:

а) 2A + B → 2C, dCC/dt = kCACC-1/2 б) A + 2B → C + D, dCC/dt = kCACB2CC

1. Выведите выражение для константы скорости реакции второго порядка. Укажите размерность константы.
2. Что такое кинетическая кривая?
3. Как определить методом подстановки порядок реакции.

Билет 12.

1. От чего зависит: а) скорость химической реакции, б) константа скорости химической реакции?
2. Скорость реакции второго порядка А + В → D равна 2.7∙10-7 моль∙л-1∙с-1 при концентрациях веществ А и В, соответственно, 3.0∙10-3 моль∙л-1 и 2.0 моль∙л-1. 3. Рассчитайте константу скоро- сти.
3. Чему равен общий порядок элементарных реакций: а)Cl + H2 → HCl + H; б) 2NO + Cl2 → 2NOCl?
4. Выведите выражение для константы скорости реакции второго порядка. Укажите размер- ность константы.
5. как определить порядок реакции по периоду полупревращения.
6. В чем заключается различие понятий «порядок» и «молекулярность» химической реакции? В каком случае эти величины могут быть равны?

##### Тема: Электрохимия Контрольная работа 1

**Билет 1.**

* 1. Рассчитайте тепловой эффект кристаллической решетки гидрида лития при 298 К, исполь- зуя термодинамический цикл Борна – Габера и следующие значения, кДж∙моль-1: энтальпия об-

разования LiH(T)ΔfH0 = -90,5; энтальпия сублимации лития ΔН 0 = 148,0; энтальпия диссоциа-

субл

ции водорода ΔдисН0 = 432,0; потенциал ионизации лития Еи,1 = 520,3; сродство электрона к ато- марному водороду Ес.э. = -72,8. **– 1 балл**

* 1. Определите энергию гидратации ионов Na+ и Cl- при 250C по термодинамическому циклу с учетом теплоты растворения ΔрастН = 3,89 кДж∙моль-1 и теплового эффекта кристаллической ре- шетки каменной соли ΔНт(298К) = 788,3 кДж∙моль-1 .- **1 балл**
	2. Средний ионный коэффициент активности 0,6m водного раствора K3РО4 при 298 K равен 0,164. Рассчитайте среднюю ионную моляльность, среднюю и общую активность электролита, изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,2m, γ± = 0,244. **– 2 балла**
	3. Рассчитайте рН следующих водных растворов при 298 К: а)0,02 М HBr; б)0,02 М HBr + 0,08 М KBr. **– 2 балла**
	4. Определите растворимость гидроксида бария в воде при 298 К, используя значение рК0 = 2,3. – 2
	5. Определите растворимость нитрита серебра при 298 К, зная рК0 = 3,8: а) в воде;

S

б) 0,02 М растворе КΝО2; в) 0,02 М растворе К2SО4. **– 2 балла**

##### Билет 2.

1. Определите тепловой эффект кристаллической решетки хлорида лития при 298 К, исполь-

зуя цикл Борна – Габера и данные, кДж∙моль-1: энтальпия возгонки лития ΔН 0 = 148,0; энталь-

субл

пия диссоциации хлора ΔдисН0 = 242,68; потенциал ионизации лития Еи,1 = 520,3; сродство элек- трона к атомарному хлору Ес.э. = -349,0; теплота образования LiCl(T)ΔfH0 = -408,27.

1. Рассчитайте для ионов лития и фтора при 298 К энергию гидратации по термодинамиче- скому циклу с учетом теплоты растворения ΔрастН = 4,6 кДж∙моль-1 и теплового эффекта кри- сталлической решетки ΔНт(298К) = 1033,7 кДж∙моль-1 .
2. Определите среднюю ионную моляльность, среднюю и общую активность 0,9m водного раствора Th(NO3)4 при 298 К, зная его коэффициент активности γ± = 0,409. Чему равно изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,1m (γ± = 0,279)?
3. Найдите значение рН следующих водных растворов при 298 К: а)0,1 М HClO4; б)0,1 М HClO + 0,02 М Mg(ClO4)2.
4. Найдите значение растворимости хлорида серебра в воде при 298 К, если рК0S = 9,75.
5. Вычислите растворимость сульфида серебра при 298 К, зная рК0S= 49,4: а) в воде; б) 10-3 М АgΝО3; в) 10-3 М КΝО3.

##### Билет 3.

1. Вычислите тепловой эффект кристаллической решетки фторида натрия при 298 К на осно- вании цикла Борна – Габера, используя данные, кДж∙моль-1: теплота образования NaF(T)ΔfH0 = -

субл

573,63; энтальпия сублимации натрия ΔН

0 = 108,70; энтальпия диссоциации фтора Δ

дисН0 =

159,0; потенциал ионизации натрия Еи,1 = 520,3; сродство электрона к атомарному фтору Ес.э. = - 328,0.

1. Определите энергию гидратации ионов Na+ и Cl- при 250C по термодинамическому циклу с учетом теплоты растворения ΔрастН = 3,89 кДж∙моль-1 и теплового эффекта кристаллической ре- шетки каменной соли ΔНт(298К) = 788,3 кДж∙моль-1.
2. Вычислите среднюю и общую активность 20,0m водного раствора хлорида лития при 298 К, зная величину его коэффициента активности γ± = 62,4. Найдите изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,1m (γ± = 0,803).
3. Вычислите степень диссоциации и рН 10-3 М водного раствора цианистоводородной кисло- ты HCN, если рКа = 9,3.
4. Найдите значение растворимости сульфата ртути в воде при 298 К, если рК0S = 6,2
5. Вычислите растворимость бромида серебра при 298 К, зная рК0 = 12,3: а) в воде; б) в 0,01М

S

растворе бромида калия; в) в 0,01 М растворе нитрата калия.

##### Билет 4.

1. Найдите значение теплового эффекта кристаллической решетки хлорида калия при 298 К, используя данные, кДж∙моль-1: теплота образования KCl(T)ΔfH0 = -436,84; энтальпия возгонки ка-

лия ΔН 0 = 89,0; тепловой эффект диссоциации хлора Δ Н0 = 242,60; потенциал ионизации

субл дис

калия Еи,1 = 419,0; сродство хлора к электрону Ес.э. = -349,0.

1. Рассчитайте энергию гидратации ионов Rb+ и I- при 25°С по по термодинамическому циклу из экспериментальных значений теплоты растворения ΔрастН = 27,2 кДж∙моль-1 и теплового эф- фекта кристаллической решетки RbI ΔНт = 629,7 кДж∙моль-1 .
2. Средний ионный коэффициент активности 10,0 моляльного водного раствора хлорида кальция при 298 K равен 43,0. Определите среднюю и общую активность электролита, изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,01m (γ± = 0,731).
3. Определите степень диссоциации и рН 10-2 М водного раствора хлорноватистой кислоты HClO, если рКа = 7,5.
4. Найдите значение растворимости ацетата серебра в воде при 298 К, если рК0S =2,7 .
5. Вычислите растворимость хлорида серебра при 298 К, зная рК0 = 9,75: а) в воде; б) в10-2 М

S

растворе хлорида натрия; в) в 10-3 М растворе нитрата натрия.

##### Билет 5.

* 1. Определите тепловой эффект кристаллической решетки хлорида лития при 298 К, исполь- зуя цикл Борна – Габера и данные, кДж∙моль-1: энтальпия образования ΔfH0CaO(T)= -635,1; Ca(г)=

- 177,8; О(г)= 249,2; потенциал первичной и вторичной ионизации кальция Еи,1 = 589,8; Еи,2 = 1145,4; сродство кислорода к электрону Ес.э.(О)= -141,0; Ес.э.(О-) = 851,0.

* 1. Рассчитайте энергию по термодинамическому циклу из экспериментальных значений теп- лоты растворения в этаноле ΔрастН = -32,05 кДж∙моль-1 и теплового эффекта кристаллической решетки NaI ΔНт = 705,8 кДж∙моль-1 .
	2. Рассчитайте среднюю и общую активность 0,9m водного раствора бромида цинка при 298 К, используя значение его коэффициента активности γ± = 0,809. Оцените изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,2m (γ± = 0,510).
	3. Рассчитайте степень диссоциации и рН 10-2 М водного раствора уксусной кислоты CH3CH2OH, для которой рКа = 4,75.
	4. Найдите значение растворимости хлорида серебра в воде при 298 К, если рК0S = 9,75.
	5. Вычислите растворимость сульфида серебра при 298 К, зная рК0S= 49,4: а) в воде; б) 10-3 М АgΝО3; в) 10-3 М КΝО3.

##### Билет 6.

1. Оцените значение теплового эффекта кристаллической решетки фторида калия при 298 К, используя цикл Борна – Габера и данные, кДж∙моль-1: теплота образования КF(T) ΔfH0 =-562,75;

субл

энтальпия сублимации калия ΔН

0 = 89,0; энтальпия диссоциации фтора Δ

дис

Н0 = 159,0; потен-

циал ионизации калия Еи,1 = 419,0; сродство фтора к электрону Ес.э. = -328,0.

1. Оцените энергию сольватации ионов Na+ и I- в метаноле при 25° С по термодинамическо- му циклу по экспериментальным значениям теплоты растворения в метаноле ΔрастН = -32,05 кДж∙моль-1 и теплового эффекта кристаллической решетки NaI ΔНт = 705,8 кДж∙моль-1 .
2. Средний ионный коэффициент активности 0,9m водного раствора сульфата хрома при 298 K равен 0,0194. Вычислите среднюю ионную моляльность, среднюю и общую активность элек- тролита, изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,2m (γ± = 0,030).
3. Рассчитайте рН следующих водных растворов при 298 К: а)4∙10-3 М HNO3; б) 4∙10-3 М HNO3 + 2∙10-3 М Ca(NO3)2.
4. Определите растворимость гидроксида бария в воде при 298 К, используя значение рК0 =

2,3.

1. Определите растворимость нитрита серебра при 298 К, зная рК0 = 3,8: а) в воде;

S

б) 0,02 М растворе КΝО2; в) 0,02 М растворе К2SО4.

##### Билет 7.

* 1. Рассчитайте тепловой эффект кристаллической решетки гидрида лития при 298 К, исполь- зуя термодинамический цикл Борна – Габера и следующие значения, кДж∙моль-1: энтальпия об-

разования LiH(T)ΔfH0 = -90,5; энтальпия сублимации лития ΔН 0 = 148,0; энтальпия диссоциа-

субл

ции водорода ΔдисН0 = 432,0; потенциал ионизации лития Еи,1 = 520,3; сродство электрона к ато- марному водороду Ес.э. = -72,8.

* 1. Определите энергию ионов Na+ и Cl- при 250C по по термодинамическому циклу с учетом теплоты растворения ΔрастН = 3,89 кДж∙моль-1 и теплового эффекта кристаллической решетки каменной соли ΔНт(298К) = 788,3 кДж∙моль-1 .
	2. Средний ионный коэффициент активности 0,6m водного раствора K3РО4 при 298 K равен 0,164. Рассчитайте среднюю ионную моляльность, среднюю и общую активность электролита, изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,2m, γ± = 0,244.
	3. Рассчитайте рН следующих водных растворов при 298 К: а)0,02 М HBr; б)0,02 М HBr + 0,08 М KBr.
	4. Найдите значение растворимости сульфата ртути в воде при 298 К, если рК0S = 6,2.
	5. Вычислите растворимость бромида серебра при 298 К, зная рК0 = 12,3: а) в воде; б) в 0,01М

S

растворе бромида калия; в) в 0,01 М растворе нитрата калия.

##### Билет 8.

1. Определите тепловой эффект кристаллической решетки хлорида лития при 298 К, исполь-

зуя цикл Борна – Габера и данные, кДж∙моль-1: энтальпия возгонки лития ΔН 0 = 148,0; энталь-

субл

пия диссоциации хлора ΔдисН0 = 242,68; потенциал ионизации лития Еи,1 = 520,3; сродство элек- трона к атомарному хлору Ес.э. = -349,0; теплота образования LiCl(T)ΔfH0 = -408,27.

1. Рассчитайте для ионов лития и фтора при 298 К энергию гидратации по термодинамиче- скому циклу с учетом теплоты растворения ΔрастН = 4,6 кДж∙моль-1 и теплового эффекта кри- сталлической решетки ΔНт(298К) = 1033,7 кДж∙моль-1 .
2. Определите среднюю ионную моляльность, среднюю и общую активность 0,9m водного раствора Th(NO3)4 при 298 К, зная его коэффициент активности γ± = 0,409. Чему равно изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,1m (γ± = 0,279)?
3. Найдите значение рН следующих водных растворов при 298 К: а)0,1 М HClO4; б)0,1 М HClO + 0,02 М Mg(ClO4)2.
4. Найдите значение растворимости ацетата серебра в воде при 298 К, если рК0S =2,7 .
5. Вычислите растворимость хлорида серебра при 298 К, зная рК0 = 9,75: а) в воде; б) в10-2 М

S

растворе хлорида натрия; в) в 10-3 М растворе нитрата натрия.

##### Билет 9.

1. Вычислите тепловой эффект кристаллической решетки фторида натрия при 298 К на осно- вании цикла Борна – Габера, используя данные, кДж∙моль-1: теплота образования NaF(T)ΔfH0 = -

субл

573,63; энтальпия сублимации натрия ΔН

0 = 108,70; энтальпия диссоциации фтора Δ

дисН0 =

159,0; потенциал ионизации натрия Еи,1 = 520,3; сродство электрона к атомарному фтору Ес.э. = - 328,0.

1. Определите энергию гидратации ионов Na+ и Cl- при 250C по по термодинамическому цик- лу с учетом теплоты растворения ΔрастН = 3,89 кДж∙моль-1 и теплового эффекта кристаллической решетки каменной соли ΔНт(298К) = 788,3 кДж∙моль-1.
2. Вычислите среднюю и общую активность 20,0m водного раствора хлорида лития при 298 К, зная величину его коэффициента активности γ± = 62,4. Найдите изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,1m (γ± = 0,803).
3. Вычислите степень диссоциации и рН 10-3 М водного раствора цианистоводородной кисло- ты HCN, если рКа = 9,3.
4. Найдите значение растворимости хлорида серебра в воде при 298 К, если рК0S = 9,75.
5. Вычислите растворимость сульфида серебра при 298 К, зная рК0S= 49,4: а) в воде; б) 10-3 М АgΝО3; в) 10-3 М КΝО3.

##### Билет 10.

1. Найдите значение теплового эффекта кристаллической решетки хлорида калия при 298 К, используя данные, кДж∙моль-1: теплота образования KCl(T)ΔfH0 = -436,84; энтальпия возгонки ка-

лия ΔН 0 = 89,0; тепловой эффект диссоциации хлора Δ Н0 = 242,60; потенциал ионизации

субл дис

калия Еи,1 = 419,0; сродство хлора к электрону Ес.э. = -349,0.

1. Рассчитайте энергию гидратации ионов Rb+ и I- при 25°С по по термодинамическому циклу из экспериментальных значений теплоты растворения ΔрастН = 27,2 кДж∙моль-1 и теплового эф- фекта кристаллической решетки RbI ΔНт = 629,7 кДж∙моль-1.
2. Средний ионный коэффициент активности 10,0 моляльного водного раствора хлорида кальция при 298 K равен 43,0. Определите среднюю и общую активность электролита, изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,01m (γ± = 0,731).
3. Определите степень диссоциации и рН 10-2 М водного раствора хлорноватистой кислоты HClO, если рКа = 7,5.
4. Определите растворимость гидроксида бария в воде при 298 К, используя значение рК0 = 2,3.
5. Определите растворимость нитрита серебра при 298 К, зная рК0 = 3,8: а) в воде;

S

б) 0,02 М растворе КΝО2; в) 0,02 М растворе К2SО4.

##### Билет 11.

* 1. Определите тепловой эффект кристаллической решетки хлорида лития при 298 К, исполь- зуя цикл Борна – Габера и данные, кДж∙моль-1: энтальпия образования ΔfH0CaO(T)= -635,1; Ca(г)=

- 177,8; О(г)= 249,2; потенциал первичной и вторичной ионизации кальция Еи,1 = 589,8; Еи,2 = 1145,4; сродство кислорода к электрону Ес.э.(О)= -141,0; Ес.э.(О-) = 851,0.

* 1. Рассчитайте энергию ионов Na+ и I- в этаноле при 25° С по по термодинамическому циклу из экспериментальных значений теплоты растворения в этаноле ΔрастН = -32,05 кДж∙моль-1 и теп- лового эффекта кристаллической решетки NaI ΔНт = 705,8 кДж∙моль-1 .
	2. Рассчитайте среднюю и общую активность 0,9m водного раствора бромида цинка при 298 К, используя значение его коэффициента активности γ± = 0,809. Оцените изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,2m (γ± = 0,510).
	3. Рассчитайте степень диссоциации и рН 10-2 М водного раствора уксусной кислоты CH3CH2OH, для которой рКа = 4,75.
	4. Найдите значение растворимости сульфата ртути в воде при 298 К, если рК0S = 6,2
	5. Вычислите растворимость бромида серебра при 298 К, зная рК0 = 12,3: а) в воде; б) в 0,01М

S

растворе бромида калия; в) в 0,01 М растворе нитрата калия.

##### Билет 12.

1. Оцените значение теплового эффекта кристаллической решетки фторида калия при 298 К, используя цикл Борна – Габера и данные, кДж∙моль-1: теплота образования КF(T) ΔfH0 =-562,75;

субл

энтальпия сублимации калия ΔН

0 = 89,0; энтальпия диссоциации фтора Δ

дис

Н0 = 159,0; потен-

циал ионизации калия Еи,1 = 419,0; сродство фтора к электрону Ес.э. = -328,0.

1. Оцените энергию ионов Na+ и I- в метаноле при 25° С по термодинамическому циклу по экспериментальным значениям теплоты растворения в метаноле ΔрастН = -32,05 кДж∙моль-1 и теплового эффекта кристаллической решетки NaI ΔНт = 705,8 кДж∙моль-1 .
2. Средний ионный коэффициент активности 0,9m водного раствора сульфата хрома при 298 K равен 0,0194. Вычислите среднюю ионную моляльность, среднюю и общую активность элек- тролита, изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,2m (γ± = 0,030).
3. Рассчитайте рН следующих водных растворов при 298 К: а)4∙10-3 М HNO3; б) 4∙10-3 М HNO3 + 2∙10-3 М Ca(NO3)2.
4. Найдите значение растворимости ацетата серебра в воде при 298 К, если рК0S =2,7 .
5. Вычислите растворимость хлорида серебра при 298 К, зная рК0 = 9,75: а) в воде; б) в10-2 М

S

растворе хлорида натрия; в) в 10-3 М растворе нитрата натрия.

##### Билет 13.

1. Рассчитайте тепловой эффект кристаллической решетки гидрида лития при 298 К, исполь- зуя термодинамический цикл Борна – Габера и следующие значения, кДж∙моль-1: энтальпия об-

разования LiH(T)ΔfH0 = -90,5; энтальпия сублимации лития ΔН 0 = 148,0; энтальпия диссоциа-

субл

ции водорода ΔдисН0 = 432,0; потенциал ионизации лития Еи,1 = 520,3; сродство электрона к ато- марному водороду Ес.э. = -72,8.

1. Определите энергию и энтальпию гидратации ионов Na+ и Cl- при 250C по по термодина- мическому циклу с учетом теплоты растворения ΔрастН = 3,89 кДж∙моль-1 и теплового эффекта кристаллической решетки каменной соли ΔНт(298К) = 788,3 кДж∙моль-1 при ε = 78,3; (*д*ε/*д*Т)р = - 0,356 К-1; rNa+ = 0,095 нм и rСl- = 0,181 нм.
2. Средний ионный коэффициент активности 0,6m водного раствора K3РО4 при 298 K равен 0,164. Рассчитайте среднюю ионную моляльность, среднюю и общую активность электролита, изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,2m, γ± = 0,244.
3. Рассчитайте рН следующих водных растворов при 298 К: а)0,02 М HBr; б)0,02 М HBr + 0,08 М KBr.
4. Найдите значение растворимости хлорида серебра в воде при 298 К, если рК0S = 9,75.
5. Вычислите растворимость сульфида серебра при 298 К, зная рК0S= 49,4: а) в воде; б) 10-3 М АgΝО3; в) 10-3 М КΝО3.

##### Билет 14.

1. Определите тепловой эффект кристаллической решетки хлорида лития при 298 К, исполь-

зуя цикл Борна – Габера и данные, кДж∙моль-1: энтальпия возгонки лития ΔН 0 = 148,0; энталь-

субл

пия диссоциации хлора ΔдисН0 = 242,68; потенциал ионизации лития Еи,1 = 520,3; сродство элек- трона к атомарному хлору Ес.э. = -349,0; теплота образования LiCl(T)ΔfH0 = -408,27.

1. Рассчитайте для ионов лития и фтора при 298 К энергию гидратации из термодинамическо- го цикла с учетом теплоты растворения ΔрастН = 4,6 кДж∙моль-1 и теплового эффекта кристалли- ческой решетки ΔНт(298К) = 1033,7 кДж∙моль-1.
2. Определите среднюю ионную моляльность, среднюю и общую активность 0,9m водного раствора Th(NO3)4 при 298 К, зная его коэффициент активности γ± = 0,409. Чему равно изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,1m (γ± = 0,279)?
3. Найдите значение рН следующих водных растворов при 298 К: а)0,1 М HClO4; б)0,1 М HClO + 0,02 М Mg(ClO4)2. 27. Найдите значения потенциальной энергии взаимодействия ионов меди с ионной атмосферой в 10-3 М растворах сульфатов при 298 К в метаноле (ε = 32,7).
4. Определите растворимость гидроксида бария в воде при 298 К, используя значение рК0 =

2,3.

S

1. Определите растворимость нитрита серебра при 298 К, зная рК0 = 3,8: а) в воде;

б) 0,02 М растворе КΝО2; в) 0,02 М растворе К2SО4.

##### Билет 15.

* 1. Вычислите тепловой эффект кристаллической решетки фторида натрия при 298 К на осно- вании цикла Борна – Габера, используя данные, кДж∙моль-1: теплота образования NaF(T)ΔfH0 = -

субл

573,63; энтальпия сублимации натрия ΔН

0 = 108,70; энтальпия диссоциации фтора Δ

дисН0 =

159,0; потенциал ионизации натрия Еи,1 = 520,3; сродство электрона к атомарному фтору Ес.э. = - 328,0.

* 1. Определите энергию гидратации ионов Na+ и Cl- при 250C по по термодинамическому цик- лу с учетом теплоты растворения ΔрастН = 3,89 кДж∙моль-1 и теплового эффекта кристаллической решетки каменной соли ΔНт(298К) = 788,3 кДж∙моль-1 .
	2. Вычислите среднюю и общую активность 20,0m водного раствора хлорида лития при 298 К, зная величину его коэффициента активности γ± = 62,4. Найдите изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,1m (γ± = 0,803).
	3. Вычислите степень диссоциации и рН 10-3 М водного раствора цианистоводородной кисло- ты HCN, если рКа = 9,3.
	4. Найдите значение растворимости сульфата ртути в воде при 298 К, если рК0S = 6,2
	5. Вычислите растворимость бромида серебра при 298 К, зная рК0 = 12,3: а) в воде; б) в 0,01М

S

растворе бромида калия; в) в 0,01 М растворе нитрата калия.

##### Контрольная работа 2

**Вариант 1.**

1. Найдите удельную электропроводность раствора, содержащего 0,1 М бромид бария и кислоту НВr; рН 0. Предельные подвижности ионов: λ0(1/2 Ва2+) = 63,6 ∙ 10-4, λ0(Н+) = 350 ∙ 10-4 и λ 0 (Br-

)= 78,1 ∙ 10-4 См ∙ м2/моль.

1. Представьте схематически электрохимические цепи, в которых самопроизвольно протекают указанные ниже реакции. Вычислите по справочным данным при 25 °С стандартные значения ЭДС элемента, изменения энергии Гиббса и константу равновесия реакции:

a) Co + Sn2+ ↔ Co2+ + Sn; б)Ni + 2AgCl ↔ NiCl2 + 2Ag

1. Раствор, содержащий 0,75% нитрата серебра, подвергнут электролизу в аппарате Гитторфа с серебряными электродами. После электролиза в анодном пространстве обнаружено 0,291 г АgΝО3 в 30 г Н2О, на катоде осадилось 0,0756 г серебра. Вычислите числа переноса ионов сереб- ра и ΝО3-.
2. Определите ЭДС электрохимической цепи при температуре 298 К:

Pt,Н2 |масляная кислота (0,2 М)|| муравьиная кислота(1,6 М)| Н2, Pt

Если известны значения констант диссоциации указанных кислот соответственно рКа=4,821 и рКа=3,752. Приняв равными единице давления (в бар) газообразного водорода в обоих электро- дах и коэффициенты активности ионов.

1. Напишите полуреакции, протекающие на электродах, и суммарную реакцию при работе элек- трохимической цепи. Получите уравнение для ЭДС цепи. Определите стандартное значение ЭДС при 25 °С. a) Ag| Ni| NiCl2| AgCl, Ag; б) Pt |СО2, НСООН|Н2SО4|Н2, Pt
2. Электрическое сопротивление ячейки для измерения электропроводности, наполненной 0,01 М раствором хлорида калия, равно 368 Ом при 298 К. Удельная электропроводность этого раствора 0,1413 См/м. Ячейку наполняют раствором нитрата кальция, концентрация которого равна С1, электросопротивление R1=12,84 Ом. Затем добавляют к этому раствору хлорид кальция с кон- центрацией С2, электросопротивление суммарного раствора R2=9,61 Ом. Найдите концентрации С1 иС2. Данные о подвижностях возьмите в справочнике.

##### Вариант 2.

1. Рассчитайте удельную электропроводность раствора, состоящего из нитрата кальция

(С = 10-2 М ) и азотной кислоты; рН 0,5. Предельные подвижности ионов, См ∙ м2/моль: λ0(1/2 Са2+) = 59,5 ∙ 10-4, λ0(Н+) = 350 ∙ 10-4 и λ 0 (ΝО3- )= 71,5 ∙ 10-4.

1. При определении чисел переноса методом движущейся границы под действием тока силой 5,21 мА в течение 67 мин граница между 0,1 М раствором КСl и индикаторным раствором СdСl2 прошла расстояние 4,64 см вдоль трубки диаметром 0,54 см. Рассчитайте число переноса, элек- трическую подвижность и подвижность иона калия, если удельная электропроводность 0,1 М КСl равна 1,29 См/м.
2. Представьте схематически электрохимические цепи, в которых самопроизвольно протекают указанные ниже реакции. Вычислите по справочным данным при 25 °С стандартные значения ЭДС элемента, изменения энергии Гиббса и константу равновесия реакции.

a) Sn2+ +2Fe3+ ↔ Sn4+ +2Fe2+ ; б) Ag+ 1\2Cl2 ↔ AgCl

1. Определите ЭДС электрохимической цепи при температуре 298 К:

Pt,Н2 (р̃=1)| NН4ОН (0,8 М)|| СН3СООН (0,3 М)| (р̃=1) Н2, Pt

Если известны значения констант диссоциации Кd (NН4ОН )=1,77∙10-5 и рКа=4,757. Приняв рав- ными единице коэффициенты активности ионов.

1. Напишите электронно-ионные полуреакции, протекающие на электродах, и выражения соот- ветствующих потенциалов для указанных ниже электродов. а) Н+,Cr2O72-, Cr3+| Pt; б)SO42-| PbSO4, Pb
2. Электрическое сопротивление ячейки для измерения электропроводности, наполненной 0,02 М раствором хлорида калия, равно 155,5 Ом при 298 К. Удельная электропроводность этого рас- твора 0,2765 См/м. Ячейку наполняют раствором нитрата кобальта (2), концентрация которого равна С1, электросопротивление R1=3,43 Ом. Затем добавляют к этому раствору второй- нитрата натрия с концентрацией С2, электросопротивление суммарного раствора R2=2,65 Ом. Найдите концентрации С1 иС2. Данные о подвижностях возьмите в справочнике.

б) Критерии и шкала оценивания

**Контрольная работа-** письменное задание, предусматривающее самостоятельный ответ студен- та в свободной форме на поставленные вопросы. В качестве вопросов могут использоваться во- просы, входящие, как в план лекционных занятий, так и сформулированные преподавателем до- полнительно в соответствии с тематикой лекционных занятий и/или темами, предусмотренными для самостоятельного изучения.

Время проведения контрольной работы – 90 мин на работу.

|  |  |
| --- | --- |
| **Оценка** | **Критерии оценки** |
| Отлично 10 баллов | Студент должен:* продемонстрировать глубокое и прочное усвоение знаний про- граммного материала;
* исчерпывающе, последовательно, грамотно и логически стройно изложить теоретический материал;
* правильно формулировать определения;
* продемонстрировать умения самостоятельной работы с литера- турой;
* уметь сделать выводы по излагаемому материалу.
 |
| Хорошос 8 до 9 баллов | Студент должен:* продемонстрировать достаточно полное знание программного материала;
* продемонстрировать знание основных теоретических понятий; достаточно последовательно, грамотно и логически стройно изла- гать материал;
* продемонстрировать умение ориентироваться в литературе;
* уметь сделать достаточно обоснованные выводы по излагаемому материалу.
 |
| Удовлетворительно с 6 до 7 баллов | Студент должен:продемонстрировать общее знание изучаемого материала;* показать общее владение понятийным аппаратом дисциплины;
* уметь строить ответ в соответствии со структурой излагаемого вопроса;
* знать основную рекомендуемую программой учебную литерату- ру.
 |
| Неудовлетворительно с 0 до 86баллов | Студент должен:- незнание значительной части программного материала. |

##### Задания для самостоятельной работы

*Оценочное средство 7*

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Ф ЕД ЕР АЛ Ь НО Е Г ОС У Д АР С Т В ЕНН ОЕ АВ Т ОН ОМ Н ОЕ О БР АЗ ОВ А ТЕЛ Ь НО Е У Ч Р ЕЖ Д Е Н ИЕ В Ы С Ш ЕГ О ОБР АЗ О В АН ИЯ

« Н а ц и о н а л ь н ы й и с с л е д о в а т е л ь с к и й я д е р н ы й у н и в е р с и т е т « М И Ф И »

##### Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования «Нацио- нальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

#### (ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

##### ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление **04.03.02 «Химия, физика и механика материалов»**

Образовательная программа

##### «Наноматериалы для биологии и медицины»

Дисциплина Физическая химия

# Комплект разноуровневых задач (заданий)

**Первый закон термодинамики.**

1. Определить работу обратимого изобарного расширения 5 моль идеального газа при его нагревании от 298 до 4000К.
2. Вывести, исходя из первого закона термодинамики, уравнение состояния идеального газа в адиабатическом процессе.
3. Используя определение энтальпии, доказать, что Ср,m=Cv,m+R.
4. Аргон, находящийся при давлении 1 атмосфера и температуре 250С расширяется обратимо и адиабатически от 0,5 до 1 дм3. Какова его конечная температура; сколько работы проделано си- стемой в процессе её расширения; каково изменение внутренней энергии?
5. Два моль аргона в цилиндре сечением 5 см3 при давлении 5 атмосфер расширяется адиабати- чески против внешнего давления 1 атм. Во время расширения аргон отодвигает поршень на 10 см. Начальная температура газа 3000К. Какова его конечная температура? Какова совершённая при расширении газа работа? Каково изменение внутренней энергии?
6. При 250С и 1013 гПа в сосуде находится 1кг N2. Вычислить теплоту, работу и изменение внутренней энергии при: а) изохорном увеличении давления до 2026 гПа; б) при изобарном рас- ширении до трёхкратного объёма.
7. Какое количество работы будет совершено 1 кг СО2 при повышении его температуры на 2000С при постоянном давлении?
8. В резервуаре при 2980К находится неизвестный газ. Предположительно это азот или аргон. При адиабатическом расширении 0,005 м3 этого газа до объёма 0,006 м3 его температура пони- зилась примерно на 200С. Определить, какой из предполагаемых газов находился в сосуде.
9. Рассчитайте теплоту, необходимую для нагревания 0,003 моль аммиака от 273 до 4730К при постоянном давлении. Необходимые данные взять из справочника.
10. Рассчитайте изменение энтальпии при нагревании 2 кг SiO2 от 298 до 8000K, если зависи- мость теплоёмкости от температуры выражается уравнением Ср=46,94+34,3110-3Т+11,3105Т-2.
11. Определите изменение внутренней энергии при испарении 1 кг воды при нормальной темпе- ратуре кипения, если теплота испарения испарения равна 2258,7 кДж/кг. Считать пар идеальным газом и пренебречь объёмом жидкости.
12. В сосуде при 2730К и давлении 0,1 МПа находится 10 моль одноатомного газа в идеальном состоянии. Рассчитайте конечную температуру, давление газа и работу расширения газа до объ- ёма в два раза превышающего первоначальный объём : а) при медленном изотермическом рас- ширении в цилиндре с поршнем, двигающемся без трения; б) при адиабатическом расширении в аналогичных условиях; в) при мгновенном удалении перегородки между сосудом и вакуумиро- ванным пространством того же объема. Объясните различие результатов, полученных в трёх процессах.
13. Определите изменение энтальпии при нагревании 10 кг газообразного метанола от 400 до 7000К при давлении 0,1Мпа. Зависимость теплоёмкости от температуры взять из справочника.
14. Проверить правило Дюлонга и Пти для меди, цинка и кадмия при 170С, если даны истинные удельные теплоёмкости веществ при постоянном давлении (Дж/гК):

для Cu C=0,3849 + 8,89110-5T; для Zn С=0,3795 + 18,5810-6Т; для Cd C=0,2285 + 9,90410-5T.

**Термохимия. Закон Гесса. Закон Кирхгоффа.**

1. Вычислить 0298 реакций и фазовых переходов, воспользовавшись справочными данными о теплотах образования веществ.
	1. 2Mg(тв.) + CO2(г.) = 2MgO(тв.) + C(тв.) ;
	2. CH4(г.) + 2O2(г.) = CO2(г.) + 2 H2O(г.)
	3. N2(г.) + 3H2(г.) = 2NH3(г.);
	4. ZnO(тв.) + C(тв.) = Zn(тв.) + CO(г.);
	5. H2O(ж.) = H2O(г.)
	6. H2O(тв.) = H2O(г.)
	7. 2NH3(г.) + H2SO4(ж.) =(NH4)2SO4(тв.)
	8. CO(г.) + Cl2(г.) = COCl2(г.)
	9. C2H4(г.) + 3O2(г.) = 2CO2(г.) + 2 H2O(г.)
	10. 4NH3(г.) + 3O2(г.) = 2N2(г.) + 6H2O(ж.)
	11. 2NO(г.) + O2(г.) = 2NO2(г.)
	12. 4H2S(г.) + 6O2(г.) = 4SO2(г.) + 4H2O (г.)
	13. 2SO2(г.) + O2(г.) = 2SO3(г.)
	14. H2O(г.) + CO(г.) = CO2(г.) + H2(г.)
	15. C() + H2O(г.) = CO(г.) + H2(г.)
2. Теплоты растворения 1 моль металлического Na и оксида натрия Na2O(тв) в воде при стан- дартных условиях и температуре 2980К соответственно равны -183,79 и –237,94 кДж/моль. Вода в обоих случаях берётся в избытке. Вычислите тепловой эффект 0298 образования оксида натрия из простых веществ при стандартных условиях, если известно, что теплота образования H2O(ж.) равна –285, 84 кДж/моль.
3. Тепловой эффект растворения безводного сульфата лития равна –26,71 кДж/моль. Тепловой эффект растворения кристаллогидрата лития Li2SO4H2O равен –14,31 кДж/моль при 2980К. Вы- числите тепловой эффект образования Li2SO4H2O из безводной соли и воды. Определите про- центное содержание воды в частично выветренном кристаллогидрате сульфата лития, если из- вестно, что тепловой эффект растворения 1 кг этой соли составил –146 кДж.
4. Определите изменение энтальпии при нагревании AgCl от 298 до 10000K при стандартном давлении, а также полную энтальпию хлорида серебра при 10000K (01000). Известно, что при 7280K происходит плавление AgCl. плавл. При этой температуре равно 13,21 кДж/моль. Зави- симость теплоёмкости от температуры температуры взять из справочника. Теплоёмкость AgCl(ж) в интервале температур 728 – 10000К считать постоянной и равной 66,99 кДж/(мольК).
5. В топке сгорает каменный уголь, содержащий 65% углерода. В топочных газах содержится 13%(об.) СО2 и 1%(об) СО, остальное – азот и кислород. Определить теплоту сгорания 1 кг угля,

если известно, что теплота образования СО2(г) равна –393,5 кДж/моль, а теплота образования СО(г) равна –110,5 кДж/моль.

1. Составить уравнение для вычисления стандартного теплового эффекта 0298 образования жидкого бензола, если известны молярные теплоты сгорания жидкого бензола 01, графита

02, водорода 03.

1. Теплоты нейтрализации гидроксида натрия NaOH и гидроксида аммония NH4OH соляной кислотой соответственно равны –55,9 и –51,34 кДж/моль. Определить теплоту диссоциации NH4OH в воде.
2. Определить тепловой эффект аллотропного превращения графита в алмаз, если известно, что теплоты сгорания графита и алмаза до диоксида углерода соответственно равны 0сг.(гр.)=-393 кДж; 0сг.(алмаз.)=-397 кДж.
3. Молярная теплота испарения метанола при 250С составляет 37,4 кДж/моль. Определить теп- лоту испарения метилового спирта при 500С, если молярные теплоёмкости жидкого и газообраз- ного метанола (Ср) соответственно равны 81,6 и 43,9 кДж/(мольК). Считать теплоёмкости в за- данном интервале температур зависящими от температуры. Необходимые данные взять из спра- вочника.
4. Выразите уравнением зависимость теплового эффекта химической реакции СН3ОН(г) +3/2 О2(г) = СО2(г) + 2 Н2О (г) от температуры, которое справедливо для интервала 298 – 10000К.
5. Определите тепловой эффект реакции 2NaOH(тв) + SiO2(тв) = Na2SiO3(тв) + H2O(г) при стан- дартном давлении и 8000К. Необходимые данные взять из справочника. Теплота плавления NaOH при 5950К составляет 6,36 кДж/моль.
6. При растворении 1 моль Zn в разбавленной серной кислоте при 200С и Р=1 атм. Выделяется газообразный водород в количестве 1 моль и 143,1 кДж тепла. Определите изменение внутренней энергии и энтальпии системы в результате протекания химической реакции.

**Второй закон термодинамики.**

1. Докажите самостоятельно теорему Карно-Клаузиуса.
2. При начальной температуре 3730К 1 моль кислорода совершает цикл в идеальной машине Карно. Сначала он расширяется изотермически до двухкратного объёма, а затем адиабатически до трёхкратного объёма по сравнению с первоначальным. После этого он сжимается изотермиче- ски до такого объёма, чтобы в результате последующего адиабатического сжатия вернуться в ис- ходное состояние. Приняв =Ср/Cv = 1,4; рассчитать: а) работу совершённую газом в каждой ча- сти цикла; б) коэффициент полезного действия машины.
3. Рассчитать изменение энтропии при неравновесном переходе в лёд 1 моля переохлаждённой до температуры –50С жидкой воды. Известно, что теплота плавления воды при 2730К составляет 6025 Дж/моль. Теплоёмкость (Ср) жидкой воды и льда считать постоянными и соответственно равными 75,31 и 37,71 Дж/(мольК).
4. Определите изменение энтропии при смешении 1 моль аргона, взятого при температуре 2930К и давлении 1 атмосфера с 2 моль азота, находящегося при давлении 0,1 Мпа и температуре 3230К. Общее давление смеси после смешения газов равно 0,1 Мпа. Считать аргон и азот иде- альными газами, а теплоёмкость каждого газа величиной постоянной и, соответственно, равной для азота Cv=20,84; а для аргона Cv=12,56 Дж/(мольК).
5. Рассчитать изменение энтропии в процессе смешения 5 кг воды, находящейся при температу- ре 800С, и 10 кг воды, находящейся при температуре 200С. Удельную теплоёмкость воды считать постоянной и равной 4,184 Дж/(гК).
6. В термически изолированный сосуд, содержащий 5 кг воды при 300С, вносят 1 кг снега, тем- пература которого равна –100С. Как возрастает энтропия в происходящем процессе, если удель- ная теплота плавления снега составляет 333,3 Дж/г. Удельные теплоёмкости снега и воды со- ставляют соответственно 2,01 и 4,18 Дж/(гК).
7. Определите изменение энтальпии, внутренней энергии и энтропии 2,7 кг воды, взятой при давлении 0,1 Мпа и температуре 2930К в пар, находящийся при давлении 0,05 Мпа и температу-

ре 3730К. Принять Cр (Н2О, ж)=Cv(Н2О, ж)=4,184 кДж/(кгК); теплоту испарения 2260,9 кДж/кг. Считать водяной пар идеальным газом.

1. Вывести выражения для расчёта изменения энтропии в изобарном, изохорном, изотермиче- ском и адиабатном процессах.
2. Вычислить энтропию AgCl при 8700К, если известно, что при температуре 7280К хлорид се- ребра плавится и его теплота плавления пл.=12886,7 Дж/моль. Необходимые для расчёта вели- чины взять из справочника. Учесть температурную зависимость изобарной теплоёмкости AgCl(тв.). Теплоёмкость жидкого хлорида серебра считать постоянной и равной 66,94 Дж/моль.
3. Рассчитайте изменение энтропии в процессе смешения 5 кг этанола, находящегося при тем- пературе 790С с 10 кг воды , находящейся при температуре минус 100С. Принять :1) теплота плавления льда – 6029 Дж/моль; 2) теплота испарения спирта равна 40,2 кДж/ моль; 3) темпера- тура кипения спирта равна 780С4) Ср, тв.(Н2О) = 2 Дж/гК; 5) Ср, ж.(Н2О) =f(T) (воспользоваться справочником) ; 6) Ср, ж.(С2Н5ОН) =f(T) (воспользоваться справочником) ; 7) тепловым эффектом, связанным с охлаждением спирта до точки конденсации пренебречь.

**Характеристические функции. Термодинамические потенциалы. Фугитивность, актив- ность. Химическое сродство. Направление протекания физико-химических процессов.**

1. Вычислить фугитивность и химический потенциал аммиака при Р=10,13 Мпа и Т=4730К. Для аммиака критическая температура равна 405,6 0К, а критическое давление Р=11,3 Мпа. При вы- числении воспользоваться справочником [2].
2. При 2980К и 0,1013 Мпа абсолютные энтропии серы ромбической Sp и серы моноклинной Sм соответственно равны 31,88 и 32,55 Дж /(мольК). Теплоты сгорания Sp и Sм соответственно рав- ны –296,9 и –297,2 кДж/моль. Найти значение G0 для процесса превращения Sp  Sм . Может ли Sp в этих условиях превратиться самопроизвольно в Sм ?
3. Установите возможность (или невозможность) протекания реакций, приведённых в пункте 1 раздела «Термохимия» (ответ подтвердить расчётом).
4. Вычислить G0298 образования СН4, С2Н2, СаСО3, NH3, Н2О(ж) из простых веществ исходя из справочных значений энтальпий образования Н0298 и энтропий образования S0298 .
5. Благоприятствует ли протеканию реакции Ag + ½ Cl2 =AgCl повышение температуры ? От- вет подтвердите расчётом.
6. Рассчитайте G0 при 4000К реакции ½ N2(г) + 3/2 H2(г)=NH3(г) учитывая зависимость энталь- пии, энтропии и теплоёмкости от температуры. Этот же расчёт проведите по методу Тёмкина- Шварцмана и сравните полученные результаты.
7. Возможно ли при стандартных условиях горение Са в атмосфере оксида углерода СО по ре- акции Са(тв)+СО(г)=СаО(тв) + С(тв) ?

**Химическое равновесие.**

1. Вычислить Кр реакции N2O42NO2 и мольную долю образовавшегося NO2 при Р=0,1Мпа и Т=2980К.
2. При 8230К и давлении 1 атмосфера степень диссоциации фосгена СОСl2 на СО и Сl2 равна 77%. Определить Кр и Kс .
3. Методом Темкина-Шварцмана определите константу равновесия Кр при 10000К реакции окисления аммиака NH3+3/4 O21/2 N2 + 3/2 H2O.
4. Определить Кр реакции NH3+3/4 O21/2 N2 + 3/2 H2O , используя значения констант равнове- сия реакций образования аммиака и воды при 10000К: ½ N2(г) + 3/2 H2(г)=NH3(г) , Кр =5,6910-4; Н2 + ½ О2=Н2О , Кр =1,1610-10.
5. Определите константу равновесия реакции SO2 + ½ O2 SO3 при 7000К, если при 5000К Кр

=588,9 (давление выражено в Па), а тепловой эффект реакции в этом диапазоне температур равен –99,48 кДж.

1. Процесс получения Cl2 протекает по реакции 4НCl + О2 =2Н2О +2 Cl2. При смешении 1 моль НCl с 0,48 моль О2 образуется 0,402 моль хлора. Вычислить константу равновесия Кр, если си- стема находится в равновесии при давлении 0,1Мпа и Т=6590К.
2. Константа равновесия реакции H2 + I2 =2HI при 7170К равна 46,7. Определить количество разложившегося HI при нагревании 1 моль иодоводорода до 7170К.
3. Определить, в каком направлении пойдёт реакция 2Cl2(г) +2Н2О(г) 4НCl(г) + О2(г) при смешении по 1 моль хлора, кислорода, хлороводорода и 2 моль паров воды при 10000К, если ln Кр=7,8.
4. Вычислить Кр реакции образования метилового спирта по реакции СО + 2Н2СН3ОН(г) при стандартных условиях.
5. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации веществ А и В обратимой гомо- генной реакции А(г) + 2В(г)С(г). При равновесии концентрации участвующих в реакции ве- ществ равны (моль/л): [A]=0,06; [B]=0,12; [C]=0,0216.
6. Используя справочные данные, найти приблизительное значение температуры, при которой константа равновесия реакции образования водяного газа С(гр.) + Н2О(г)СО(г) + Н2(г) равна единице. Зависимостью энтальпии и энтропии от температуры пренебречь.
7. Константа диссоциации уксусной кислоты при стандартных условиях равна 1,7510-5. Чему равно изменение энергии Гиббса при диссоциации уксусной кислоты?
8. Сформулируйте принцип Ле-Шателье. Проанализируйте влияние температуры, давления, концентрации, катализатора на положение химического равновесия.
9. Химическое равновесие гомогенной реакции А+В2С установилось при следующих концен- трациях (моль/л): [A]=0,08; [B]=0,02; [C]=0,4. В равновесную систему без изменения её объёма добавили 0,2 моль/л вещества В. Рассчитайте равновесные концентрации, установившиеся после смещения химического равновесия, если температура системы всё время поддерживалась посто- янной.
10. Константа равновесия гомогенной системы СО(г) + Н2О(г) СО2(г) + Н2(г) при 8500С равна единице. Вычислите концнтрации всех веществ при равновесии. Если исходные концентрации (моль/л): СО =3;  Н2О =2; СО2= Н2=0. Как изменяться равновесные концентрации компо- нентов при добавлении в равновесную смесь (без изменения её объёма) оксида углерода СО в количестве в три раза превышающего равновесную концентрацию?

**Фазовое равновесие.**

1. Под давлением 0,1013 Мпа лёд плавится при 2730К. Удельный объём льда при 2730К равен 991,1 см3/кг, а воды – 916,6 см3/кг. Молярная теплота плавления льда равна 6010 Дж/моль. Вы- числить давление, при котором лёд будет плавиться при 2710К.
2. Зависимость давления насыщенного пара муравьиной кислоты от температуры выражается уравнением:

для твёрдой фазы: lgP=12,486 –3160/T, для жидкой фазы: lgP=7,884 – 1860/T,

где Р [мм рт.ст.]. Вычислить координаты тройной точки.

1. Через метиловый спирт при 294,50К барботируют воздух, который насыщается его парами. После того, как через метанол пропустили 1 литр воздуха, масса его уменьшилась на 0,201 г. Общее давление в системе неизменно и равно 1 атмосфере. Рассчитать давление насыщенного пара метанола при 294,50К.
2. При нагревании ромбическая сера переходит в моноклинную серу. При этом изменение её объёма составляет 1,3810-5м3/кг. Температура перехода при 0,1013 Мпа составляет 96,70С , а её изменение с давлением определяется коэффициентом dT/dP=3,2610-7 К/Па. Определить теплоту перехода.
3. Температура кипения жидкого метанола при 267 гПа равна 34,70С, а при давлении 533 гПа равна 49,90С. Вычислить температуру кипения при нормальном давлении.
4. Определить давление насыщенного пара четырёхлористого углерода СCl4 при 600С, если при нормальном давлении он кипит при 750С, а теплота парообразования равна 30,833 кДж/моль.
5. Теплота плавления и плотность жидкой и твёрдой ртути при температуре тройной точки (234,30К) соответственно равны:11,8 кДж/кг; 13690 и 14193 кг/м3. Вычислите давление, при ко- тором температура плавления станет равной 235,30К.
6. Определить молярную теплоту плавления дифениламина, если плавление сопровождается увеличением объёма, равным 95,8 см3/кг. Изменение температуры плавления при изменении дав- ления составляет 0,027 градус/Па. Молярная масса дифениламина равна 169 г/моль. Температура плавления 540С.
7. Как определить молярную энтропию (энтальпию) сублимации вещества, если известны его молярная энтропия (энтальпия) плавления и испарения при данной температуре? Какой принцип или закон используется при предложенной Вами схеме расчёта?
8. Найдите изменение энтропии газа и окружающей среды, если n молей газа расширяются изо- термически от давления *р1* до давления *р2* : а) обратимо; б) против внешнего давления *р*  *р2* .
9. Запишите выражение для расчета энтропии одного моля воды при температуре 3000С и дав- лении 2 атмосферы.
10. Рассчитайте давление, при котором две формы карбоната кальция – кальцит и арагонит находятся в равновесии при 250С . Значения G0f кальцита и арагонита при 250С равны –1128,8 и – 1127,8 кДжмоль-1, соответственно Примите, что плотности кальцита и арагонита равны 2,71 и 2,93 гсм-3 соответственно и не зависят от давления.
11. Рассчитайте температуру, при которой две формы карбоната кальция – кальцит и арагонит находятся в равновесии при давлении 1 атмосфера. Значения G0f кальцита и арагонита при 250С равны –1128,8 и – 1127,8 кДжмоль-1, соответственно, а Н0f равны –1206,9 и –1207,1 кДжмоль-1. Считайте Ср=0.
12. Определите зависимость энтропии от объема для термодинамической системы, которая опи- сывается уравнением состояния (для одного моля )

 *p*  *a*  *V*  *b*  *RT* .







**Кинетика химических реакций.**

*TV* 2 

1. Изучается скорость элементарной реакции взаимодействия веществ А,В и С. При постоянных концентрациях В и С увеличение концентрации вещества А в 4 раза приводит к росту скорости в 8 раз. Если в 2 раза увеличивается концентрация вещества В при постоянных концентрациях ве- ществ А и С, то скорость возрастёт только в 2 раза. При постоянных концентрациях А и В удвое- ние концентрации вещества С приводит к увеличению скорости в 4 раза. Составьте кинетиче- ское уравнение данной реакции.
2. Вычислите температурный коэффициент скорости химической реакции , если константа скорости этой реакции при 1200С равна 5,8810-4 , а при 1700С – 6,710-2.
3. Как изменится скорость химической реакции А + 2В  С при повышении давления в системе в 4 раза и одновременном снижении температуры на 400С. Реагирующие вещества – газы. Тем- пературный коэффициент реакции равен 2.
4. Известно, что при повышении температуры от 190 до 3000К скорость химической реакции возрастает в два раза. Рассчитать: а) температурный коэффициент; б) энергию активации этой реакции. Как изменится скорость этой реакции при 3100К, если в систему ввести катализатор, понижающий энергию активации на 10 кДж /моль?
5. Каково значение энергии активации реакции, скорость которой при 3000К в 10 раз больше, чем при 2800К?
6. Превращение перекиси бензоила в диэтилвый эфир при 3330К прошло за 10 минут на 75,2%. Вычислите константу скорости этой реакции, принимая во внимание, что это реакция первого порядка.
7. Определите порядок реакции А(г) В(г) + С(г) +D(г) по изменению давления в ходе реакции. Вычислите среднее значение константы скорости реакции (V=const; T=2980K), если:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| t, мин. | 0 | 6,5 | 13,0 | 19,9 |
| P10-3,Па | 41,6 | 54,5 | 63,7 | 74,2 |

**Расчет свойств растворов сильных электролитов.**

1. Произведение активностей сульфида магния , соответствующее его насыщенному раствору при 250С равно 210-11. Образуется ли осадок MgS пр мешивании равных объемов 0,004М рас- твора нитрата магния и 0,0006 М раствора сульфида натрия ? Степени диссоциации электролитов считать равными единице, а изменение объема – аддитивной величиной.
2. С учетом коэффициента активности сильного электролита найдите водородный показатель 0,178 М раствора азотной кислоты в 10% растворе сульфата натрия.
3. Вычислите рН смеси раствора содержащего в 1000г воды 0,01 моль NaOH, 0,12 моль NaCl , 0,005 моль K2SO4 .
4. Рассчитайте активную концентрацию хлорида кальция в водном растворе, содержащем 0,925 г CaCl2 и 0,2 г NaNO3 в 500 г воды.
5. Вычислите активные концентрации ионов Fe3+, NO3-, Ca2+ в растворе содержащем 0,02 моль Ca(NO3)2 и 0,02 моль Fe(NO3)2 в 500 граммах воды..
6. Раствор содержит Pb (NO3)2, KCl, CH3COONa соответственно в количестве 0,005; 0,001 и 0,0005 моль в 500 граммах воды. Рассчитайте активную концентрацию каждого из электролитов в этом растворе.
7. Средний ионный коэфиициент активности иодида калия в водном растворе равен 0,872. Рас- считайте величину ионной силы электролита в растворе и его моляльную концентрацию.
8. Сравнить растворимость хлорида серебра в воде; 0,1 М растворе хлорида натрия; 0,1М раство- ре нитрата серебра и 0,1М растворе нитрата натрия. Расчеты провести согласно теории Дебая – Гюккеля.

**Электрохимия.**

**1** Рассчитайте э.д.с. гальванического элемента, в котором обратимо протекает реакция по урав- нению

2Fe3+ + HasO2 + 2H2O = 2Fe2+ + H3 AsO4 + 2H+.

при 1 атмосфере и 298 К. Активности ионов, участвующих в реакции : a(Fe3+ ) =0,02; a(Fe2+

)=0,005; a(HasO2)=0,1; a(H3 AsO4)=0,2; a(H2O) = 1; pH раствора равен 2.

1. Рассчитайте электродный потенциал электрода, на котором обратимо протекает реакция по уравнению

Cr O 2- + 14H+ + 6 e = 2Cr3+ + 7 H O

2 7 2

при 1 атмосфере и 298 К. Активности ионов Cr3+ и Cr O 2- равны 1 моль/л: рН =3.

2 7

1. Дана схема концентрационного гальванического элемента

Ag  AgNO3 (m=10-4)  AgNO3 (m=10-1)  Ag

Рассчитайте э.д.с. элемента при 298 К.

1. Рассчитайте электродный потенциал электрода, на котором обратимо протекает реакция по уравнению

MnO4- + 8H+ + 6 e = Mn2+ + 4 H2O

при 1 атмосфере и 298 К. Активности ионов MnO4- и Mn2+ соответственно равны10-5 и 10-2 моль/л: рН =0,3.

1. Можно ли провести окисление Mn2+ до MnO4- действием С12, NO3-, S O 2-, JO3- ?

2

8

1. Будет ли азотистая кислота а) окисляться действием KmnO4 в нейтральных и кислых средах, б) восстанавливаться до NO сернистой кислотой? Для возможных случаев написать уравнения ре- акций.
2. Могут ли (и в каком направлении) протекать реакции, если смешать растворы a) KC1, KNO2, H2SO4; б) KJ, KNO2, H2SO4; в). HgCl2 и KJ?
3. Могут ли одновременно существовать в растворе KJO3 и KJ; HJ и HclO; KBr и KmnO4?
4. Удельная электропроводность 0,135 М раствора пропионовой кислоты равна 0,0479 Смм-1. Рассчитайте эквивалентную электропроводность раствора, константу диссоциации кислоты и рН раствора, если предельные подвижности Н+ и С2Н5СОО- соответственно равны 349,8 и 37,2 Смсм2моль-1.
5. Удельная электропроводность 5%-ного раствора Mg(NO3)2 при 180С равна 4,38 Смм-1 , а его плотность – 1,038 гсм-3 . Рассчитайте эквивалентную электропроводность раствора и кажущую-

ся степень диссоциации соли в растворе. Подвижности ионов Mg2+ и NO3- при 180С равны 44,6 и 62,6 Смсм2моль-экв-1.

1. Оцените предельную подвижность иона К+ в формамиде и в метилацетате , если вязкость формамида в 3,7 раза больше, а вязкость метилацетата в 2,6 раз меньше, чем вязкость воды.. **Массоперенос**
2. На дно цилиндрического сосуда, залитого водой помещен слой сахара. Сахар растворяясь диффундирует в объем раствора. На границе раздела сахар/раствор раствор является насыщен- ным и его концентрация постоянна и равна СS . Высота столба жидкости над сахаром – 20 см. Определить 1) на каком расстоянии от границы раздела относительная концентрация станет рав- ной 0,8, если время диффузии составит 16 суток , а коэффициент диффузии 0,25 см2сутки-1. 2) количество сахара , которое перейдет в раствор с 1 см2 поверхности за 16 суток, если СS=2,6 мольл—1. 3) проверить надежность полученных при расчете результатов.
3. Образец сплава металлов А и В длиной 0,5 см и образец металла В длиной 0,5 см спаяны друг с другом . Определите время, за которое в результате диффузии А из сплава в чистый слиток В на расстоянии от спая 0,01 и 0,2 см установится относительная концентрация А равная 0,2 , если коэффициент диффузии равен 210-9 см2с-1. Оценить достоверность проделанных расчетов.
4. Таблетка бензойной кислоты с площадью поверхности 2 см2 помещена в раствор бензойной кислоты. Объем раствора равен 20 л. Его концентрация равна 0,003 мольл-1. Раствор перемеши- вают. За 5 минут растворилось 0,001 моль бензойной кислоты (изменением концентрации прене- бречь). Концентрация насыщенного раствора СS=0,024 мольл—1. Коэффицент диффузии равен 0,75 см2сутки-1. Вычислить толщину приповерхностного слоя Нернста. Время, за которое кон- центрация раствора возрастет до 0,012 мольл—1.

**Экстракция**

1. 2 л водного раствора содержат 0,02 г иода. Какое количество иода останется после экс- тракции его 50 мл сероуглерода 1) если ее осуществить однократно всем объемом экстра- гента; 2) дробно – пятикратно порциями по 10 мл.

**Коллигативные свойства растворов**

1. Вычислить эбуллиоскопическую постоянную воды. Теплота испарения составляет 40,7 кДж/моль.
2. Вычислите молекулярную массу вещества, если температура замерзания раствора, содержаще- го 100 г бензола и 0,2 г неизвестного вещества на 0,17 0 ниже температуры замерзания бензола. Криоскопическая постоянная бензола равна 5,16 град/моль.
3. Раствор, содержащий 0,8718 моль/л тростникового сахара при 291 К изоосмотичен с 0,5 М раствором хлорида натрия. Вычмслите кажущуюся степень диссоциации соли в растворе и ко- эффициент Вант-Гоффа для NaCl.
4. Чистая вода кипит при температуре 373,2 К и атмосферном давлении. Определите температуру кипения раствора, содержащего 3,3 г хлорида кальция в 0,1 кг воды. Кажущаяся степень диссо- циации хлорида кальция в указанном растворе составляет 68%. Эбуллиоскопическая постоянная воды 0,516 К/моль.
5. Нормальная температура кипения диэтилового эфира равна 308 К. Раствор, содержащий 11 г неизвестного нелетучего вещества в 100 г эфира имеет при 289 К давление насыщенного пара 0,5 атм. Теплота испарения эфира 376 кДж/кг. Вычислите молекулярную массу неизвестного веще- ства, если известно, что вещество в растворе недиссоциировано.

##### Коррозия металлов и способы защиты

1. Как протекает контактная коррозия цинка и кадмия во влажном воздухе? Составьте уравнения анодного и катодного процессов. Какие продукты при этом образуются?
2. В чем различия в коррозии оцинкованного и луженого железа при нарушении целостности по- крытий во влажной атмосфере? Приведите уравнения анодного и катодного процессов в обоих случаях. Укажите продукты коррозии.
3. Изделие, изготовленное из стали, эксплуатируется в нейтральном растворе хлорида натрия. Какие металлы можно использовать в качестве протектора? Приведите уравнения анодного и ка- тодного процессов для одного из протекторов.
4. Приведите пример протекторной защиты стального изделия. Напишите уравнения анодного и катодного процессов.
5. Два стальных листа скреплены в одном случае алюминиевыми, а в другом – медными заклеп- ками. Как будут происходить процессы коррозии в морской воде в том и другом случаях? При- ведите электронные уравнения анодных и катодных процессов.
6. Изделие, изготовленное из свинца, эксплуатируется в нейтральном растворе хлорида калия. Какие металлы можно использовать в качестве протектора? Приведите уравнения анодного и ка- тодного процессов для одного из протекторов.
7. Изделие, составленное из медных и никелевых фрагментов, эксплуатируется в разбавленном растворе соляной кислоты. Как будет происходить процесс контактной коррозии? Составьте уравнения анодного и катодного процессов.
8. Металлическая конструкция построена из цинковых деталей, часть которых имеет медные за- клепки. Конструкция эксплуатируется в сернокислой среде. Какие из этих деталей быстрее вый- дут из строя и почему? Приведите уравнения анодного и катодного процессов.
9. Одно из свинцовых изделий имеет никелевое покрытие, а другое – серебряное. Как происхо- дит коррозия каждого из них во влажном воздухе при нарушении целостности покрытия? Приве- дите уравнения анодных и катодных процессов, укажите состав коррозионных продуктов.
10. Две железные скрепки, поверхность одной из которых покрыта никелем, а поверхность дру- гой – цинком, находятся в растворе поваренной соли. Поверхностный слой частично нарушен (на поверхности скрепок имеются царапины). Приведите уравнения анодных и катодных процессов для обоих случаев коррозии, укажите состав коррозионных продуктов.
11. Для защиты от коррозии стальных корабельных винтов в морской воде широко используют цинковые протекторы. Объясните принципиальные основы такой защиты. Приведите уравнения анодного и катодного процессов.
12. Некий конструктор предложил проект яхты, в котором предлагалось подводную часть уси- лить стальными листами для обеспечения большей прочности, а надводную часть украсить мед- ными листами. Оцените целесообразность такого проекта. Составьте прогноз коррозионной устойчивости такой конструкции в морской воде. Напишите электронные уравнения соответ- ствующих процессов.
13. Объясните механизм защиты подземного стального трубопровода с помощью магниевого протектора, если присутствуют почвенные воды. В данной местности почвенные воды имеют ярко выраженный кислотный характер. Приведите уравнения анодного и катодного процессов.
14. Как протекает контактная коррозия никеля и серебра в соляной кислоте? Составьте уравне- ния анодного и катодного процессов. Какие продукты при этом образуются?
15. В соляную кислоту опустили две цинковые пластинки, одна из которых частично помеднена. Как происходит коррозия в том и другом случаях? Составьте электронные уравнения анодных и катодных процессов. Какие продукты при этом образуются?
16. Как протекает коррозия железа, покрытого свинцом, в случае нарушения покрытия во влаж- ном воздухе? Составьте уравнения анодного и катодного процессов. Какие продукты при этом образуются?
17. Во влажном воздухе находятся две железные пластинки. Часть поверхности одной из них по- крыта оловом, а часть поверхности другой – медью. Как происходит коррозия в том и другом случае? Составьте электронные уравнения анодных и катодных процессов. Какие продукты при этом образуются?
18. Как протекает коррозия никеля в контакте с серебром во влажном воздухе? Составьте урав- нения анодного и катодного процессов. Какие продукты при этом образуются?
19. Как протекает коррозия никелированной меди в случае нарушения покрытия во влажном воз- духе? Составьте уравнения анодного и катодного процессов. Какие продукты при этом образу- ются?
20. В нейтральный раствор электролита, содержащий растворенный кислород, опустили две цин- ковые пластинки, одна из которых частично помеднена, а вторая – частично амальгамирована. Как происходит коррозия в том и другом случае? Составьте электронные уравнения анодных и катодных процессов.

Б) Оценивается успешность выполнения конкретного задания по следующим критериям: правильно выстроенная логическая последовательность при решении задачи;

отсутствие ошибок при использовании теоретических соотношений при решении задач; правильно используется размерность физических величин;

полнота и логичность изложения представленного решения задачи;

способность решить аналогичную (но более простую задачу), предложенную преподавателем при защите домашнего задания в его присутствии, либо способность вывести использованные в задаче соотношения.

В) описание шкалы оценивания:

**оценка «неудовлетворительно»** ставится при неспособности выполнения задач репродуктивно- го уровня или при выполнении предложенного преподавателем задания в объеме менее 50%.

**Оценка «удовлетворительно»** ставится при владении навыками, необходимыми для выполне- ния задач репродуктивного уровня в полном объеме, предложенного преподавателем задания; при владении навыками, необходимыми для выполнения задач реконструктивного уровня, поз- воляющее диагностировать умения синтезировать, анализировать, обобщать фактический и тео- ретический материал с формулированием конкретных выводов, установлением причинно- следственных связей, но выполненных с ошибками и неточностями, имеющими принципиаль- ный характер или выполненными в объеме не менее 60%;

**оценка «хорошо»:** ставится при владении навыками, необходимыми для выполнения задач ре- конструктивного уровня, позволяющее диагностировать умения синтезировать, анализировать, обобщать фактический и теоретический материал с формулированием конкретных выводов, установлением причинно-следственных связей, выполненных с ошибками и неточностями, не имеющими принципиальный характер в объеме более 80%;

**оценка «отлично» :** при выполнении задач творческого уровня, позволяющих оценивать и диа- гностировать такие умения, как способность интегрировать знания различных областей, аргу- ментировать собственную точку зрения, а также задач реконструктивного уровня, выполненных без ошибок и неточностей в полном объеме предложенного преподавателем задания

##### Комплект тестовых заданий для проверки остаточных знаний

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Ф ЕД ЕР АЛ Ь НО Е Г ОС У Д АР С Т В ЕНН ОЕ АВ Т ОН ОМ Н ОЕ О БР АЗ ОВ А ТЕЛ Ь НО Е У Ч Р ЕЖ Д Е Н ИЕ В Ы С Ш ЕГ О ОБР АЗ О В АН ИЯ

« Н а ц и о н а л ь н ы й и с с л е д о в а т е л ь с к и й я д е р н ы й у н и в е р с и т е т « М И Ф И »

##### Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования «Нацио- нальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

#### (ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

##### ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление **04.03.02 «Химия, физика и механика материалов»**

Образовательная программа

##### «Наноматериалы для биологии и медицины»

Дисциплина Физическая химия

# Комплект тестовых заданий для проверки остаточных зна- ний

**Тестирование - форма** контроля текущей успеваемости, предусматривающая ответы на заранее разработанные тестовые задания.

Каждое тестовое задание представляет собой набор вопросов, в качестве ответов на которые сту- дент должен выбрать представленные варианты утверждений.

Тестирование проводится в письменной форме на лекционных, практических или [семинарских](http://pandia.ru/text/category/seminarskie_zanyatiya/) [занятиях](http://pandia.ru/text/category/seminarskie_zanyatiya/) по вариантам.

Время проведения тестирования - не более 20 – 30 мин на тест.

**Тест 1. (разделы 1-3)**

##### Утверждения, справедливые в общем случае для термодинамических функций состояния системы:

* 1. их значения не зависят от количества вещества в системе
	2. их значения пропорциональны количеству вещества в системе постоянного состава
	3. их изменения в процессе не зависят от пути перехода из начального состояния в конечное
	4. их изменения в процессе зависят от пути перехода из начального состояния в конечное

##### Утверждения, справедливые в общем случае для экстенсивных термодинамических величин:

* 1. их значения не зависят от количества вещества в системе
	2. их значения пропорциональны количеству вещества в системе постоянного состава
	3. их изменения в процессе не зависят от пути перехода из начального состояния в конечное
	4. при составлении системы из частей их значения суммируются

##### Для интенсивных термодинамических величин:

1. их значения не зависят от количества вещества в системе
2. их значения пропорциональны количеству вещества в системе постоянного состава
3. их изменения в процессе не зависят от пути перехода из начального состояния в конечное
4. при составлении системы из частей их значения суммируются

##### Свойства внутренней энергии в общем случае:

1. функция процесса
2. абсолютное значение функции не известно
3. функция равная работе процесса

##### Выражение для энтальпии индивидуального вещества

1) U- TS 2) U +PV-TS 3)U+ PV 4)Q-A

##### Выражения, справедливые для изохорной теплоемкости Cv 1 моль идеального: газа:

* 1. (dH/dT)p 2) (dU/dT)v 3) (dG/dT)p 4) Cp,m- R

##### Выражения, справедливые для изобарной теплоемкости Cр 1 моль идеального: газа:

* 1. (dH/dT)p 2) (dU/dT)v 3) (dG/dT)p 4) Cp - R

##### Выражение первого начала термодинамики, записанное с использованием работы системы А и теплоты процесса Q:

* 1. Q=ΔU-A 2)Q=ΔU+A 3)U=Q+A 4) U=Q-A

##### Выражения справедливые для адиабатического процесса с идеальными газами:

* 1. ΔU=0 2) Q=0 3) A=0 4)ΔU=-A
1. **Изохорная теплоемкость 1 моль идеального одноатомного газа в классическом приближении может быть оценена как n∙R, число n - …**
2. **Изобарная теплоемкость 1 моль идеального двухатомного газа в классическом приближении может быть оценена как n∙R, число n - …**
3. **Условия, отличающие изолированную термодинамическую систему:**
	1. исключен обмен веществом и энергией с окружающей средой
	2. возможен обмен веществом и энергией с окружающей средой
	3. возможен обмен веществом с окружающей средой, но исключен обмен энергией
	4. возможен обмен энергией с окружающей средой, но исключен обмен веществом

##### Условия, отличающие закрытую термодинамическую систему:

* 1. исключен обмен веществом и энергией с окружающей средой
	2. возможен обмен веществом и энергией с окружающей средой
	3. возможен обмен веществом с окружающей средой, но исключен обмен энергией
	4. возможен обмен энергией с окружающей средой, но исключен обмен веществом

##### Уравнение химической реакции, стандартное изменение энтальпии в которой соответствует стандартной энтальпии образования твердого карбоната кальция при температуре 298 К:

* 1. Са + 3/2 О2 + С(гр) = CaCO3 2) СаО + СО2 = CaCO3

3) Са + ½ О2 + СО2 = CaCO3 4) СаО + С(гр) + О2 = CaCO3

##### Реакции, для которых можно пренебречь разностью между изменением энтальпии и изменением внутренней энергии, …

1. CaO(тв) +CO2(г)=CaCO3(тв) 2)Pb(тв)+PbO2(тв)= 2PbO(тв)

3) Si(тв)+2Li2О(тв)=SiO2(тв)+4Li(тв) 4)2AsН3(тв.)+=2As(тв)+3H2(г)

##### Термодинамическое уравнение Кирхгофа может выражать…

1. Зависимость энтальпии вещества от температуры при постоянном давлении
2. Зависимость изменения энтальпии в процессе от температуры при постоянном давлении
3. Зависимость изменения энтальпии в процессе от давления при постоянной температуре
4. Зависимость энтальпии вещества от от давления при постоянной температуре

##### По приведенным табличным данным о стандартных энтальпиях образования веществ при температуре 298 К вычислите стандартное изменение энтальпии в реакции СН4+СО2=2СО+ 2Н2 при указанной температуре.

Стандартные энтальпии образования веществ (кДж/моль) при температуре 298 К

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **СН4** | **СО2** | **Н2** | **СО** |
| **75** | **393** | **0** | **110** |

##### Свойства энтропии в общем случае:

1. функция процесса
2. мера неупорядоченности системы
3. абсолютное значение функции неизвестно

##### Критерий самопроизвольного протекания процессов в изолированных системах:

* 1. G <0 2) S>0 3) S <0 4) G>0

##### Выражение для энергии Гиббса индивидуального вещества G=…

1)U-TS 2)H-TS 3)U+PV 4)PV-TS

##### Реакции, равновесие которых при увеличении давления смещается вправо (в сторону продуктов), -…

1. 1) CaO(тв) +CO2(г)=CaCO3(тв)
2. Pb(тв)+PbO2(тв)= 2PbO(тв)
3. Si(тв)+2Li2О(тв)=SiO2(тв)+4Li(тв) 4)2AsН3(тв.) +=2As(тв)+3H2(г)

##### Уравнение Клайперона- Клаузиуса для однокомпонентных двухфазных систем в исходном или преобразованном виде может применяться для описания зависимостей…

1. температуры кипения от концентрации
2. температуры плавления вещества от внешнего давления
3. температуры плавления от концентрации
4. давления насыщенного пара от концентрации

##### Число степеней свободы системы, состоящей из К компонентов и Ф фаз, на которую из внешних условий влияют только давление и температура, …

1) К+Ф+2 2) К-Ф-2 3) К+Ф-2 4) К-Ф+2

##### Метод исследования разбавленных растворов, основанный на сравнении температуры начала кипения раствора и температуры кипения растворителя.

1) калориметрия 2) криоскопия 3) эбуллиоскопия 4) осмометрия

**Тест 2 (раздел 4)**

1. Дать определение понятиям: скорость химической реакции, механизм реакции, период по- лупревращения, простая (сложная) реакция.
2. Что такое средняя и истинная скорость химической реакции, как они связаны между собой?
3. Что такое молекулярность и порядок химической реакции? Совпадает ли порядок реакции с ее молекулярностью?
4. Что такое простые и сложные реакции?
5. От чего зависит: а) скорость химической реакции, б) константа скорости химической реак- ции?
6. Можно ли по виду уравнения химической реакции определить: а) порядок реакции, б) меха- низм реакции, в) молекулярность реакции?
7. Что такое кинетическое уравнение?
8. В чем заключается различие понятий «порядок» и «молекулярность» химической реакции? В каком случае эти величины могут быть равны?
9. Для реакции, протекающей в жидкой фазе,

H3AsO4 + 2H+ + 3I- → H3AsO3 + I3- + H2O

выразите скорость процесса через изменения количеств каждого из участвующих в реакции ве- ществ.

1. Укажите порядок приведенных ниже реакций отдельно по веществам и в целом:

**а) 2А → 4В + С, -dCA/dt = kCA**

**б) 2А+ В → 2С + D + B, -dCA/dt = kCACB**

**в) 2A + B → 2C, dCC/dt = kCA2CB г) A + B → C, dCC/dt = kCA CB-1**

**д) 2A + B → 2C, dCC/dt = kCACC-1/2**

е**) A + 2B → C + D, dCC/dt = kCACB2CC**

1. Как изменится скорость реакции синтеза аммиака 1/2N2 + 3/2H2 → NH3, если уравнение ре- акции записать в виде N2 + 3H2 → 2NH3?
2. Чему равен общий порядок элементарных реакций: а)Cl + H2 → HCl + H; б) 2NO + Cl2 → 2NOCl?
3. Какие из вышеперечисленных величин могут принимать: а) отрицательные; б) дробные зна- чения: скорость реакции, порядок реакции, молекулярность реакции, константа скорости, сте- хиометрический коэффициент?
4. Как выражается скорость элементарной реакции С2H5Br + OH- → C2H5OH + Br- через кон- центрации этанола и щелочи?
5. Во сколько раз увеличится скорость прямой и обратной элементарных реакций A ↔ 2D в газовой фазе при увеличении давления в 3 раза?
6. В некоторый момент времени скорость сгорания циклогексана в избытке кислорода равна

0.350 моль∙л-1∙с-1. Чему равны скорость образования СО2 и скорость расходования кислорода в этот момент?

1. Определите размерность константы скорости для реакции первого, второго и третьего по- рядка, если концентрация выражена в моль∙л-1.
2. Определите общий порядок сложной реакции, если константа скорости имеет размерность л1/2∙моль-1/2∙с-1.
3. Скорость реакции второго порядка А + В → D равна 2.7∙10-7 моль∙л-1∙с-1 при концентрациях веществ А и В, соответственно, 3.0∙10-3 моль∙л-1 и 2.0 моль∙л-1. Рассчитайте константу скорости.

Оценка результатов тестирования производится по следующим критериям:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Оценка** | **Критерий оценивания при ответе на сложные вопро- сы (максимум неправиль-****ных ответов)** | **Критерий оценивания при ответе на простые вопро- сы (максимум неправиль-****ных ответов)** |
| Отлично | 1 | 2 |
| Хорошо | 2-3 | 4-5 |
| Удовлетворительно | 4-5 | 6-10 |
| Неудовлетворительно | < 5 | < 10 |

