

*Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего образования «Российский университет дружбы народов»*

*Факультет физико-математических и естественных наук*

*Институт физических исследований и технологий*

Рекомендовано МССН

## **РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ**

### **ХИМИЯ**

**Рекомендуется для направления подготовки/специальности**

**03.03.02 Физика**

**Квалификация (степень) выпускника  
бакалавр**

### 1. Цели и задачи дисциплины:

Преподавание химии в университетах ставит своей целью формирование научного мировоззрения, теоретической подготовки специалистов, прививание навыков установления связи строения и свойств веществ с возможностью их практического применения, умения самостоятельной работы с химической литературой. Задачами курса является освоение студентами теоретических основ неорганической химии, изучение строения и свойств простых веществ и их соединений, применение полученных знаний на практике.

### 2. Место дисциплины в структуре ОП ВО:

Дисциплина «Химия» относится к базовой части учебного цикла Б1.О.01. Курс химии является начальным этапом профессиональной подготовки бакалавра-физика. Для его изучения необходимы знания, умения и компетенции по химии, физике и математике в объеме, предусмотренном государственным образовательным стандартом среднего (полного) общего образования (базовый уровень).

Знания и навыки, полученные при освоении курса «Химия», составляют фундаментальную основу для изучения других общепрофессиональных дисциплин данной ООП, преподаваемых в дальнейшем («Молекулярная физика», «Атомная физика», «Экология», «Физическая кинетика», «Электронное строение вещества»), позволяют научить студентов анализировать и решать задачи атомной и молекулярной физики, сформировать общекультурные и профессиональные навыки физика-исследователя.

В таблице № 1 приведены предшествующие и последующие дисциплины, направленные на формирование компетенций дисциплины в соответствии с матрицей компетенций ОП ВО.

Таблица № 1

#### Предшествующие и последующие дисциплины, направленные на формирование компетенций

№ п/п	Шифр и наименование компетенции	Предшествующие дисциплины	Последующие дисциплины (группы дисциплин)
1.	ОПК-1. Способен применять базовые знания в области физико-математических и (или) естественных наук в сфере своей профессиональной деятельности	«Молекулярная физика», Дисциплины модуля «Математика»	«Атомная физика» «Физическая кинетика» «Термодинамика и статистическая физика»

### 3. Требования к результатам освоения дисциплины:

В результате изучения дисциплины студент должен:

#### *Знать:*

- базовые понятия об объектах изучения;
- методы исследования в естественных науках;
- современные концепции, достижения и ограничения естественных наук.

#### *Уметь:*

- применять естественнонаучные знания в учебной и профессиональной деятельности.

#### *Владеть:*

- навыками структурирования естественнонаучной информации.

### 4. Объем дисциплины и виды учебной работы

Общая трудоемкость дисциплины составляет 2 зачетные единицы.

Вид учебной работы	Всего часов	Семестры			
			5		
<b>Аудиторные занятия (всего)</b>	<b>36</b>		<b>36</b>		
В том числе:	-	-	-		-

Лекции		18		18		
Практические занятия (ПЗ)						
Семинары (С)		18		18		
Лабораторные работы (ЛР)						
<b>Самостоятельная работа (всего)</b>		<b>36</b>		<b>36</b>		
Общая трудоемкость	час	<b>72</b>		<b>72</b>		
	зач. ед.	<b>2</b>		<b>2</b>		

## 5. Содержание дисциплины

### 5.1. Содержание разделов дисциплины

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела (темы)
1.	Введение	Химия как система знаний о веществах и их превращениях. Взаимосвязь химии и физики. Актуальные проблемы современной химии. Основные цели, задачи и методы химии. Содержание и цели курса «Химия».
2.	Основные понятия и законы химии	Атом. Химический элемент. Молекула. Простое вещество, сложное вещество. Аллотропия. Изотопы. Закон сохранения массы и энергии при химических реакциях. Закон постоянства состава химических соединений (бертоллиды и дальтонида). Закон эквивалентов. Закон кратных отношений. Основные газовые законы. Закон Авогадро. Объем моля газа. Моль вещества. Число Авогадро.
3.	Строение атомов. Периодический закон Д.И. Менделеева и Периодическая система элементов	Тема 1. Развитие представлений о строении атомов. Значение изучения строения атома для химии и физики. Квантово-механическая модель строения атомов. Волновая природа электрона. Характеристика энергетического состояния электрона системой квантовых чисел. Многоэлектронные атомы. Состояние электронов в многоэлектронных атомах. Распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням. Принципы заполнения АО электронами. Принцип наименьшей энергии. Правила В.М. Клечковского. Принцип запрета Паули. Тема 2. Современная формулировка Периодического закона. Периодический закон как один из основных законов природы. Периодическая система как форма выражения Периодического закона. Классификация элементов. Периодичность изменения свойств характерных соединений элементов.
4.	Химическая связь и строение молекул	Химическая связь и её природа. Основные характеристики химической связи: длина, энергия (прочность) связи, валентные углы, полярность. Механизмы образования ковалентных химических связей (КХС). Ионная связь как предельный случай полярной ковалентной связи. Степень ионности связи. Межмолекулярное взаимодействие. Энергия межмолекулярного взаимодействия. Факторы, влияющие на энергию межмолекулярного взаимодействия.

5.	Основы химической термодинамики и химическое равновесие	Тема 1. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия и её изменение при химических и фазовых превращениях. Теплота и работа. Энтальпия. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения. Закон Гесса и термохимические расчеты, основанные на этом законе. Второй закон термодинамики. Энтропия. Уравнение состояния (равновесия). Энергия Гиббса. Стандартная энергия Гиббса образования химического соединения. Критерии самопроизвольного протекания процессов.
		Тема 2. Обратимость химических процессов. Химическое равновесие. Константа химического равновесия как мера глубины протекания процессов. Связь энергии Гиббса с константой равновесия. Принцип Ле Шателье.
6.	Растворы	Тема 1. Дисперсные системы. Дисперсная среда и дисперсная фаза. Дисперсные системы и их классификация. Взвеси, суспензии, эмульсии, коллоидные растворы, истинные растворы.
		Тема 2. Особенности растворов электролитов. Электролитическая диссоциация. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Кислоты, основания, амфотерные гидроксиды и соли с точки зрения электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Растворы слабых электролитов. Степень диссоциации (ионизации) слабого электролита. Ионные реакции и ионные уравнения химических реакций.
		Тема 3. Гидролиз солей как частный случай кислотно-основного равновесия. Различные случаи гидролиза. Степень гидролиза. Зависимость степени гидролиза от концентрации и температуры. Подавление (уменьшение) гидролиза.
7.	Окислительно-восстановительные и электрохимические процессы	Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Окислители. Восстановители. Окислительно-восстановительные реакции и их типы. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса. Электродные потенциалы. Электрохимические свойства растворов. Двойной электрический слой, электроды, гальванические ячейки.
8.	Химия элементов	Тема 1. Водород. Вода. Пероксид водорода.
		Тема 2. Элементы Iи II A групп. p-элементы.
		Тема 3. d-элементы.

### 5.2. Разделы дисциплины и виды занятий

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Лекц.	Практ. зан.	Лаб. зан.	Семина	СРС	Всего час.
1.	Введение.						
2.	Основные понятия и законы химии.	2			1	2	5
3.	Строение атомов. Периодический закон Д.И. Менделеева и Периодическая система элементов.	2			4	4	10
4.	Химическая связь и строение молекул.	2				2	4
5.	Основы химической термодинамики и химическое равновесие.	2			2	6	10
6.	Растворы.	2			4	6	12

7.	Окислительно-восстановительные и электрохимические процессы.	2			2	4	8
8.	Химия элементов.	6			5	12	23
	Итого						72

**6. Лабораторный практикум** Не предусмотрен учебным планом.

**7. Практические занятия (семинары)**

№ п/п	№ раздела дисциплины	Тематика практических занятий (семинаров)	Трудоемкость (час.)
1.	2	Уравнение Менделеева-Клапейрона и его применение для решения задач по определению молярной массы, объема и давления газов.	1
2.	3	Строение атома и ПЗ Д.И.Менделеева.	4
3.	5	Законы химической термодинамики	2
4.	6	Способы выражения концентрации растворов. Гидролиз.	4
5.	7	ОВР	2
6.	8	Химия элементов: характеристика атомов, свойства, соединения.	5

**8. Материально-техническое обеспечение дисциплины:**

Лекционная аудитория с мультимедийным проектором; аудитория с доской и мелом для проведения семинарских занятий; компьютеры для проведения тестирования и доступа к информационным системам.

**9. Информационное обеспечение дисциплины**

**а) программное обеспечение**

1. пакет программ MS Office (Microsoft Word, Excel, Power Point)
2. программа ORIGIN

**б) базы данных, информационно-справочные и поисковые системы:**

<http://web-local.rudn.ru> – личный кабинет преподавателя

<http://www.en.edu.ru/>

<http://www.alhimikov.net/>

<http://www.rushim.ru/books/books.htm>

<http://www.chemnet.ru>

**10. Учебно-методическое обеспечение дисциплины:**

**а) основная литература**

1. Н.Л. Глинка. Общая химия. М.: КноРус, 2014, 2016, 2018. 752с.  
[http://lib.rudn.ru/MegaPro/UserEntry?Action=Rudn\\_FindDoc&id=442732&idb=0](http://lib.rudn.ru/MegaPro/UserEntry?Action=Rudn_FindDoc&id=442732&idb=0)
2. Н.Л. Глинка. Задачи и упражнения по общей химии. М.: КноРус, 2011, 2019. 240с.

**б) дополнительная литература**

1. Н.С. Ахметов. Общая и неорганическая химия. СПб.: Лань, 2014, 743с.
2. Л.М. Витинг, Л.А. Резницкий. Задачи и упражнения по общей химии. Учебное пособие. — 3-е изд. М.: Издательство МГУ, 1995. 221 с.

**11. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины (модуля)**

Необходимым условием освоения данного курса является обязательное посещение лекций и семинарских занятий, обязательное выполнение заданий преподавателя. Для оценки знаний студентов применяется балльно-рейтинговая система. Пропущенные занятия должны быть отработаны.

**Самостоятельная работа студентов во внеаудиторные часы включает:**

- изучение тем дисциплины по лекционному материалу, учебникам и информационным источникам;
- ответы на вопросы для самопроверки по темам дисциплины;
- подготовку лабораторного журнала к работе в лаборатории;
- решение домашних заданий по темам дисциплины в соответствии с учебным планом.

## Требования к освоению тем и задания для самостоятельной работы по темам

Тема	Цели изучения	Знать	Уметь	Владеть
Основные понятия. Строение атома. Периодический закон.	приобретение глубоких знаний по данной теме	Основные понятия.	Применять ПЗ для характеристики отдельных элементов.	Навыками работы с ПС.
Химическая связь.	приобретение глубоких знаний по данной теме	Типы химической связи.	Соотносить свойства химических веществ с особенностями строения.	Навыками определения типа химической связи в соединении и предсказания физических свойств неорганических соединений.
Основы химической термодинамики.	приобретение глубоких знаний по данной теме	Функции состояния.	Определение возможности самопроизвольности протекания химических процессов.	Навыками решения задач на применение 1 и 2 законов химической термодинамики.
Химическая кинетика. Химическое равновесие.	приобретение глубоких знаний по данной теме	Скорость химической реакции. Химическое равновесие.	Рассчитывать скорость химической реакции и константу равновесия обратимых химических процессов.	Навыками решения задач по данной теме.
Растворы. Кислотно-основные взаимодействия в растворах.	приобретение глубоких знаний по данной теме	Основные теории кислот и оснований.	Записывать ионные уравнения реакций, рассчитывать константы диссоциации, гидролиза.	Навыками составления ионных уравнений и расчета констант кислотно-основных равновесий.
Окислительно-восстановительные реакции.	приобретение глубоких знаний по данной теме	ОВР.	Составлять уравнения реакций, рассчитывать ЭДС окислительно-восстановительных процессов.	Навыками уравнивания ОВР методом электронного баланса.
s-элементы Периодической системы Д.И.Менделеева.	приобретение глубоких знаний по данной теме	Свойства щелочных и щелочноземельных металлов.	Делать предположения о свойствах элемента в зависимости от положения в ПС.	Навыками описания химических свойств элементов в зависимости от положения в ПС.
p-элементы Периодической системы Д.И.Менделеева.	приобретение глубоких знаний по данной теме	Свойства p-элементов.	Делать предположения о свойствах элемента в зависимости от положения в ПС.	Навыками описания химических свойств элементов в зависимости от положения в ПС.
d- и f-элементы Периодической системы Д.И.Менделеева.	приобретение глубоких знаний по данной теме	Свойства d- и f-элементов.	Делать предположения о свойствах элемента в зависимости от положения в ПС.	Навыками описания химических свойств элементов в зависимости от положения в ПС.

### 12. Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине (модулю)

Паспорт фонда оценочных средств по дисциплине Химия

Направление/Специальность: 03.03.02 Физика

Код контролируемой компетенции или её части	Контролируемый раздел дисциплины	Контролируемая тема дисциплины	ФОСы (формы контроля уровня освоения ООП)													Экзамен/Зачет	Баллы темы	Баллы раздела	
			Аудиторная работа							Самостоятельная работа									
			Опрос	Тест	Коллоквиум	Выполнение ЛР	Защита ЛР	Посещение лекции	Работа на семинарах	Лекторская КР	Выполнение ДЗ	Реферат	Выполнение РГР	Выполнение КР/КП	...				...
ОПК-1	Раздел 2. Основные понятия и законы химии.	Атом. Химический элемент. Молекула. Простое вещество, сложное вещество. Аллотропия. Изотопы. Газовые законы.					1	0,5	20								1,5	1,5	
ОПК-1	Раздел 3. Строение атомов. Периодический закон Д.И. Менделеева и Периодическая система элементов.	Тема 1. Распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням. Тема 2. Периодический закон как один из основных законов природы.		10			0,5	1										11,5	13,0
ОПК-1	Раздел 4. Химическая связь и строение молекул.	Химическая связь и её природа. Типы химической связи.					1											1	
ОПК-1	Раздел 5. Основы	Тема 1. 3 закона химической					0,5	0,5										1,0	2,0

	химической термодинамики и химическое равновесие.	термодинамики. Тема 2. Химическое равновесие.						0,5	0,5									1,0		
<b>ОПК-1</b>	Раздел 6. Растворы.	Тема 1. Дисперсные системы. Тема 2. Особенности растворов электролитов. Тема 3. Гидролиз солей.						0,5										30	0,5	<b>3,0</b>
							0,5	2											2,5	
<b>ОПК-1</b>	Раздел 7. Окисно-восстановительные и электрохимические процессы.	Окислительно-восстановительные реакции.						1	1											2,0
<b>ОПК-1</b>	Раздел 8. Химия элементов.	Тема 1. Водород. Вода. Пероксид водорода. Тема 2. Элементы II и III групп. p-элементы. Тема 3. d-элементы.						1,0	1,0										2,0	<b>27,5</b>
								2,0	1,5			20						3,5		
		<b>ИТОГО:</b>						<b>10,0</b>	<b>10,0</b>			<b>20,0</b>						<b>30,0</b>	<b>30,0</b>	<b>100,0</b>



## БАЛЛЬНО-РЕЙТИНГОВАЯ СИСТЕМА ОЦЕНКИ ЗНАНИЙ СТУДЕНТОВ

### по дисциплине "ХИМИЯ"

Вид работы	Количество работ	Количество баллов	Общая сумма баллов
Посещение лекций	8	10	10
Работа на семинарах	9	10	10
Самостоятельная работа студентов (реферат)	1	20	20
Тест	1	10	10
Лекторская контрольная работа	1	20	20
Итоговая контрольная работа	1	30	30
Итого за семестр			100
<b>Итого за семестр</b>			<b>100</b>

Соответствие систем оценок (используемых ранее оценок итоговой академической успеваемости, оценок ECTS и балльно-рейтинговой системы (БРС) оценок текущей успеваемости) (В соответствии с Приказом Ректора №996 от 27.12.2006 г.):

Баллы БРС	Традиционные оценки в РФ	Баллы для перевода оценок	Оценки	Оценки ECTS
86 – 100	5	95 - 100	5+	A
		86 - 94	5	B
69 – 85	4	69 - 85	4	C
51 – 68	3	61 - 68	3+	D
		51 - 60	3	E
0 – 50	2	31 - 50	2+	FX
		0 - 30	2	F
51 – 100	Зачет		Зачет	Passed

### Правила применения БРС

Студенты обязаны сдавать все задания в сроки, установленные преподавателем. Работы, предоставленные с опозданием, не оцениваются, контрольные работы не переписываются. Экзаменационная работа оценивается из 40 баллов независимо от оценки, полученной в семестре. Оценка **менее 15 баллов**, полученная при итоговой аттестации, является неудовлетворительной.

Студенты, набравшие **менее 31 балла** в течении семестра, **не допускаются** к итоговой аттестации.

Выполняя своевременно и качественно учебный план и график прохождения материала при изучении химии, студент может заработать в течение одного семестра максимальное количество баллов (100 баллов), что соответствует очень высокому уровню знаний и оценивается - **отлично**. Минимальный уровень освоения предмета, допускающий положительную оценку – **удовлетворительно**, соответствует накоплению за семестр – 51 балла (51% от возможного числа баллов).

### Перечень рефератов.

Студенты обязаны подготовить реферат, включающий описание строения атома элемента ПС Д.И.Менделеева, рассмотрение свойств этого элемента на основании строения атома, распространенность элемента в природе и применение. Конкретное задание (номер элемента в ПС) студент получает за 1 месяц до срока предоставления реферата на проверку.

Например, «Литий. Строение, свойства, применение».

### Пример контрольной работы для проведения промежуточной аттестации студентов:

#### БИЛЕТ № 1

1. Напишите электронные структуры:  $Ti^0$  и  $Ti^{2+}$ . Укажите, количество протонов и нейтронов в ядре, электронов в оболочке атома и иона.
2. Вычислить, какой объем (в мл) займет при н.у. газообразный фтор массой 0,85 г.
3. Определить степень окисления каждого элемента в соединениях:  $KClO_3$ ,  $KNO_3$ ,  $NH_4NO_3$ .
4. Рассчитайте энтальпию химической реакции  
 $2H_2O_{(ж)} + O_{2(г)} = 2H_2O_{2(ж)}$ , если  
 $\Delta H_f (H_2O_{(ж)}) = -285,8$  кДж/моль  
 $\Delta H_f (H_2O_{2(ж)}) = -187,9$  кДж/моль.
5. Приведите уравнения реакции следующих превращений:  
 $S \rightarrow FeS \rightarrow H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3$

### Пример зачетной контрольной работы

#### БИЛЕТ № 1

1. Назовите вещества  $CuSO_4$ ;  $K_2SO_3$ ;  $H_2S$ ;  $KBr$ ;  $Al_2O_3$ ;  $Fe(OH)_3$ ;  $Li_2O$ ;  $Br_2$ ;  $Ca(NO_3)_2$ ;  $N_2$ . Распределите их по классам неорганических соединений. Для оксидов и гидроксидов укажите, какими свойствами они обладают (основными, кислотными, амфотерными).
2. Напишите формулы химических соединений: фтороводород; гидроксид цинка; карбонат магния; нитрат свинца; силикат натрия; оксид серы(IV); серная кислота; перманганат калия; сульфат железа(III); гидроксид аммония.
3. Расставьте коэффициенты в уравнении методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель в данной реакции.  
 $SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$
4. Какой объем диоксида углерода образуются при сжигании в токе кислорода 5 г углерода?
5. Определите массовую долю бромоводорода в растворе, содержащем 2 моль газа и 1 кг воды.

### Вопросы теста по «Строению атома».

1	Атомное ядро состоит из	1. Протонов и электронов 2. Нейтронов и протонов 3. Только из протонов 4. Нейтронов и электронов
2	Изотопы – это	1. Атомы с разным зарядом ядра 2. Вещества, имеющие одинаковый состав, но разную массу 3. Атомы, имеющие одинаковое число протонов в

		ядре, но разное число нейтронов 4. Атомы, имеющие разное количество электронов
3	Химический элемент – это совокупность атомов с	1. Одинаковым зарядом ядра 2. Одинаковой массой 3. Одинаковым числом нейтронов 4. Одинаковым числом электронов
4	Число электронов в атоме равно	1. Числу нейтронов 2. Числу протонов 3. Номеру периода 4. Номеру группы
5	Химический элемент расположен в IV периоде, IA группе. Распределению электронов в атоме этого элемента соответствует ряд чисел	1. 2, 8, 8, 2 2. 2, 8, 18, 1 3. 2, 8, 8, 1 4. 2, 8, 18, 2
6.	Элементу с зарядом ядра +2 соответствует высший оксид	1. ЭО 2. Э <sub>2</sub> О 3. Э <sub>2</sub> О <sub>3</sub> 4. ЭО <sub>2</sub>
7	Три энергетических уровня и три внешних электрона содержит атом	1. Алюминия 2. Бора 3. Галлия 4. Скандия
8	Степень окисления, равную +6, атом серы проявляет в соединении	1. H <sub>2</sub> S 2. SO <sub>2</sub> 3. CS <sub>2</sub> 4. CaSO <sub>4</sub>
9	Электронная конфигурация 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> соответствует частицам	1. Na <sup>0</sup> и F <sup>-</sup> 2. F <sup>-</sup> и Mg <sup>2+</sup> 3. Mg <sup>2+</sup> и Ca <sup>2+</sup> 4. Na <sup>+</sup> и S <sup>2-</sup>
10	Одинаковое число электронов содержат частицы	1. Ca <sup>0</sup> и Ca <sup>2+</sup> 2. Be <sup>2+</sup> и Ca <sup>2+</sup> 3. Ca <sup>2+</sup> и S <sup>2-</sup> 4. F <sup>-</sup> и Ar <sup>0</sup>
11	Восемь внешних электронов содержат обе частицы	1. Ca <sup>0</sup> и Ca <sup>2+</sup> 2. Be <sup>2+</sup> и Ca <sup>2+</sup> 3. Ca <sup>2+</sup> и S <sup>2-</sup> 4. F <sup>-</sup> и He <sup>0</sup>
12	Частица Cl <sup>-</sup> имеет электронную конфигурацию	1. 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 2. 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 3. 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup> 4. 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>
13	Одинаковое число электронов содержат частицы	1. Mg <sup>0</sup> и Mg <sup>2+</sup> 2. Mg <sup>2+</sup> и Ca <sup>2+</sup> 3. Ca <sup>2+</sup> и Cl <sup>-</sup> 4. Cl <sup>-</sup> и Ne <sup>0</sup>
14	В порядке возрастания атомных радиусов расположены элементы	1. F-N-B 2. K-Ca-Mg 3. Na-Mg-Al 4. Ba-Be-Li

15	Электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ соответствует частицам	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. <math>S^0</math> и <math>S^{2-}</math></li> <li>2. <math>S^{2-}</math> и <math>Mg^{2+}</math></li> <li>3. <math>Mg^{2+}</math> и <math>Ca^{2+}</math></li> <li>4. <math>K^+</math> и <math>S^{2-}</math></li> </ol>
16	Четыре энергетических уровня и пять внешних электронов содержит атом	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. As</li> <li>2. Sn</li> <li>3. V</li> <li>4. Mn</li> </ol>
17	Восемь внешних электронов содержат обе частицы	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. <math>Al^0</math> и <math>Al^{3+}</math></li> <li>2. <math>Be^{2+}</math> и <math>Ca^{2+}</math></li> <li>3. <math>C^0</math> и <math>O^{2-}</math></li> <li>4. <math>Br^-</math> и <math>K^+</math></li> </ol>
18	Частица $Al^{3+}$ имеет электронную конфигурацию	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. <math>1s^2 2s^2 2p^6</math></li> <li>2. <math>1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6</math></li> <li>3. <math>1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1</math></li> <li>4. <math>1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3</math></li> </ol>
19	Частица, состоящая из 8 протонов, 10 нейтронов и 8 электронов, является	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Изотопом кислорода – 8</li> <li>2. Изотопом кислорода – 18</li> <li>3. Изотопом аргона – 18</li> <li>4. Ионом кислорода с зарядом -2</li> </ol>
20	Электронная формула атома химического элемента $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ . Указать химический знак элемента и формулу его высшего оксида.	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. S, <math>SO_2</math></li> <li>2. Se, <math>SeO_2</math></li> <li>3. S, <math>SO_3</math></li> <li>4. Se, <math>SeO_3</math></li> </ol>

### Задания для самопроверки.

1. Вычислить константу равновесия  $K_p$  реакции:  $A + 2B \leftrightarrow C$ , если равновесные концентрации (моль/л):  $[A] = 0.12$ ,  $[B] = 0.24$ ,  $[C] = 0.295$ . (42.7.)
2. Равновесие в реакции  $2NO_2 \leftrightarrow 2NO + O_2$  установилось при концентрациях (моль/л):  $[NO_2] = 0.03$ ,  $[NO] = 0.09$ ,  $[O_2] = 0.20$ . Вычислить константу равновесия  $K_p$  этой реакции. (1.8.)
3. Вычислить константу равновесия обратимой реакции  $CO_2 + H_2 \leftrightarrow CO + H_2O$ , если при равновесии концентрации веществ оказались следующими (моль/л):  $[CO_2] = 0.05$ ,  $[H_2] = 0.008$ ,  $[CO] = 0.016$ ,  $[H_2O] = 0.019$ . (0.76.)
4. Реакция  $CO + Cl_2 \leftrightarrow COCl_2$  протекает в объеме 20 л. Состав равновесной смеси: 0.28 г CO, 0.355 г  $Cl_2$ , 0.495 г. Вычислить константу равновесия реакции  $K_p$ . (2000.)
5. В сосуд объемом 2 л помещено 0.53 моля водорода и 0.3 моля азота. К моменту равновесия образовалось 0.02 моля аммиака. Вычислить константу равновесия  $K_p$ . (0.00276.)
6. Вычислить константу равновесия  $K_p$  реакции  $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$ , происходящей в сосуде объемом 2 л, если исходные массы веществ были следующими: 0.2 г  $H_2$  и 12.7 г  $I_2$  и к моменту равновесия прореагировало 20 % водорода. (0.67.)
7. Вычислить равновесные концентрации веществ и константу равновесия  $K_p$  обратимой реакции  $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$ , если исходные концентрации веществ составляли  $C(H_2) = 1.2$  моль/л,  $C(I_2) = 0.8$  моль/л и известно, что в реакцию вступило 50 % водорода. ( $[H_2] = 0.6$  моль/л,  $[I_2] = 0.3$  моль/л,  $[HI] = 1.2$  моль/л,  $K_p = 8$ .)
8. Вычислить равновесные концентрации  $[H_2]$ ,  $[I_2]$  и константу равновесия реакции  $K_p$   $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$ , если исходные концентрации составляли  $C(H_2) = 0.7$  моль/л,  $C(I_2) = 1.6$  моль/л, а равновесная концентрация  $[HI] = 0.8$  моль/л. ( $[H_2] = 0.3$  моль/л,  $[I_2] = 1.2$  моль/л,  $K_p = 2.22$ .)

9. Вычислить равновесные концентрации  $[H_2]$ ,  $[I_2]$  и константу равновесия реакции  $K_p$   $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$ , если исходные концентрации составляли  $C(H_2) = C(I_2) = 0.8$  моль/л, а равновесная концентрация  $[HI] = 0.4$  моль/л. ( $[H_2] = [I_2] = 0.06$  моль/л,  $K_p = 0.44$ .)
10. Начальные концентрации веществ в реакции  $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$ , составляли  $C(N_2) = 0.6$  моль/л,  $C(O_2) = 1.2$  моль/л, а равновесная концентрация  $[NO] = 0.5$  моль/л. Вычислите равновесные концентрации  $[N_2]$ ,  $[O_2]$  и константу равновесия реакции  $K_p$ . ( $[N_2] = 0.35$  моль/л,  $[O_2] = 0.95$  моль/л,  $K_p = 0.75$ .)
11. Начальные концентрации веществ в реакции  $PCl_3 + Cl_2 \leftrightarrow PCl_5$  составляют:  $C(PCl_3) = 0.25$  моль/л,  $C(Cl_2) = 0.44$  моль/л, а равновесная концентрация  $[PCl_5] = 0.22$  моль/л. Вычислить равновесные концентрации  $[PCl_3]$  и  $[Cl_2]$ , а также константу равновесия реакции  $K_p$ . ( $[PCl_3] = 0.03$  моль/л,  $[Cl_2] = 0.22$  моль/л,  $K_p = 33.3$ .)
12. К 200 г 5%-ного раствора хлорида аммония добавили 15 г этой же соли и столько же граммов воды. Чему равна массовая доля хлорида аммония в получившемся растворе? (11%)
13. Сколько граммов воды следует добавить к 300 г 22%-ного раствора уксусной кислоты, чтобы получить 9%-ный раствор? (433 г)
14. К 250 г 10%-ного раствора нитрата натрия добавили 10 г этой же соли и 50 мл воды. Чему равна массовая доля нитрата натрия в получившемся растворе? (11,3%)
15. При упаривании 300 г 5%-ного раствора сахарозы получено 245 г раствора. Какова массовая доля сахарозы в нем? (6%)
16. Упариванием 500 г раствора с массовой долей соли 10% получен раствор с массовой долей соли 14%. Какова масса выпаренной при этом воды? (143 г)
17. Чему равна массовая доля соли в растворе, полученном при смешивании 1 кг 11%-ного раствора с 3 кг 15%-ного раствора этой соли? (14%)
18. Какова масса уксусной кислоты в растворе, полученном при смешивании 155 г 5%-ного и 207 г 11%-ного растворов кислоты? (30,5 г)
19. К 250 г 20%-ной серной кислоты добавили 50 мл 60%-ной кислоты (плотность 1,6 г/мл). Какова массовая доля кислоты в полученном растворе? (30%)
20. Смешали 200 г 11%-ного раствора нашатыря и 350 г 17%-ного раствора этой соли. Какова массовая доля нашатыря в полученном растворе? (14,8%)
21. Сколько граммов едкого натрия следует растворить в 300 г 5%-ного раствора для получения 10%-ного раствора? (16,7 г)

Программа составлена в соответствии с требованиями ОС ВО РУДН.

Руководитель направления 03.03.02

Директор института физических исследований и технологий, д.ф.-м.н., профессор



О.Т. Лоза