

Министерство науки и высшего образования РФ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
«СИБИРСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Б1.О.17 ХИМИЯ

Направление подготовки (специальность) 03.05.02 Фундаментальная и прикладная физика

Профиль подготовки (специализация)

Форма обучения очная

Год набора 2024

Красноярск 2024

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Программу составили
доцент, канд. хим. наук Шубин А.А.

1 Цели и задачи изучения дисциплины

1.1 Цель преподавания дисциплины:

Сформировать у студентов знание основных положений химии для грамотного решения возникающих на практике задач.

Данный курс формирует у студентов фундаментальный подход к анализу химических и более сложных – физико-химических процессов.

Дисциплина «Химия» ставит своей задачей - формирование у студентов навыков использования химических подходов к анализу естественных процессов.

1.2 Задачи изучения дисциплины:

Задачи изучения дисциплины заключаются в освоении взаимосвязей физических и химических процессов и изучении основных разделов химии – процессов в растворах, химической связи, основ термодинамики, химической кинетики и равновесия, окислительно-восстановительных процессов и комплексообразования.

1.3 Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю), соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы высшего образования:

Код и наименование индикатора достижения компетенции	Запланированные результаты обучения по дисциплине
ОПК-4 Способен применять основные концепции современного естествознания в междисциплинарных исследованиях;	
ОПК-4.1 Демонстрирует знания естественнонаучных дисциплин	знать базовые понятия физической и неорганической химии уметь найти взаимосвязи между базовыми понятиями и основными законами физической и неорганической химии в объяснении наблюдаемых явлений владеть знаниями о базовых понятиях и основных законах физической и неорганической химии
ОПК-4.2 Использует базовые знания естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности	знать принципы применения базовых знаний по физической и неорганической химии в физике уметь применять основные базовые знания по физической и неорганической химии в профессиональной деятельности владеть способностью использовать основные базовые знания по физической и неорганической химии в своей профессиональной деятельности

Дисциплина реализуется без применения ЭО и ДОТ

2 Объем дисциплины (модуля)

Вид учебной работы	Всего, зачетных единиц (акад.час)	Семестр
		4
Общая трудоемкость дисциплины	2 (72)	2 (72)
Контактная работа с преподавателем:	1,5 (54)	1,5 (54)
занятия лекционного типа	0,5 (18)	0,5 (18)
практические занятия	0,5 (18)	0,5 (18)
лабораторные работы	0,5 (18)	0,5 (18)
Самостоятельная работа обучающихся	0,5 (18)	0,5 (18)
Вид промежуточной аттестации (Зачет)		Зачёт

3 Содержание дисциплины (модуля)

№ п/п	Вид работ	Темы занятия	Объем часов	Семестр /курс	Часы в эл. формате
Раздел 1. Основные понятия и законы химии. Процессы в растворах.					
1.	Лек	1.1. Общие понятия и законы химии. Количество вещества, моль, эквивалент, способы выражение концентрации растворов. Растворимость, произведение растворимости, влияние внешних воздействий на растворимость и произведение растворимости. Общие свойства растворов.	2	4	
2.	Пр	Общие понятия и законы химии. Количество вещества, моль, эквивалент, способы выражение концентрации растворов.	4	4	
3.	Лек	1.2. Диссоциация. Теория электролитической диссоциации. Степень и константа диссоциации. Водородный показатель. Буферные растворы. Гидролиз. Классификация солей по отношению к гидролизу, степень и константа гидролиза. Коллоидные растворы.	2	4	
4.	Пр	Теория электролитической диссоциации. Степень и константа диссоциации. Водородный показатель. Буферные растворы. Гидролиз.	4	4	
5.	Лаб	Техника лабораторных работ	2	4	
6.	Лаб	Приготовление растворов заданного состава	4	4	
7.	Лаб	Гидролиз	4	4	
8.	Лаб	Скорость химических реакций	4	4	
9.	Лаб	Химическое равновесие	4	4	
10.	Ср	Взвеси. Коллоидные растворы	6	4	
Раздел 2. Строение атома и химическая связь					
1.	Лек	2.1. Модели строения атома. Квантовохимическая модель. Современная трактовка Периодической системы Д.И. Менделеева. Свойства свободных атомов и их изменение по периодам и группам периодической системы.	2	4	
2.	Лек	2.2. Общая характеристика химической связи, параметры связи. Типы химической связи и их свойства. Механизмы формирования связи. Кратность связи. Типы межмолекулярных связей. Водородная связь Химическая связь с позиции метода валентных связей.	2	4	
3.	Пр	Общая характеристика химической связи, параметры связи. Типы химической связи и их свойства.	2	4	
4.	Лек	2.3. Метод молекулярных орбиталей. Порядок связи и магнитные свойства веществ. Гомо- и гетероядерные молекулы элементов первого и второго периода. Метод изоэлектронных серий. Основы метода гипервалентных связей.	2	4	
5.	Ср	Метод гипервалентных связей	6	4	
Раздел 3. Термодинамика, равновесие, кинетика					
1.	Лек	3.1. Основы химической термодинамики и кинетики. Термохимия. Определение химической системы и параметров состояния. Внутренняя энергия. Тепловые эффекты реакций, энтальпия. Закон Гесса и его практическое использование. Энтропия. Свободная энергия Гиббса. Расчет термодинамической обусловленности химических процессов при различных температурах.	2	4	
2.	Пр	Основы химической термодинамики и кинетики. Термохимия. Определение химической системы и параметров состояния. Внутренняя энергия. Тепловые эффекты реакций, энтальпия. Закон Гесса и его практическое использование.	8	4	

3.	Лек	3.2Равновесие. Концентрационные и термодинамические константы равновесия. Сдвиг равновесия. Химическая кинетика. Кинетическое уравнение, константа скорости химической реакции. Влияние различных параметров на скорость химической реакции. Энергия активации. Связь констант скорости и константы равновесия.	2	4	
4.	Ср	Принцип Ле-Шателье в конкретных химических процессах	4	4	
Раздел 4. «Окислительно-восстановительные процессы. Комплексные соединения»					
1.	Лек	4.1. Понятие окислительно-восстановительных процессов. Электродный потенциал, уравнение Нерста. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций.	2	4	
2.	Лек	4.2Основы электрохимии. Гальванические элементы, электролиз, коррозия. Комплексные соединения: строение, состав, устойчивость. Значение комплексных соединений в биологических системах	2	4	
3.	Ср	Коррозия металлов	2	4	
4.	Зачёт	зачет		4	

4 Учебно-методическое обеспечение дисциплины

4.1 Печатные и электронные издания:

1. Николаева Р. Б., Казаченко А. С., Новикова Г. В. Неорганическая химия: Ч. 2. Химия элементов и их соединений [Электронный ресурс]: учебное пособие : в 2-х ч.. - Красноярск: СФУ, 2012. - 95 с. – Режим доступа: <http://lib3.sfu-kras.ru/ft/lib2/elib/b24/i-917692.pdf> .
2. Николаева Р. Б., Казаченко А. С., Новикова Г. В. Неорганическая химия: Ч. 1 [Электронный ресурс]: в 2 частях. - Красноярск: Сибирский федеральный университет [СФУ], 2011. - 67 с. – Режим доступа: <http://lib3.sfu-kras.ru/ft/lib2/elib/b24/0232690.pdf> .
3. Казаченко А. С. Химия [Электронный ресурс]: учеб.-метод. комплекс [для студентов напр. 011200.62.07 «Биохимическая физика»]. - Красноярск: СФУ, 2015. - – Режим доступа: http://lib3.sfu-kras.ru/ft/lib2/ELIB_DC/UMKD/i-224848281.exe .
4. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебник. - Санкт-Петербург: Лань, 2020. - 744 с. – Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/130476> .
5. Кукушкин Ю. Н. Химия вокруг нас:.. - Москва: Высшая школа, 1992. - 192 с..
6. Турова Н. Я., Тамм Н. С. Справочные таблицы по неорганической химии: справочное издание. - Ленинград: Химия, Ленингр. отд-ние, 1977. - 116 с..
7. Третьяков Ю. Д. Неорганическая химия: Т. 1. Физико-химические основы неорганической химии: в 3 томах : учебник для студентов вузов по направлению и специальности "Химия". - Москва: Академия, 2008. - 234 с..
8. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия: учебное пособие. - Санкт-Петербург: Лань, 2014. - 1 эл. опт. диск (CD-ROM).
9. Спицын В. И., Мартыненко Л. И. Неорганическая химия: Ч. 1: учебник для химических специальностей вузов : [в 2-х частях]: допущено Государственным комитетом СССР по народному образованию. - Москва: Московский университет [МГУ] им. М.В. Ломоносова, 1991. - 480 с..
10. Станцо В. В., Черненко М. Б., Петрянов-Соколов И. В. Популярная библиотека химических элементов: Кн. 1. Водород - палладий: [в 2 книгах]. - Новосибирск: Наука, 1983. - 575 с..
11. Станцо В. В., Черненко М. Б., Петрянов-Соколов И. В. Популярная библиотека химических элементов: Кн. 2. Серебро - нильсборий и далее: [в 2 книгах]. - Новосибирск: Наука, 1983. - 572 с..
12. Трифонов Д. Н. Учение о периодичности: история и современность: [сборник научных статей]. - Москва: Наука, 1981. - 256 с..
13. Гольбрайх З. Е., Маслов Е.И. Сборник задач и упражнений по химии:.. - Москва: АСТ, 2004. - 383 с..

4.3 Интернет-ресурсы, включая профессиональные базы данных и информационные справочные системы:

1. Виртуальная лаборатория по химии <http://icmim.sfu-kras.ru/edu/chemistry/>

5 Фонд оценочных средств

Фонд оценочных средств является приложением к рабочей программе дисциплины (модуля), хранится на кафедре, обеспечивающей преподавание данной дисциплины (модуля).

6 Материально-техническая база, необходимая для осуществления образовательного процесса по дисциплине (модулю)

учебная аудитория для проведения лекционных, семинарских и практических занятий: Специализированная мебель, демонстрационное оборудование, АРМ преподавателя, подключение к сети «Интернет» и индивидуальный неограниченный доступ в ЭИОС университета

учебная аудитория (лаборатория): Специализированная мебель, демонстрационное оборудование, лабораторное оборудование в соответствии со спецификой дисциплины, АРМ преподавателя, подключением к сети «Интернет» и индивидуальным неограниченным доступом в ЭИОС университета

помещение для самостоятельной работы обучающихся: специализированная мебель, демонстрационное оборудование, АРМ преподавателя, АРМ обучающихся, подключение к сети «Интернет» и индивидуальный неограниченный доступ в ЭИОС университета

Министерство науки и высшего образования РФ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
«СИБИРСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

По дисциплине (модулю)/ практике Б1.О.17 Химия

Направление подготовки/специальность

03.05.02 Фундаментальная и прикладная физика

Образовательная программа

03.05.02.30 Фундаментальная и прикладная физика

1. Перечень компетенций с указанием индикаторов их достижения, соотнесенных с результатами обучения по дисциплине (модулю), практики и оценочными средствами

Семестр ¹	Код и содержание индикатора компетенции	Результаты обучения ²	Оценочные средства ³
ОПК-4: Способен применять основные концепции современного естествознания в междисциплинарных исследованиях			
4	ОПК-4.1: Демонстрирует знания естественнонаучных дисциплин	знать базовые понятия физической и неорганической химии уметь найти взаимосвязи между базовыми понятиями и основными законами физической и неорганической химии в объяснении наблюдаемых явлений владеть знаниями о базовых понятиях и основных законах физической и неорганической химии	Комплект задач для решения на практических занятиях; Комплект контрольных заданий; Тест; Комплект вопросов по технике безопасности; Вопросы к зачету
4	ОПК-4.2: Использует базовые знания естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности	знать принципы применения базовых знаний по физической и неорганической химии в физике уметь применять основные базовые знания по физической и неорганической химии в профессиональной деятельности владеть способностью использовать основные базовые знания по физической и неорганической химии в своей профессиональной деятельности	Комплект задач для решения на практических занятиях; Комплект контрольных заданий; Тест; Комплект вопросов по технике безопасности; Вопросы к зачету

¹ Семестры указываются по порядку, для каждого индикатора

² Указываются результаты обучения по дисциплине (модулю), практике, соотнесенные с индикатором достижения компетенции.

³ Указываются оценочные средства для каждого индикатора.

2. Типовые оценочные средства или иные материалы, с описанием шкал оценивания и методическими материалами, определяющими процедуру проведения и оценивания достижения результатов обучения

Комплект задач для решения на практических занятиях

Тема: Общие понятия и законы химии. Количество вещества, моль, эквивалент, способы выражение концентрации растворов

Вариант 1

Сколько молей вещества содержится в 120 г гидроксида натрия (NaOH)?

(Молярная масса NaOH = 40 г/моль)

Решение:

1. Используем формулу для расчета количества вещества:

$$n = m/M$$

где n — количество вещества (моль), m — масса вещества (г), M — молярная масса (г/моль).

2. Подставляем данные:

$$n = 120 \text{ г} / (40 \text{ г/моль}) = 3 \text{ моль.}$$

Ответ: 3 моль.

Вариант 2

Какова масса 2,5 моль серной кислоты?

(Молярная масса H_2SO_4 = 98 г/моль)

Решение:

1. Используем формулу для расчета массы: $m = n \cdot M$

где m — масса вещества (г), n — количество вещества (моль), M — молярная масса (г/моль).

2. Подставляем данные:

$$m = 2,5 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 245 \text{ г.}$$

Ответ: 245 г.

Вариант 3

Определите эквивалентную массу фосфорной кислоты в реакции полной нейтрализации.

(Молярная масса H_3PO_4 = 98 г/моль)

Решение:

1. В реакции полной нейтрализации фосфорная кислота отдает 3 иона водорода (H^+), поэтому фактор эквивалентности $f = 1/3$.

2. Эквивалентная масса рассчитывается по формуле:

$$M_{\text{экв}} = f \cdot M$$

где $M_{\text{экв}}$ — эквивалентная масса, f — фактор эквивалентности, M — молярная масса.

3. Подставляем данные:

$$M_{\text{экв}} = 1/3 \cdot 98 \text{ г/моль} = 32,67 \text{ г/моль.}$$

Ответ: 32,67 г/моль.

Вариант 4

В 500 мл раствора содержится 25 г хлорида натрия (NaCl). Рассчитайте молярную концентрацию раствора.

(Молярная масса NaCl = 58,5 г/моль)

Решение:

1. Найдем количество вещества NaCl:

$$n = m/M = 25 \text{ г} / (58,5 \text{ г/моль}) \approx 0,427 \text{ моль.}$$

2. Переведем объем раствора в литры:

$$V = 500 \text{ мл} = 0,5 \text{ л.}$$

3. Рассчитаем молярную концентрацию:

$$C = n/V = 0,427 \text{ моль} / (0,5 \text{ л}) = 0,854 \text{ моль/л.}$$

Ответ: 0,854 моль/л.

Вариант 5

В 200 г раствора содержится 15 г сахара. Рассчитайте массовую долю сахара в растворе.

Решение:

1. Массовая доля рассчитывается по формуле:

$$\omega = \frac{m_{\text{вещества}}}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100\%$$

где ω — массовая доля (%), $m_{\text{вещества}}$ — масса вещества (г), $m_{\text{раствора}}$ — масса раствора (г).

2. Подставляем данные:

$$\omega = 15 \text{ г} / 200 \text{ г} \cdot 100\% = 7,5\%.$$

Ответ: 7,5%.

Тема: Теория электролитической диссоциации. Степень и константа диссоциации. Водородный показатель. Буферные растворы. Гидролиз

Вариант 1

В растворе уксусной кислоты концентрацией 0,1 моль/л степень диссоциации составляет 1,3%. Рассчитайте концентрацию ионов водорода (H^+) в растворе.

Решение:

1. Степень диссоциации (α) связана с концентрацией ионов водорода формулой:

$$[\text{H}^+] = C \cdot \alpha$$

где C — исходная концентрация кислоты, α — степень диссоциации (в долях единицы).

2. Переведем степень диссоциации в доли единицы:

$$\alpha = 1,3\% = 0,013.$$

3. Подставляем данные:

$$[\text{H}^+] = 0,1 \text{ моль/л} \cdot 0,013 = 0,0013 \text{ моль/л}$$

Ответ: $[\text{H}^+] = 0,0013 \text{ моль/л}$

Вариант 2

Степень диссоциации уксусной кислоты (CH_3COOH) в растворе концентрацией 0,01 моль/л составляет 4,2%. Рассчитайте константу диссоциации (K_a) уксусной кислоты.

Решение:

1. Константа диссоциации связана со степенью диссоциации и концентрацией формулой:

$$K_a = C \cdot \alpha^2$$

(для слабых электролитов, где $\alpha \ll 1$)

2. Переведем степень диссоциации в доли единицы:

$$\alpha = 4,2\% = 0,042.$$

3. Подставляем данные:

$$K_a = 0,01 \text{ моль/л} \cdot (0,042)^2 = 0,01 \cdot 0,001764 = 1,764 \cdot 10^{-5}.$$

Ответ: $K_a = 1,764 \cdot 10^{-5}$

Вариант 3

Концентрация ионов водорода (H^+) в растворе составляет $2,5 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Рассчитайте pH раствора.

Решение:

1. Водородный показатель (pH) рассчитывается по формуле:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$$

Подставляем данные:

$$\text{pH} = -\lg(2,5 \cdot 10^{-4}) = -(\lg 2,5 + \lg 10^{-4}) = -(\lg 2,5 - 4).$$

$$\lg 2,5 \approx 0,4, \text{ pH} = -(0,4 - 4) = 3,6.$$

Ответ: $\text{pH} = 3,6$

Вариант 4

Буферный раствор состоит из 0,1 моль/л уксусной кислоты (CH_3COOH) и 0,1 моль/л ацетата натрия (CH_3COONa). Константа диссоциации уксусной кислоты $K_a=1,8 \cdot 10^{-5}$. Рассчитайте pH буферного раствора.

Решение:

1. Для буферного раствора, состоящего из слабой кислоты и ее соли, pH рассчитывается по формуле Гендерсона-Гассельбаха:

$\text{pH}=\text{p}K_a+\lg([\text{Соль}]/[\text{Кислота}])$, где $\text{p}K_a=-\lg K_a$

2. Рассчитаем $\text{p}K_a$

$$\text{p}K_a=-\lg(1,8 \cdot 10^{-5}) \approx 4,74.$$

3. Подставляем данные:

$$\text{pH}=4,74+\lg(0,1/0,1)=4,74+\lg 1=4,74+0=4,74.$$

Ответ: $\text{pH}=4,74$

Вариант 5

Рассчитайте константу гидролиза (K_h) для ацетата натрия (CH_3COONa), если константа диссоциации уксусной кислоты $K_a=1,8 \cdot 10^{-5}$, а ионное произведение воды $K_w=1 \cdot 10^{-14}$.

Решение:

1. Константа гидролиза соли слабой кислоты и сильного основания рассчитывается по формуле:

$$K_h=K_w/K_a$$

2. Подставляем данные:

$$K_h=1 \cdot 10^{-14}/1,8 \cdot 10^{-5} \approx 5,56 \cdot 10^{-10}.$$

Ответ: $K_h=5,56 \cdot 10^{-10}$

Тема: Общая характеристика химической связи, параметры связи. Типы химической связи и их свойства

Вариант 1

Рассчитайте энергию связи в молекуле хлора (Cl_2), если известно, что для разрыва связи в 1 моль Cl_2 требуется 242 кДж энергии.

Решение:

1. Энергия связи — это энергия, необходимая для разрыва 1 моль химических связей.

2. По условию, энергия связи в молекуле Cl_2 равна 242 кДж/моль.

Ответ: Энергия связи $E_{\text{связи}}=242$ кДж/моль

Вариант 2

Длина связи в молекуле фтора (F_2) составляет 1,42 Å. Рассчитайте длину связи в молекуле хлора (Cl_2), если известно, что длина связи увеличивается пропорционально радиусу атома. Радиус атома фтора $r_F=0,72$ Å, а радиус атома хлора $r_{\text{Cl}}=0,99$ Å.

Решение:

1. Длина связи пропорциональна сумме радиусов атомов.

2. Для F_2 :

$$d_{\text{F}_2}=2 \cdot r_F=2 \cdot 0,72 \text{ Å}=1,44 \text{ Å}$$

(Условие дает 1,42 Å, что близко к расчетному значению.)

3. Для Cl_2 :

$$d_{\text{Cl}_2}=2 \cdot r_{\text{Cl}}=2 \cdot 0,99 \text{ Å}=1,98 \text{ Å}$$

Ответ: Длина связи в Cl_2 $d_{\text{Cl}_2}=1,98$ Å

Вариант 3

В молекуле азота (N_2) длина связи составляет $1,10 \text{ \AA}$, а энергия связи равна 945 кДж/моль . В молекуле кислорода (O_2) длина связи составляет $1,21 \text{ \AA}$, а энергия связи равна 498 кДж/моль . Объясните разницу в энергии и длине связи на основе кратности связи.

Решение:

1. Кратность связи в N_2 равна 3 (тройная связь), а в O_2 — 2 (двойная связь).
 2. Чем выше кратность связи, тем короче длина связи и больше энергия связи.
 3. В N_2 тройная связь обеспечивает более короткую длину ($1,10 \text{ \AA}$) и большую энергию (945 кДж/моль) по сравнению с O_2 , где двойная связь ($1,21 \text{ \AA}$, 498 кДж/моль).
- Ответ: Кратность связи в N_2 выше, чем в O_2 , что объясняет меньшую длину и большую энергию связи.

Вариант 4

Рассчитайте дипольный момент молекулы HCl , если длина связи составляет $1,27 \text{ \AA}$, а эффективный заряд на атоме водорода $\delta=+0,17 e$, где e — заряд электрона ($e=1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$).

Решение:

1. Дипольный момент (μ) рассчитывается по формуле:

$$\mu=q \cdot d$$

где q — эффективный заряд, d — длина связи.

2. Переведем длину связи в метры:

$$d=1,27 \text{ \AA}=1,27 \cdot 10^{-10} \text{ м.}$$

3. Рассчитаем эффективный заряд:

$$q=0,17 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}=2,72 \cdot 10^{-20} \text{ Кл.}$$

4. Подставляем данные:

$$\mu=2,72 \cdot 10^{-20} \text{ Кл} \cdot 1,27 \cdot 10^{-10} \text{ м}=3,45 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м.}$$

5. Переведем в дебаи ($1 \text{ Д} = 3,34 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м}$):

$$\mu=3,45 \cdot 10^{-30} / 3,34 \cdot 10^{-30} \approx 1,03 \text{ Д.}$$

Ответ: Дипольный момент HCl $\mu \approx 1,03 \text{ Д}$

Вариант 5

Рассчитайте энергию кристаллической решетки $NaCl$, если известно, что для разрушения 1 моль кристалла $NaCl$ требуется 788 кДж энергии.

Решение:

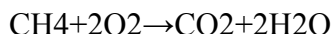
1. Энергия кристаллической решетки — это энергия, необходимая для разрушения 1 моль кристалла.
2. По условию, энергия кристаллической решетки $NaCl$ равна 788 кДж/моль .

Ответ: Энергия кристаллической решетки $E_{\text{решетки}}=788 \text{ кДж/моль}$.

Тема: Основы химической термодинамики и кинетики. Термохимия. Определение химической системы и параметров состояния. Внутренняя энергия. Тепловые эффекты реакций, энтальпия. Закон Гесса и его практическое использование

Вариант 1

Рассчитайте тепловой эффект реакции горения метана (CH_4):



Известны стандартные энтальпии образования (ΔH_f°):

- $\Delta H_f^\circ (CH_4)=-74,8 \text{ кДж/моль}$
- $\Delta H_f^\circ (CO_2)=-393,5 \text{ кДж/моль}$
- $\Delta H_f^\circ (H_2O)=-285,8 \text{ кДж/моль}$
- $\Delta H_f^\circ (O_2)=0 \text{ кДж/моль}$

Решение:

1. Используем закон Гесса:
 $\Delta H_{\text{реакции}} = \sum \Delta H_f^\circ (\text{продукты}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{реагенты})$
2. Рассчитаем энтальпию продуктов:
 $\Delta H_{\text{продукты}} = 1 \cdot (-393,5) + 2 \cdot (-285,8) = -393,5 - 571,6 = -965,1 \text{ кДж.}$
3. Рассчитаем энтальпию реагентов:
 $\Delta H_{\text{реагенты}} = 1 \cdot (-74,8) + 2 \cdot 0 = -74,8 \text{ кДж.}$
4. Найдем тепловой эффект реакции:
 $\Delta H_{\text{реакции}} = -965,1 - (-74,8) = -890,3 \text{ кДж.}$

Ответ: $\Delta H_{\text{реакции}} = -890,3 \text{ кДж.}$

Вариант 2

В результате реакции выделилось 200 кДж теплоты, и система совершила работу 50 кДж. Рассчитайте изменение внутренней энергии системы.

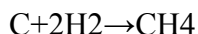
Решение:

1. Используем первый закон термодинамики:
 $\Delta U = Q - W$
где ΔU — изменение внутренней энергии, Q — теплота, W — работа.
2. По условию, $Q = -200 \text{ кДж}$ (теплота выделяется), $W = 50 \text{ кДж}$
3. Подставляем данные:
 $\Delta U = -200 - 50 = -250 \text{ кДж.}$

Ответ: $\Delta U = -250 \text{ кДж}$

Вариант 3

Рассчитайте тепловой эффект реакции:



Используя следующие данные:

1. $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$, $\Delta H_1 = -393,5 \text{ кДж}$
2. $\text{H}_2 + 0,5\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$, $\Delta H_2 = -285,8 \text{ кДж}$
3. $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, $\Delta H_3 = -890,3 \text{ кДж}$

Решение:

1. Запишем целевую реакцию:
 $\text{C} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4$
2. Используем закон Гесса:
 $\Delta H_{\text{реакции}} = \Delta H_1 + 2 \cdot \Delta H_2 - \Delta H_3$
3. Подставляем данные:
 $\Delta H_{\text{реакции}} = -393,5 + 2 \cdot (-285,8) - (-890,3) = -393,5 - 571,6 + 890,3 = -74,8 \text{ кДж}$

Ответ: $\Delta H_{\text{реакции}} = -74,8 \text{ кДж.}$

Вариант 4

Рассчитайте стандартную энтальпию образования оксида азота (NO), если известны тепловые эффекты реакций:

1. $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$, $\Delta H_1 = 180,6 \text{ кДж}$
2. $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$, $\Delta H_2 = -114,2 \text{ кДж}$

Решение:

1. Целевая реакция:
 $1/2\text{N}_2 + 1/2\text{O}_2 \rightarrow \text{NO}$
2. Используем закон Гесса:
 $\Delta H_f^\circ (\text{NO}) = 1/2 \Delta H_1$
3. Подставляем данные:
 $\Delta H_f(\text{NO}) = 1/2 \cdot 180,6 = 90,3 \text{ кДж/моль.}$

Ответ: $\Delta H_f(\text{NO}) = 90,3 \text{ кДж/моль}$

Вариант 5

Газ расширяется при постоянном давлении 2 атм от объема 1 л до объема 3 л. Рассчитайте работу, совершенную системой. (1 атм = 101,3 кПа).

Решение:

1. Работа при постоянном давлении рассчитывается по формуле:

$$W = P\Delta V$$

где P — давление, ΔV — изменение объема.

2. Переведем давление в Паскали:

$$P = 2 \text{ атм} \cdot 101,3 \text{ кПа/атм} = 202,6 \text{ кПа} = 202,6 \cdot 10^3 \text{ Па}.$$

3. Переведем объем в м³:

$$\Delta V = 3 \text{ л} - 1 \text{ л} = 2 \text{ л} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$$

4. Подставляем данные:

$$W = 202,6 \cdot 10^3 \text{ Па} \cdot 2 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 = 405,2 \text{ Дж} = 405,2 \text{ Дж}.$$

Ответ: $W = 405,2 \text{ Дж}$

Методические рекомендации по решению задач

Для решения задач на практических занятиях используется материал лекции по соответствующей теме.

Шкалы и критерии оценивания решения задач

«Зачтено», если все задачи решены верно.

«Не зачтено», если задачи решены с допущением ошибок.

Тесты для письменного опроса

Тесты по разделу 3 «Термодинамика, равновесие, кинетика»

Вариант 1

1. Что такое термодинамическая система?
2. Запишите словесное и математическое определение первого закона термодинамики
3. Какой знак изменения энтропии при смешении различных газов и при смешении одинаковых газов?
4. Записать и сформулировать условия равновесия компонента в двух фазах равновесной двухкомпонентной системы
5. Как сродство зависит от температуры?
6. Дайте определение третьего закона термодинамики

Вариант 2

1. Приведите примеры параметров системы. В чем различие интенсивных и экстенсивных параметров?
2. От каких параметров зависит тепловой эффект химической реакции?
3. Дайте определение изобарического потенциала
4. Что называют химическим сродством?
5. Запишите уравнение изотермы Вант-Гоффа
6. Дайте определение второго закона термодинамики

Вариант 3

1. В чем различие между энергией, теплотой и работой?
2. Почему и как зависит тепловой эффект от температуры?
3. Как меняется знак изменения энтропии при фазовых переходах?
4. Какой функцией оценивают химическое сродство?
5. Запишите выражение константы равновесия $\text{Cu}_2\text{O}(\text{T}) + \text{C}(\text{T}) = 2\text{Cu}(\text{T}) + \text{CO}(\text{T})$.
6. Дайте определение третьего закона термодинамики

Вариант 4

1. Какой процесс называют равновесным?
2. По какой функции определяют направление самопроизвольных процессов в закрытой системе?
3. Дайте определение химического потенциала
4. Что является характеристикой равновесия или равновесного протекания химических реакций?
5. Запишите определение константы равновесия химической реакции
6. Дайте определение второго закона термодинамики

Методические рекомендации по проведению тестирования:

Тест включает в себя вопросы с открытым ответом. Обучающемуся необходимо максимально полно письменно ответить на поставленный вопрос.

Шкалы и критерии оценивания тестирования:

Отлично	На все вопросы теста даны полные ответы
Хорошо	Приведены полные ответы не менее, чем на 80% вопросов теста
Удовлетворительно	Приведены полные ответы не менее, чем на 60% вопросов теста
Неудовлетворительно	Приведены ответы на менее 60% вопросов теста

Тема: все темы курса

Комплект контрольных заданий

Вариант 1.

1	К 120 мл 5,43%-ного раствора H_3PO_4 ($\rho = 1,05$ г/мл) добавили 40 мл 5,22%-ного NH_3 . Какая соль образуется, какова её массовая доля и молярная концентрация.
2	Объясните, почему значение изменения энтальпии растворения хлорида калия положительнее значения изменения энтальпии растворения хлорида натрия.
3	Объясните, почему показатели степеней в уравнениях, выражающих закон действия масс для нижеприведенных реакций взаимодействия исходных газообразных веществ, не всегда соответствуют коэффициентам уравнения? 1) $2NO + Cl_2 = 2NOCl$ $v = kc^2(NO) \cdot c(Cl_2)$ 2) $2N_2O_5 = 4NO_2 + O_2$ $v = kc(N_2O_5)$ 3) $H_2 + I_2 = 2HI$ $v = kc(H_2) \cdot c(I_2)$ 4) $4H_2 + 2NO = 4H_2O + N_2$ $v = kc(H_2) \cdot c^2(NO)$ 5) $N_2O_4 = 2NO_2$ $v = kc(N_2O_4)$
4	При некоторой температуре константа равновесия реакции $H_{2(g)} + Br_{2(g)} \rightleftharpoons 2HBr_{(g)}$ равна 1. Определите состав равновесной реакционной смеси, если для реакции были взяты 1 моль H_2 и 2 моль Br_2 .
5	Сколько эквивалентов железа и серы входят в 100 граммов сульфида железа (III)?

Вариант 2.

1	Рассчитайте навеску для приготовления 250 мл 0,3М раствора гидроксида калия, какая масса воды потребуется?
2	Используя необходимые справочные данные теплот реакций вычислите теплоту процесса нейтрализации уксусной кислоты 1) гидроксидом натрия, 2) аммиаком.
3	Как изменится скорость реакции: $2NO(g) + O_2(g) = 2NO_2(g)$, если уменьшить в два раза объем сосуда, в котором она протекает при сохранении прежних количеств вещества? Кинетическое уравнение реакции $v = k \cdot C^2NO \cdot CO_2$
4	Оксид азота (IV) NO_2 окрашен в бурый цвет, его димер N_2O_4 бесцветен. Предскажите, как будет меняться окраска смеси газов при одновременном увеличении температуры и уменьшении давления.

5	Определите молярную массу эквивалента четырехвалентного элемента, если при сжигании 2.4 граммов чистого вещества, состоящего из атомов этого элемента, израсходовано 6.4 грамма кислорода. Напишите уравнение протекающей реакции.
---	--

Вариант 3.

1	Какую навеску хлорида натрия растворили в мерной колбе объемом 500 мл, если плотность полученного раствора составила 1,220 г/мл. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора?
2	Определите, как изменяется энтропия при протекании химического процесса $\text{Na}_2\text{O}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow 2\text{NaOH}(\text{т})$
3	Вычислить энергию активации реакции первого порядка, константа скорости которой при 273 К равна $4,04 \cdot 10^{-5} \text{ с}^{-1}$, а при 280 К равна $7,72 \cdot 10^{-5} \text{ с}^{-1}$.
4	Чему равна константа равновесия реакции окисления оксида азота (II) до оксида азота (IV), если при 538 К и начальных концентрациях $\text{CNO} = 0,0018 \text{ моль/л}$ и $\text{CO}_2 = 0,0016 \text{ моль/л}$ в оксид азота (IV) превращается 80% оксида азота (II).
5	При взаимодействии 3.2 граммов металла с серой образовалось 4.8 грамма сульфида. Определите молярную массу эквивалента этого металла, если молярная масса эквивалента серы 16г/моль. Сколько эквивалентов металла и серы израсходовано в этой реакции?

Вариант 4.

1	Какова массовая доля раствора, полученная смешением равных объемов 10 и 20 % растворов серной кислоты?
2	Рассчитайте ΔH_{298}° химической реакции $\text{Na}_2\text{O}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow 2\text{NaOH}(\text{т})$
3	Как изменится скорость реакции второго порядка при увеличении давления в системе в 3 раза?
4	В системе: $\text{PCl}_5 \leftrightarrow \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$ равновесие при 500 °С установилось, когда исходная концентрация PCl_5 , равная 1 моль/л, уменьшилась до 0,46 моль/л. Найдите значение константы равновесия при указанной температуре.
5	Для полного осаждения ионов меди из 30 граммов растворимой соли потребовалось 15 граммов гидроксида натрия. Определите эквивалент соли, взятой для реакции

Вариант 5.

1	Какова массовая доля раствора, полученная смешением равных объемов 10 и 20 % растворов серной кислоты и гидроксида натрия?
2	На основании двух термохимических уравнений определите, что устойчивее - алмаз или графит? $\text{C}(\text{графит}) + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 393,8 \text{ кДж}$ $\text{C}(\text{алмаз}) + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 395,7 \text{ кДж}$
3	Определить молекулярность реакции: $\text{H}_2 + \text{F}_2 \rightarrow 2\text{HF}$. Какой порядок реакции следует ожидать при его экспериментальном определении?
4	Константа равновесия реакции: $\text{COCl}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$ равна 0,02. Исходная концентрация COCl_2 составила 1,3 моль/л. Рассчитайте равновесную концентрацию Cl_2 . Какую исходную концентрацию COCl_2 следует взять, чтобы увеличить выход

	хлора в 3 раза?
5	Содержание металла в оксиде – 53%. Определите молярную массу эквивалента этого металла.

Вариант 6.

1	Сколько мл фосфорной кислоты (плотность 1,625 г/мл) и воды нужно взять (смешать) чтобы получить 200 г раствора с концентрацией 2 моль/л?
2	Даны три уравнения химических реакций: а) $\text{Ca (тв)} + 2 \text{H}_2\text{O (ж)} = \text{Ca(OH)}_2 \text{ (водн)} + \text{H}_2 \text{ (г)} + 456,4 \text{ кДж}$ б) $\text{CaO (тв)} + \text{H}_2\text{O (ж)} = \text{Ca(OH)}_2 \text{ (водн)} + 81,6 \text{ кДж}$ в) $\text{H}_2 \text{ (г)} + 1/2 \text{O}_2 \text{ (г)} = \text{H}_2\text{O (ж)} + 286 \text{ кДж}$ Определите тепловой эффект реакции: $\text{Ca (тв)} + 1/2 \text{O}_2 \text{ (г)} = \text{CaO (тв)} + Q \text{ кДж}$.
3	Рассчитайте скорость реакции между растворами хлорида калия и нитрата серебра, концентрации которых составляют соответственно 0,2 и 0,3 моль/л, а $k=1,5 \cdot 10^{-3} \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$
4	Равновесие в системе $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{HI}_{(\text{г})}$ установилось при следующих концентрациях участников реакции: HI – 0,05 моль/л, водорода и иода – по 0,01 моль/л. Как изменятся концентрации водорода и иода при повышении концентрации HI до 0,08 моль/л?
5	Какой объем водорода выделится при растворении в кислоте четырех граммов металла, если эквивалент этого металла равен 20? Температура процесса 315К.

Вариант 7.

1	Сколько грамм воздушно-сухого гидроксида калия (молярная доля воды 26%) нужно растворить в 1000 мл воды, чтобы получить 12% раствор. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора.
2	С помощью термохимического уравнения $\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} + 3/2 \text{O}_2 = \text{SO}_{2(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} + 562,8 \text{ кДж}$ определите объем сгоревшего сероводорода, если известно, что в результате реакции выделилось 281,4 кДж теплоты.
3	При увеличении температуры с 30 до 45°C скорость гомогенной реакции повысилась в 20 раз. Чему равна энергия активации реакции?
4	Для реакции: $\text{FeO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{Fe}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$ константа равновесия при 1000°C равна 0,5. Начальные концентрации CO и CO ₂ были соответственно равны 0,05 и 0,01 моль/л. Найдите их равновесные концентрации.
5	Сколько граммов чистого вещества, состоящего из атомов пятивалентного элемента можно окислить, используя 112 литров кислорода, если эквивалент этого элемента равен 6,2? Напишите уравнение протекающей реакции.

Вариант 8.

1	Аликвоту объемом 5 мл концентрированной хлороводородной кислоты (плотность 1,195 г/мл) разбавили в мерной колбе водой до 100 мл. Вычислите массовую долю, молярную концентрацию полученного раствора.
2	Предскажите знак изменения энтропии (ΔS°_{298}) в каждой из предложенных реакций: 1) $2\text{KClO}_{3(\text{к})} = 2\text{KCl}_{(\text{к})} + 3\text{O}_{2(\text{г})}$ 2) $\text{N}_{2(\text{г})} + 2\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{2(\text{г})}$ 3) $3\text{C}_2\text{H}_{2(\text{г})} = \text{C}_6\text{H}_{6(\text{ж})}$ Проверьте правильность сделанных выводов расчетом ΔS°_{298} соответствующих реакций, пользуясь справочными данными
3	Константа скорости реакции омыления уксусноэтилового эфира: $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5_{(\text{р-р})} + \text{KOH}_{(\text{р-р})} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOK}_{(\text{р-р})} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{р-р})}$ равна 0,1 л/моль·мин. Начальная концентрация

	уксусноэтилового эфира была равна 0,01 моль/л, а щелочи – 0,05 моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и в тот момент, когда концентрация эфира станет равной 0,008 моль/л.
4	Для реакции получения аммиака из простых веществ равновесные концентрации при некоторой температуре равны: аммиак – 4 моль/л, азот – 3 моль/л, водород – 9 моль/л. Каким будет направление процесса при концентрациях всех веществ 5 моль/л?
5	При сжигании 10 литров неизвестного газа израсходовано 20 литров кислорода. Определите эквивалентный объем сжигаемого газа

Вариант 9.

1	В мерную колбу объемом 250 мл поместили 60 г гидроксида натрия и прилили до метки дистиллированной воды. Плотность полученного раствора составила 1,205 г/мл. Найдите концентрацию полученного раствора (массовую долю, молярную концентрацию).
2	Используя необходимые справочные данные теплот реакций вычислите теплоту процесса нейтрализации уксусной кислоты 1) гидроксидом натрия, 2) аммиаком.
3	Температурный коэффициент реакции равен 2,5. Как изменится ее скорость при охлаждении реакционной смеси от изменения температуры от 50 °С до 30 °С? Можно ли оценить на основании этих данных значение энергии активации процесса?
4	Для реакции димеризации оксида азота IV $^{298}K = 216$. Рассчитайте константу равновесия при 320К. Стандартное изменение энтальпии димеризации –57,4 кДж/моль (считайте независимым от температуры).
5	Какой объем водорода выделится при растворении в кислоте четырех граммов металла, если эквивалент этого металла равен 20? Температура процесса 315К.

Вариант 10.

1	Какую навеску хлорида натрия растворили в мерной колбе объемом 500 мл, если плотность полученного раствора составила 1,220 г/мл. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора?
2	На основании двух термохимических уравнений определите, что устойчивее - алмаз или графит? $C(\text{графит}) + O_2 = CO_2 + 393,8 \text{ кДж}$ $C(\text{алмаз}) + O_2 = CO_2 + 395,7 \text{ кДж}$
3	Как изменится скорость реакции второго порядка при увеличении давления в системе в 3 раза?
4	Для реакции димеризации оксида азота IV $^{298}K = 216$. Рассчитайте константу равновесия при 320К. Стандартное изменение энтальпии димеризации –57,4 кДж/моль (считайте независимым от температуры).
5	На растворение 6 граммов неизвестного металла израсходовано 49 граммов серной кислоты. Определите молярную массу эквивалента серной кислоты, если эквивалент металла равен 12. Сколько эквивалентов металла и кислоты при этом израсходовано?

Вариант 11.

1	Сколько грамм воздушно-сухого гидроксида калия (молярная доля воды 26%) нужно растворить в 1000 мл воды, чтобы получить 12% раствор. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора.
2	Предскажите знак изменения энтропии (ΔS_{298}°) в каждой из предложенных реакций: 1) $FeO_{(к)} + H_{2(г)} = Fe_{(к)} + H_2O_{(г)}$ 2) $Ag^+_{(р)} + Cl^-_{(р)} = AgCl_{(к)}$ Проверьте правильность сделанных выводов расчетом ΔS_{298}° соответствующих

	реакций, пользуясь справочными данными
3	Вычислить энергию активации реакции первого порядка, константа скорости которой при 273 К равна $4,04 \cdot 10^{-5} \text{ с}^{-1}$, а при 280 К равна $7,72 \cdot 10^{-5} \text{ с}^{-1}$.
4	Чему равна константа равновесия реакции окисления оксида азота (II) до оксида азота (IV), если при 538 К и начальных концентрациях $\text{CNO} = 0,0018$ моль/л и $\text{CO}_2 = 0,0016$ моль/л в оксид азота (IV) превращается 80% оксида азота (II).
5	Сколько эквивалентов железа и серы входят в 100 граммов сульфида железа (III)?

Вариант 12.

1	Рассчитайте навеску для приготовления 250 мл 0,3М раствора гидроксида калия, какая масса воды потребуется?
2	Рассчитайте ΔH°_{298} химической реакции $\text{Na}_2\text{O}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow 2\text{NaOH}(\text{т})$
3	Как изменится скорость реакции: $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$, если уменьшить в два раза объем сосуда, в котором она протекает при сохранении прежних количеств вещества? Кинетическое уравнение реакции $v = k \cdot \text{C}^2\text{NO} \cdot \text{C}\text{O}_2$
4	В системе: $\text{PCl}_5 \leftrightarrow \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$ равновесие при 500 °С установилось, когда исходная концентрация PCl_5 , равная 1 моль/л, уменьшилась до 0,46 моль/л. Найдите значение константы равновесия при указанной температуре.
5	Определите молярную массу эквивалента четырехвалентного элемента, если при сжигании 2.4 граммов чистого вещества, состоящего из атомов этого элемента, израсходовано 6.4 грамма кислорода. Напишите уравнение протекающей реакции.

Вариант 13.

1	Какова массовая доля раствора, полученная смешением равных объемов 10 и 20 % растворов серной кислоты?
2	Предскажите знак изменения энтропии (ΔS°_{298}) в каждой из предложенных реакций: 1) $2\text{KClO}_3(\text{к}) = 2\text{KCl}(\text{к}) + 3\text{O}_2(\text{г})$ 2) $\text{N}_2(\text{г}) + 2\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$ 3) $3\text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) = \text{C}_6\text{H}_6(\text{ж})$ Проверьте правильность сделанных выводов расчетом ΔS°_{298} соответствующих реакций, пользуясь справочными данными
3	Объясните, почему показатели степеней в уравнениях, выражающих закон действия масс для нижеприведенных реакций взаимодействия исходных газообразных веществ, не всегда соответствуют коэффициентам уравнения? 1) $2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$ $v = kc^2(\text{NO}) \cdot c(\text{Cl}_2)$ 2) $2\text{N}_2\text{O}_5 = 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ $v = kc(\text{N}_2\text{O}_5)$ 3) $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ $v = kc(\text{H}_2) \cdot c(\text{I}_2)$ 4) $4\text{H}_2 + 2\text{NO} = 4\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$ $v = kc(\text{H}_2) \cdot c^2(\text{NO})$ 5) $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$ $v = kc(\text{N}_2\text{O}_4)$
4	Константа равновесия реакции: $\text{COCl}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$ равна 0,02. Исходная концентрация COCl_2 составила 1,3 моль/л. Рассчитайте равновесную концентрацию Cl_2 . Какую исходную концентрацию COCl_2 следует взять, чтобы увеличить выход хлора в 3 раза?

5	При взаимодействии 3.2 граммов металла с серой образовалось 4.8 грамма сульфида. Определите молярную массу эквивалента этого металла, если молярная масса эквивалента серы 16г/моль. Сколько эквивалентов металла и серы израсходовано в этой реакции?
---	--

Вариант 14.

1	Сколько мл фосфорной кислоты (плотность 1,625 г/мл) и воды нужно взять (смешать) чтобы получить 200 г раствора с концентрацией 2 моль/л?
2	Объясните, почему значение изменения энтальпии растворения хлорида калия положительнее значения изменения энтальпии растворения хлорида натрия.
3	При увеличении температуры с 30 до 45°С скорость гомогенной реакции повысилась в 20 раз. Чему равна энергия активации реакции?
4	Равновесие в системе $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{HI}_{(\text{г})}$ установилось при следующих концентрациях участников реакции: HI – 0,05 моль/л, водорода и иода – по 0,01 моль/л. Как изменятся концентрации водорода и иода при повышении концентрации HI до 0,08 моль/л?
5	При сжигании 10 литров неизвестного газа израсходовано 20 литров кислорода. Определите эквивалентный объем сжигаемого газа

Вариант 15.

1	Аликвоту объемом 5 мл концентрированной хлороводородной кислоты (плотность 1,195 г/мл) разбавили в мерной колбе водой до 100 мл. Вычислите массовую долю, молярную концентрацию полученного раствора.
2	С помощью термохимического уравнения $\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} + \frac{3}{2}\text{O}_2 = \text{SO}_{2(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} + 562,8 \text{ кДж}$ определите объем сгоревшего сероводорода, если известно, что в результате реакции выделилось 281,4 кДж теплоты.
3	Константа скорости реакции омыления уксусноэтилового эфира: $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5_{(\text{р-р})} + \text{KOH}_{(\text{р-р})} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOK}_{(\text{р-р})} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{р-р})}$ равна 0,1 л/моль·мин. Начальная концентрация уксусноэтилового эфира была равна 0,01 моль/л, а щелочи – 0,05 моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и в тот момент, когда концентрация эфира станет равной 0,008 моль/л.
4	Для реакции: $\text{FeO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{Fe}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$ константа равновесия при 1000°С равна 0,5. Начальные концентрации CO и CO ₂ были соответственно равны 0,05 и 0,01 моль/л. Найдите их равновесные концентрации.
5	Для полного осаждения ионов меди из 30 граммов растворимой соли потребовалось 15 граммов гидроксида натрия. Определите эквивалент соли, взятой для реакции

Вариант 16.

1	В мерную колбу объемом 250 мл поместили 60 г гидроксида натрия и прилили до метки дистиллированной воды. Плотность полученного раствора составила 1,205 г/мл Найдите концентрацию полученного раствора (массовую долю, молярную концентрацию).										
2	<p>Вычислите энергию Гиббса и определите возможность протекания реакции при температурах 1000 и 3000 К.</p> $\text{Cr}_2\text{O}_3 (\text{т}) + 3\text{C} (\text{т}) = 2\text{Cr} (\text{т}) + 3\text{CO} (\text{г})$ <table style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="text-align: left;">ΔH_{298}, кДж/моль</td> <td style="text-align: center;">— 1141</td> <td style="text-align: center;">0</td> <td style="text-align: center;">0</td> <td style="text-align: center;">— 110,6</td> </tr> <tr> <td style="text-align: left;">ΔS_{298}, Дж/(моль×К)</td> <td style="text-align: center;">81,2</td> <td style="text-align: center;">5,7</td> <td style="text-align: center;">23,6</td> <td style="text-align: center;">197,7</td> </tr> </table>	ΔH_{298} , кДж/моль	— 1141	0	0	— 110,6	ΔS_{298} , Дж/(моль×К)	81,2	5,7	23,6	197,7
ΔH_{298} , кДж/моль	— 1141	0	0	— 110,6							
ΔS_{298} , Дж/(моль×К)	81,2	5,7	23,6	197,7							
3	Температурный коэффициент реакции равен 2,5. Как изменится ее скорость при охлаждении реакционной смеси от изменения температуры от 50 °С до 30 °С? Можно ли оценить на основании этих данных значение энергии активации процесса?										

4	Оксид азота (IV) NO_2 окрашен в бурый цвет, его димер N_2O_4 бесцветен. Предскажите, как будет меняться окраска смеси газов при одновременном увеличении температуры и уменьшении давления.
5	Содержание металла в оксиде – 53%. Определите молярную массу эквивалента этого металла.

Вариант 17.

1	Какова массовая доля раствора, полученная смешением равных объемов 10 и 20 % растворов серной кислоты и гидроксида натрия?
2	Определите, как изменяется энтропия при протекании химического процесса $\text{Na}_2\text{O}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow 2\text{NaOH}(\text{т})$
3	Рассчитайте скорость реакции между растворами хлорида калия и нитрата серебра, концентрации которых составляют соответственно 0,2 и 0,3 моль/л, а $k=1,5 \cdot 10^7 \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$
4	Для реакции получения аммиака из простых веществ равновесные концентрации при некоторой температуре равны: аммиак – 4 моль/л, азот – 3 моль/л, водород – 9 моль/л. Каким будет направление процесса при концентрациях всех веществ 5 моль/л?
5	Какой объем водорода выделится при растворении в кислоте четырех граммов металла, если эквивалент этого металла равен 20? Температура процесса 315К.

Вариант 18.

1	К 120 мл 5,43%-ного раствора H_3PO_4 ($\rho = 1,05 \text{ г/мл}$) добавили 40 мл 5,22%-ного NH_3 . Какая соль образуется, какова её массовая доля и молярная концентрация.
2	Даны три уравнения химических реакций: а) $\text{Ca}(\text{тв}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{водн}) + \text{H}_2(\text{г}) + 456,4 \text{ кДж}$ б) $\text{CaO}(\text{тв}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{водн}) + 81,6 \text{ кДж}$ в) $\text{H}_2(\text{г}) + 1/2 \text{O}_2(\text{г}) = \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + 286 \text{ кДж}$ Определите тепловой эффект реакции: $\text{Ca}(\text{тв}) + 1/2 \text{O}_2(\text{г}) = \text{CaO}(\text{тв}) + Q \text{ кДж}$.
3	Определить молекулярность реакции: $\text{H}_2 + \text{F}_2 \rightarrow 2\text{HF}$. Какой порядок реакции следует ожидать при его экспериментальном определении?
4	При некоторой температуре константа равновесия реакции $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Br}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HBr}(\text{г})$ равна 1. Определите состав равновесной реакционной смеси, если для реакции были взяты 1 моль H_2 и 2 моль Br_2 .
5	На растворение 6 граммов неизвестного металла израсходовано 49 граммов серной кислоты. Определите молярную массу эквивалента серной кислоты, если эквивалент металла равен 12. Сколько эквивалентов металла и кислоты при этом израсходовано?

Методические рекомендации по решению контрольных заданий

Для решения контрольного задания используется материал лекции и практических занятий по соответствующей теме. Задачи для контрольных работ имеют разный уровень сложности и оцениваются баллами сложности. При затруднении выполнения студенты могут получить консультации у преподавателя. Консультации проводятся еженедельно и включены в расписание преподавателя.

Шкалы и критерии оценивания контрольных заданий

«Зачтено», если все задачи решены верно.

«Не зачтено», если задачи решены с допущением ошибок.

Комплект вопросов по технике безопасности

1. Общие правила работы в химической лаборатории
2. Общие правила работы с ядовитыми и вредными веществами.
3. Правила работы с вредными и ядовитыми газами. Признаки отравления ими и оказание первой помощи при отравлении.
4. Действия при отравлении твердыми веществами.
5. Правила работы со ртутью и ее соединениями.
6. Правила работы с концентрированными кислотами, олеумом, щелочами. Первая помощи при химических ожогах кожи, глаз.
7. Правила безопасной работы с органическими растворителями.
8. Меры предупреждения возгораний и взрывов.
9. Средства тушения пожаров. Действия при загорании одежды.
10. Средства тушения при загорании некоторых химических веществ. В каких случаях нельзя использовать для тушения воду, диоксид углерода?
11. Правила работы с электроприборами. Оказание первой помощи при поражении электрическим током.
12. Оказание первой помощи при порезах, при термических ожогах.

Методические рекомендации по проведению инструктажа по технике безопасности

Перед началом лабораторных работ все студенты проходят обязательный инструктаж по технике безопасности. После этого отвечают на вопросы по технике безопасности.

Критерии оценки инструктажа по технике безопасности

«Зачтено» за технику безопасности выставляется, если студент отвечает на все вопросы по технике безопасности.

«Не зачтено», если студент не отвечает на все вопросы по технике безопасности.

Вопросы к зачету

1. Основные законы химии.
2. Эквивалент. Закон эквивалентов.
3. Способы выражения состава растворов. Нормальная концентрация – один из способов выражения состава растворов.
4. Растворы. Растворимость. Произведение растворимости.
5. Общие свойства растворов.
6. Коллоидные растворы.
7. Электролитическая диссоциация. Параметры, характеризующие диссоциацию. Ионное произведение воды. рН.
8. Гидролиз. Типы солей по отношению к гидролизу. Количественные характеристики гидролиза.
9. Вода – слабый электролит. Водородный показатель. Буферные растворы.
10. Строение атома. Модели Томпсона, Резерфорда, Бора. Строение ядра.
11. Современная трактовка Периодического закона Д.И. Менделеева. Свойства свободных атомов и их изменение по периодам и группам периодической системы.
12. Квантово – химическая модель строения атома. Уровни и подуровни. Принцип Паули. Правило Хунда.
13. Химическая связь. Параметры, характеризующие химическую связь и π – связи.
14. Метод валентных связей. Гибридизация атомных орбиталей.
15. Ковалентная и ионная связь с точки зрения полярности молекул.
16. Характеристики различных видов связи.
17. Водородная связь, ее особенность и роль в обеспечении жизни на Земле. Межмолекулярные взаимодействия.

18. Образование кратных связей с точки зрения метода валентных связей. Примеры.
19. Метод молекулярных орбиталей. Молекулярная орбиталь как линейная комбинация атомных орбиталей.
20. Энергетические диаграммы, прочность и магнитные свойства молекул и молекулярных ионов элементов первого периода.
21. Энергетические диаграммы, прочность и магнитные свойства гомоядерных молекул и молекулярных ионов элементов второго периода.
22. Гетероядерные молекулы. Метод изоэлектронных серий.
23. Гипервалентные связи, механизм образования.
24. Основы термодинамики. Первый закон термодинамики. Энтальпия.
25. Закон Гесса, его следствия и применение.
26. Энтропия. Второй закон термодинамики.
27. Энергия Гиббса. Критерий протекания химических и биологических процессов.
28. Скорость химической реакции, ее зависимость от различных факторов. Сложные химические взаимодействия.
29. Катализ. Механизм гомо – и гетерогенного катализа. Автокатализ. Примеры.
30. Энергия активации. Константа скорости. Катализаторы.
31. Химическое равновесие. Константа равновесия. Принцип Ле – Шателье.
32. Окислительно-восстановительные процессы. Электродный потенциал. Ряд напряжений.
33. Основы электрохимии. Гальванические элементы, электролиз, коррозия.
34. Комплексные соединения. Классификация, строение, номенклатура, изомерия, диссоциация. Роль комплексных соединений в биологических системах.

Методические рекомендации по проведению зачета

К зачету допускаются студенты, выполнившие и защитившие все лабораторные работы и получившие положительную оценку по контрольной работе. На зачете оценивается ответ на 2 вопроса из предложенного перечня вопросов к зачету, а также умение писать химические реакции и проведение несложных расчетов.

Критерии оценивания зачета

Оценка «зачтено» выставляется, если выполнены на положительную оценку контрольная работа, решены задачи, пройден тест, сдана техника безопасности, защищены лабораторные работы и приведены правильные ответы на 2 вопроса из предложенного перечня вопросов к зачету.

Оценка «не зачтено» ставится в случаях незнания сути теоретических вопросов или при удовлетворительном ответе на половину теоретических вопросов, не выполнена контрольная работа, либо не выполнены или не защищены лабораторные работы.

Разработчик



А.А. Шубин