

Министерство сельского хозяйства РФ

ФГБОУ ВО «Брянский государственный
аграрный университет»

Кафедра агрохимии, почвоведения и экологии

ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ И ПОНЯТИЯ ХИМИИ. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

пособие для аудиторной и внеаудиторной работы для студентов,
обучающихся по направлению подготовки
20.03.01 Техносферная безопасность, профиль «Пожарная безопасность»

Брянская область, 2017

УДК 547 (07)

ББК 24.2

О 75

Основные законы и понятия химии. Строение вещества: пособие для аудиторной и внеаудиторной работы для студентов, обучающихся по направлению подготовки 20.03.01 Техносферная безопасность, профиль «Пожарная безопасность» / Г.В. Чекин, Е.В. Мартынова, Н.П. Старовойтова, Т.Л. Талызина, В.В. Талызин. – Брянск: Изд-во Брянского ГАУ, 2017. – 71 с.

Рецензент: д.т.н., доцент Н.Е. Сакович.

Рекомендовано к изданию решением учебно-методической комиссии института экономики и агробизнеса протокол № 3 от 31.01.2017 г.

© Брянский ГАУ, 2017

© Коллектив авторов, 2017

Содержание

Предисловие	4
Предмет химии. Основные понятия химии.....	6
Основные стехиометрические законы химии.....	7
Законы газового состояния.....	15
Важнейшие количественные понятия химии.....	26
Строение атома. Периодический закон.....	27
Строение вещества. Химическая связь.....	34
Лабораторная работа № 1	
Определение эквивалентной массы металла.....	36
Задачи и упражнения.....	38
Задания для автоматизированного тестового контроля.....	48
Рекомендуемая литература.....	66
Приложения.....	67

ПРЕДИСЛОВИЕ

Человека окружает огромный мир разнообразных веществ и явлений. Естественные науки изучают этот мир и закономерности происходящих в нем явлений. Природные явления и технические процессы подразделяются на физические и химические. Химия изучает состав, строение и свойства веществ, закономерности химических реакций и явления, которыми они сопровождаются. Химия и химическая промышленность обеспечивают развитие общества, участвуя в решении самых важных проблем научно-технического прогресса: развитие энергии, получение новых веществ, комплексное, рациональное использование природных ресурсов, продовольственная проблема, охрана окружающей среды и природы от вредного воздействия технической деятельности человека. Поэтому каждый специалист, работающий в сфере материального производства, должен знать основы химии.

Целью освоения дисциплины «Химия» является:

1.1. Освоение студентами знаний по теоретическим основам химии и свойствам важнейших биогенных и токсичных химических элементов и образуемых ими простых и сложных неорганических веществ, приобретение умений и навыков работы с простейшим лабораторным оборудованием, химической посудой и измерительными приборами, а также осуществления расчетов на основе полученных в этом курсе знаний для успешного освоения последующих дисциплин и использования в будущей профессиональной деятельности.

1.2 Формирование теоретических основ и умений по органической химии, освоить основные понятия органической химии, аналитические приёмы при работе с органическими веществами, ознакомиться с основами биоорганической химии.

1.3 Дать понимание основ химических и физико-химических методов анализа. Научить студентов владению данными методами, используемыми при оценке окружающей среды; приобретение способности использовать полученные знания, умения и навыки как при изучении последующих химических и специальных дисциплин, так и в сфере профессиональной деятельности.

В процессе освоения дисциплины, у обучающихся формируются следующие компетенции:

ОК-10 способностью к познавательной деятельности

ОК-11-способностью к абстрактному и критическому мышлению, исследованию окружающей среды для выявления ее возможностей и ресурсов, способностью к принятию нестандартных решений и разрешению проблемных ситуаций

ПК-22: способность использовать законы и методы математики, естественных, гуманитарных и экономических наук при решении профессиональных задач.

В результате освоения дисциплины обучающийся должен:

Знать:

-основные понятия и законы химии; классификацию неорганических веществ; строение простых и сложных веществ; основные закономерности протекания химических процессов; свойства растворов неэлектролитов и электролитов; окислительно-восстановительные процессы; свойства химических элементов;

комплексобразование в растворах; области применения различных элементов и их соединений в промышленности; токсичность элементов и их соединений. Принципы классификации и номенклатуру органических соединений; строение органических соединений; классификацию органических реакций; химические и физические свойства углеводов; основные методы синтеза углеводов;

-методику проведения химического эксперимента, приборы и реактивы, методику обработки экспериментальных данных

-основные понятия и законы стехиометрии; строение атома; периодический закон Д.И. Менделеева; теорию химической связи; химию элементов и их соединений; основы органической химии, дисперсные системы, теоретические основы качественных и количественных методов анализа.

Уметь:

-пользоваться учебной, справочной, специальной и периодической литературой; прогнозировать свойства атомов и их важнейших соединений по положению элементов в периодической системе Д. И. Менделеева; определять возможности и пути самопроизвольного протекания химических процессов и определять направления химических процессов и управлять ими; составлять уравнения реакций гидролиза и ОВР; называть неорганические вещества по международной номенклатуре; оценивать токсичность химических веществ и находить способы защиты от нее.

-использовать данные о строении вещества для объяснения механизма химических процессов, применять физико-химические и методики для оценки загрязнения объектов окружающей среды.

-применять общие законы химии, предсказывать возможность и направления протекания реакций, производить вычисления; применять знания теоретических основ аналитической химии в выборе и проведении аналитического эксперимента; оценивать возможность использования химической реакции в химическом анализе.

Владеть:

-навыками ведения химического эксперимента в условиях лаборатории; методикой расчетов термодинамических величин химических реакций; основными приемами проведения физико-химических измерений; методами приготовления растворов заданной концентрации; способами безопасного обращения с горючими и токсичными веществами, лабораторным оборудованием.

-математическим аппаратом для обработки экспериментальных данных, оценки погрешности эксперимента, математического моделирования исследуемого процесса, графическими методами анализа, справочной литературой; методами планирования эксперимента, составлять и вести научно-техническую документацию, использовать рациональные приемы поиска информации, ее отбора и классификации.

-современной химической терминологией, знаниями по теоретическим основам современных методов анализа; проводить статистическую обработку результатов анализа.

ПРЕДМЕТ ХИМИИ. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ

Химия – это наука о составе, строении, свойствах и превращениях веществ.

Вещество – один из видов материи, который характеризуется массой покоя. Это совокупность атомов, молекул, ионов и радикалов, состоящих из одного или нескольких химических элементов.

Атом – наименьшая химически неделимая электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Молекула – это наименьшая частица вещества, которая сохраняет химические свойства данного вещества.

Ион – атом или группа атомов, имеющих электрический заряд.

Атомно–молекулярное учение:

1. Все вещества состоят из молекул.
2. Молекулы состоят из атомов.
3. Молекулы и атомы находятся в непрерывном движении.
4. В химических реакциях молекулы одних веществ превращаются в молекулы других веществ. Атомы в химических реакциях не изменяются.

Химический элемент – это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

Простые вещества – вещества, состоящие из атомов одного химического элемента (неметаллы – O_2 , F_2 , N_2 , S , Se , Te и т.д.; металлы – Na , Ca , Fe , Ni и т.д.)

Сложные вещества – вещества, состоящие из атомов разных химических элементов (H_2O , H_2SO_4 , KCl , $NaOH$ и т.д.).

Аллотропия – образование одним элементом нескольких простых веществ. Например, углерод (аллотропные формы элемента – алмаз, графит, карбин); сера (аллотропные формы элемента – ромбическая, моноклинная, пластическая); фосфор (аллотропные формы элемента – белый, черный, красный).

Химическая формула – это способ отражения химического состава вещества. Типы химических формул: **простейшая (эмпирическая) формула** – показывает качественный состав и соотношения, в которых находятся частицы, образующие данное вещество; **молекулярная (истинная) формула** – отражает качественный состав и число составляющих вещество частиц, но не показывает структуру вещества (H_2O , H_2SO_4 , KCl и т.д.); **графическая формула** – отражает порядок соединения частиц, т.е. связи между ними, но не дает представление об их пространственном расположении ($CH_2=CH-CH_3$); **структурная формула** – отражает пространственное расположение частиц, т.е. геометрическую форму молекулы.

Химическая реакция – превращение веществ, сопровождающееся изменением их состава и (или) строения.

Химическое уравнение – это условная запись химической реакции с помощью химических знаков и формул в стехиометрических соотношениях.

ОСНОВНЫЕ СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

Стехиометрия – раздел химии, рассматривающий количественные (массовые, объемные) соотношения между реагирующими веществами.

Расчеты таких количественных соотношений между элементами в соединениях или между веществами в уравнениях химических реакций, вывод формул называются *стехиометрическими расчетами*. Их теоретической основой являются фундаментальные законы химии, часто называемые *стехиометрическими законами*. Стехиометрия включает в себя законы постоянства состава, кратных отношений, эквивалентов и сохранения массы.

Закон сохранения массы (М.В. Ломоносов, 1748, А. Лавуазье, 1789):

«Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции»

! Закон является частным случаем закона сохранения вещества и энергии

ЛОМОНОСОВ, Михаил Васильевич

19 ноября 1711 г. – 15 апреля 1765 г.



Русский учёный Михаил Васильевич Ломоносов родился в селе Денисовка Архангельской губернии (ныне с. Ломоносово) в семье помора. В 1731 г. он поступает учиться в Славяно-греко-латинскую академию в Москве, выдав себя за дворянского сына, поскольку крепостных в академию не принимали. В 1735 г. он был послан в Петербург в академический университет, а в 1736 г. – в Германию, где учился сначала в Марбургском университете (1736-1739), под руководством известного физика и философа Христиана Вольфа, а затем во Фрейбурге в Школе горного дела (1739-1741) у горного советника И. Генкеля, ученика Г. Штала. После возвращения в Россию в 1741 г. Ломоносов стал адъюнктом Физического класса Петербургской академии наук, а в 1745 г. – профессором химии Петербургской АН. С 1748 г. Ломоносов работал в учреждённой по его инициативе Химической лаборатории академии; химическими исследованиями он занимался также в домашней лаборатории и на основанном им в Усть-Рудицах близ Петербурга стекольном заводе.

Творческая деятельность Ломоносова отличалась исключительной широтой интересов. До 1748 г. Ломоносов занимался преимущественно физическими исследованиями, а в период 1748-1757 гг. его работы посвящены главным образом решению теоретических и экспериментальных вопросов химии. Его труды, относящиеся к математике, физике, химии, наукам о Земле, астрономии, стали рубежом в развитии науки, отграничивающим натурфилософию от экспериментального естествознания. Ломоносов изложил основы атомно-корпускулярного учения (1741-1750), разрабатывал кинетическую теорию теплоты (1744-1748), обосновал необходимость привлечения физики для объяснения явлений химии (1747-1752) и предложил для теоретической части химии название «Физическая химия», а для практической части – «техническая химия». Он также обратил внимание на основополагающее значение закона сохранения вещества в химических реакциях.

В руководимой Ломоносовым Химической лаборатории Петербургской АН выполнялась широкая программа экспериментальных исследований. Он разрабатывал точные методы взвешивания и объёмные методы количественного анализа. Проводя опыты по обжигу металлов в запаянных сосудах, Ломоносов показал, что их вес после нагревания не изменяется. Он изучал растворимость солей при различных температурах, установил факты понижения температуры при растворении солей и понижения точки замерзания раствора по сравнению с чистым растворителем. Ломоносов лично произвёл большое количество анализов горных пород. Он доказывал органическое происхождение почвы, торфа, каменного угля, нефти, янтаря. В своём «Слове о рождении металлов от трясения Земли» (1757) и в работе «О слоях земных» (конец 1750-х годов, опубликована в 1763) он последовательно проводил идею о закономерной эволюции природы.

Ломоносов создал в России многие химические производства – неорганических пигментов, глазурей, стекла, фарфора. Он изобрёл фарфоровую массу, разработал рецептуру и технологию изготовления цветных стёкол, которые использовал для создания своих мозаичных картин. Ломоносов создал ряд мозаичных портретов (например, портрет Петра I) и монументальную (4,8х6,44 м) мозаику «Полтавская баталия» (1762-1764). Мозаичные работы Ломоносова были высоко оценены российской Академией художеств, избравшей его в 1763 г. своим членом.

Первым из русских академиков Ломоносов приступил к подготовке учебников по химии и металлургии: "Курс физической химии" (1754) и "Первые основания металлургии, или рудных дел" (1763). Ему принадлежит заслуга создания Московского университета, проект и учебная программа которого составлены им лично. Ломоносов создал основы русского химического языка. Он написал также ряд трудов по истории, эконо-

мике, филологии; наряду с научными исследованиями Ломоносов занимался литературным творчеством и опубликовал несколько од и трагедий. На протяжении всей жизни учёный был инициатором самых разнообразных научных, технических и культурных мероприятий, направленных на развитие производительных сил России и имевших первостепенное государственное значение.

Именем Ломоносова названы Московский университет, Московский институт тонкой химической технологии, город в Ленинградской области (бывший Ораниенбаум), течение в Атлантическом океане, горный хребет на Новой Земле, подводный хребет в Северном Ледовитом океане, возвышенность на острове Западный Шпицберген. Академия наук СССР учредила в 1956 г. Золотую медаль им. М.В. Ломоносова за выдающиеся работы в области химии и других естественных наук.

Сохранение массы веществ объясняется согласно атомно-молекулярному учению следующим образом. Поскольку в химических реакциях атомы не исчезают и не возникают вновь при постоянстве их массы и общего числа, массы веществ до и после реакции одинаковы.

Закон верен; лишь в практическом смысле. Так как любое химическое взаимодействие сопровождается изменением энергии системы, а масса и энергия эквивалентны, то изменяется и масса системы. Однако вследствие относительно незначительных энергетических эффектов реакций, изменения массы исключительно малы и не могут быть измерены современными инструментальными методами.

Закон постоянства состава (Ж. Пруст, 1808 г.):

«Всякое чистое вещество, независимо от способа его получения, имеет постоянный качественный и количественный состав»

! Выполняется только для молекулярных веществ

Закон применим только к соединениям с молекулярной структурой. Соединения с немолекулярной структурой часто имеют переменный состав, не отвечающий целочисленным стехиометрическим соотношениям, что во многом объясняется условиями получения таких веществ.

Как вытекает из закона постоянства состава, элементы взаимодействуют между собой в строго определенных количественных соотношениях. Поэтому в данном случае можно говорить об их эквивалентности (равноценности) при образовании химических соединений. Эквивалентность присуща и взаимодействию сложных веществ. Во многих случаях удобно считать, что в реакцию вступает не вся частица, а только определенная ее доля. Эта доля получила название эквивалента.

ПРУСТ (Proust), Жозеф Луи

26 сентября 1754 г. – 5 июля 1826 г.



Французский химик Жозеф Луи Пруст родился в небольшом городке Анжере в семье аптекаря. Получив химическое образование в Парижском университете, в 1775 г. он был назначен на должность управляющего аптекой больницы Сальпетриер. В 1777 г. Пруст получил приглашение на кафедру химии и металлургии недавно основанной Королевской семинарии в Вергаре (Испания), где работал до 1780 г. В 1785 г. король Испании Карл III пригласил Пруста на должность профессора химии Артиллерийской школы в Сеговии. В

дальнейшем Пруст руководил кафедрами химии в университете Саламанки (1789), а затем Мадрида (1791–1808).

Благодаря значительной финансовой поддержке короля Пруст организовал в Мадриде очень хорошо оснащённую лабораторию, собрал ценные коллекции минералов и реактивов. В 1808 г., в период вторжения войск Наполеона в Испанию и подавления вспыхнувшего в стране народного восстания, лаборатория Пруста и его коллекции погибли. Пруст, который в это время находился во Франции, решил остаться там. В 1816 г. учёный был избран членом Парижской академии наук.

Самым выдающимся научным достижением Пруста стало открытие закона постоянства состава. В Испании Пруст занимался исследованием свойств и состава соединений различных металлов – олова, меди, железа, никеля и др. Он доказал, что при определении состава оксидов металлов многие его современники допускали ошибки, считая гидроксиды оксидами. Пруст показал также, что различные оксиды одного и того же металла имеют вполне определённый состав, который меняется скачкообразно. Исследование состава различных оксидов металлов, а также их хлоридов и сульфидов, выполненное в 1797–1809 гг., послужило основой для открытия им закона постоянных отношений. Пруст сформулировал его так: "Всегда неизменные отношения, эти постоянные признаки, характеризующие истинные соединения, как искусственно полученные, так и природные; одним словом, это постоянство природы, так хорошо виденное Шталем, всё это, я утверждаю, подвластно химии не более, чем закон избирательности <средства>, который управляет всеми реакциями соединения".

Оппонентом Пруста в возникшей дискуссии о постоянстве состава химических соединений выступил его соотечественник – известный химик Клод Луи Бертолле. Poleмику двух учёных, продолжающуюся с 1801 по 1808 г., выдающийся французский химик Жан Ба-

тист Дюма позже охарактеризовал так: "...начался между этими двумя великими противниками, столь достойными помериться силами, длительный научный спор, замечательный как талантом, так и хорошим вкусом его участников. И по форме и по содержанию это один из прекраснейших образцов научной дискуссии".

Благодаря тому, что измерения Пруста были исключительно точными для своего времени, дискуссия закончилась в пользу Пруста и закон постоянства состава получил признание большинства химиков, став одним из краеугольных камней химической теории периода классической химии.

Закон эквивалента (У. Волластон, 1807 г.):

«Вещества взаимодействуют между собой в соотношениях пропорциональных их эквиваленту»

! Закон эквивалентов соблюдается только для веществ с постоянным составом

ВОЛЛАСТОН (Wollaston), Уильям Гайд

6 августа 1766 г. – 22 декабря 1828 г.



Английский физик и химик Уильям Гайд Волластон получил медицинское образование в Оксфорде и Лондоне, получил звание врача и с 1793 г. стал заниматься практикой в Лондоне. В 1800 г., разочаровавшись в медицинской практике, Волластон оставил медицину и занялся наукой. Его работы посвящены неорганической химии, а также физике, астрономии, ботанике и медицине. В 1800 г. Волластон разработал и внедрил в практику способ приготовления ковкой платины и ввёл в химическую практику платиновую посуду и аппаратуру, что имело огромное значение лабораторной техники и химической технологии. Волластон предложил оригинальную технику порошковой металлургии, которая превзошла современные способы промышленного производства изделий из платины, молибдена, вольфрама и других металлов. Работая над дальнейшим совершенствованием методики аффинажа и обработки платины, он пришел к мысли о возможности существования платиноподобных металлов. В 1803 г. Волластон открыл палладий, в 1804 г. – родий, а в 1822 г. первым выделил в металлическом виде титан. В 1801 г. Волластон независимо от немецкого ученого Иоганна Риттера открыл ультрафиолетовые лучи, на следующий год – химическое действие

электрического тока; изобрёл гальванический элемент, носящий его имя. Волластон первый увидел в солнечном спектре несколько линий, впоследствии получивших название фраунгоферовых. Интересуясь и занимаясь кристаллографией, он изобрел отражательный гониометр – прибор для измерения углов между гранями кристалла. Волластон внёс большой вклад и в химическую теорию, развивая представления о химических эквивалентах и эквивалентных весах. В 1808 г., в работе "О надкислых и подкислых солях", помимо некоторых количественных закономерностей, Волластон впервые высказал и свои соображения о пространственном расположении атомов. В 1814 г. он опубликовал таблицу "атомных" или "эквивалентных" весов. Таблица Волластона была составлена на основании различных опытных данных и мало отличалась от таблицы, данной впоследствии Берцелиусом. Член Лондонского королевского общества (с 1793), его секретарь (1804-1816) и президент (1820). Медаль Копли (1802). В честь У. Г. Волластона названы минерал волластонит (CaSiO_3 с примесями Fe, Mg и Mn), озеро в Канаде и лунный кратер. Лондонское геологическое общество в 1831 г. учредило медаль Волластона.

Согласно последним рекомендациям ИЮПАК (Международного союза теоретической и прикладной химии):

Эквивалент это реальная или условная частица, которая может присоединять, высвобождать, замещать или быть каким-либо другим образом эквивалентна одному атому или иону водорода в обменных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

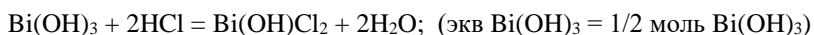
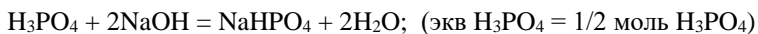
Единицей количества вещества эквивалента является моль. Например, серная кислота H_2SO_4 , имеет два атома водорода, способных переходить в раствор в виде ионов или замещаться на металл. Следовательно, в 1 моль H_2SO_4 содержится 2 моль ее эквивалентов. В кислотно-основных реакциях:

1 моль эквивалента кислоты равен $1/n_{\text{H}}$ моль кислоты, где n_{H} – число атомов водорода данной кислоты, участвующих в данной реакции;

1 моль эквивалента основания равен $1/n_{\text{OH}}$ моль основания, где n_{OH} – число гидроксидных групп данного основания, участвующих в данной реакции;

1 моль эквивалента соли равен $1/(n_{\text{K}} \cdot z_{\text{K}}) = 1/(n_{\text{A}} \cdot z_{\text{A}})$ моль, где n_{K} и n_{A} – числа катионов и анионов, а z_{K} и z_{A} – заряды катиона и аниона.

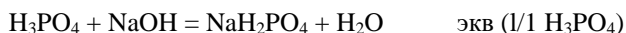
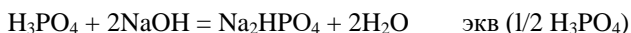
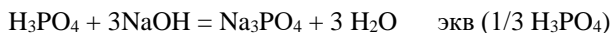
Например:



В окислительно-восстановительных реакциях эквивалент вещества равен $1/n_e$, моль, где n_e – число электронов, отдаваемых восстановителем или принимаемых окислителем.

При использовании понятия «эквивалент» всегда необходимо указывать, к какой конкретной реакции оно относится.

Например:



Закон кратных отношений (Дж. Дальтон, 1803 г.)

«Если два элемента образуют между собой несколько соединений, то массы одного элемента, приходящиеся на од ну и ту же массу другого, относятся между собой как не большие целые числа»

ДАЛЬТОН (Dalton), Джон

6 сентября 1766 г. – 27 июля 1844г.



Английский физик и химик Джон Дальтон родился в деревне Иглсфилд в Камбеоленде в семье ткача. Образование он получил самостоятельно, если не считать уроков по математике, которые он брал у слепого учителя Дж. Гауфа. В 1781–1793 гг. Дальтон преподавал математику в школе в Кендале, с 1793 г. – физику и математику в Нью-колледже в Манчестере. Научная работа Дальтона началась с 1787 г. с наблюдений над воздухом. В течение последующих 57 лет он вел метеорологический дневник, в котором записал более 200 000 наблюдений.

В 1793 г. Дальтон опубликовал свой первый труд – «Метеорологические наблюдения и этюды», в котором содержатся зачатки его будущих открытий. Стремясь понять, почему газы в атмосфере составляют смесь с определенными физическими свойствами, а не располагаются друг над другом слоями в соответствии со своими плотностями, он установил, что поведение газа не зависит от состава смеси. Дальтон сформулировал закон парциальных давлений газов, а также обнаружил зависимость растворимости газов от их парциального давления. В 1802 г. Дальтон самостоятельно, независимо от Ж.Л. Гей-Люссака и Ж. Шарля, открыл один из газовых законов: при

постоянном давлении с повышением температуры все газы расширяются одинаково.

Изучая составы химических соединений, Дальтон установил, что в различных соединениях двух элементов на одно и то же количество одного элемента приходится количества другого, относящиеся между собой как простые целые числа (закон кратных отношений). Открытые законы Дальтон пытался объяснить с помощью развиваемых им же атомистических представлений. В качестве важнейшего свойства атома Дальтон ввёл понятие атомного веса. Приняв за единицу атомный вес водорода, Дальтон рассчитал атомные веса ряда элементов и составил первую таблицу относительных атомных масс (1803).

Химические реакции Дальтон рассматривал как связанные друг с другом процессы соединения и разъединения атомов, ибо только этим можно было объяснить скачкообразные изменения состава при превращении одного соединения в другое. Поэтому каждый атом любого элемента должен, кроме определенной массы, обладать специфическими свойствами и быть неделимым с химической точки зрения.

Сделанные Дальтоном расчёты атомных масс были неточны, поскольку он не делал различия между атомами и молекулами, называя последние сложными атомами. Тем не менее, именно благодаря Дальтону атомистика получила новое естественнонаучное обоснование; работы Дальтона стали важнейшей вехой в становлении химической науки. В 1804 г. Дальтон предложил также систему химических знаков для «простых» и «сложных» атомов. Именем Дальтона назван дефект зрения – дальтонизм, которым страдал он сам и который описал в 1794 г.

В 1816 г. Дальтон был избран членом Французской академии наук, председателем Манчестерского литературно-философского общества, а в 1822 г. – членом Лондонского королевского общества. В 1832 г. Оксфордский университет присудил ему степень доктора права.

Например, массовые доли азота и кислорода в оксидах азота (N_2O , NO , NO_2 , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5) составляют:

N	0,637	0,467	0,368	0,304	0,259
O	0,363	0,533	0,632	0,696	0,741

Определим, какие массы кислорода приходятся на одну и ту же массу азота, например на 0,304 г. Получаем:

0,173	0,347	0,522	0,696	0,870
-------	-------	-------	-------	-------

Эти массы относятся друг к другу как:

1	2	3	4	5
---	---	---	---	---

ЗАКОНЫ ГАЗОВОГО СОСТОЯНИЯ

Закон Авогадро (1811)

«В равных объемах любых газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится равное число молекул»

! Чем выше давление и ниже температура, тем труднее соблюдается закон

Следствия из закона Авогадро:

1. При одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает одинаковый объем.

2. При нормальных условиях (н, у.), т. е. давлении P , равном 101325 Па, и температуре $T = 273,15 \text{ К}$ (0°C), 1 моль различных газов занимает объем 22,4 л (точнее, 22,41383 л). Такой объем называется *молярным объемом* газа и имеет размерность литр на моль (л/моль). По аналогии *эквивалентный объем* – объем, который занимает при данных условиях 1 моль эквивалента газообразного вещества. Например, эквивалентный объем молекулярного водорода при нормальных условиях равен $22,4/2 = 11,2$ л/моль; молекулярного кислорода – $22,4/4 = 5,6$ л/моль.

3. Отношение масс равных объемов различных газов равно отношению их молекулярных масс:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}$$

где m_1 и m_2 – массы, а M_{r1} и M_{r2} – молекулярные массы первого и второго газов.

Отношение m_1 к m_2 получило название *относительной плотности* D первого газа по второму. Тогда $D = M_{r1}/M_{r2}$. Например, относительная плотность кислорода по водороду $D_{\text{H}_2} = 32/2 = 16$; При использовании величины «плотность по воздуху» говорят о его средней молярной массе (29 г/моль), поскольку воздух является смесью газов.

АВОГАДРО (Avogadro), Амедео

9 августа 1776 г. – 9 июля 1856 г.



Итальянский физик и химик Лоренцо Романо Амедео Карло Авогадро ди Кваренья ди Черрето родился в Турине, в семье чиновника судебного ведомства. В 1792 г. окончил юридический факультет Туринского университета, в 1796 г. стал доктором права. Уже в юности Авогадро заинтересовался естественными науками, самостоятельно изучал физику и математику.

В 1803 г. Авогадро представил в Туринскую академию свою первую научную работу по изучению свойств электричества. С 1806 г. преподавал физику в университетском лицее в Верчелли. В 1820 г. Авогадро стал профессором Туринского университета; однако в 1822 г. кафедра высшей физики была закрыта и только в 1834 г. он смог вернуться к преподавательской деятельности в университете, которой занимался до 1850 г.

В 1804 г. Авогадро становится членом-корреспондентом, а в 1819 г. – ординарным академиком Туринской академии наук.

Научные труды Авогадро посвящены различным областям физики и химии (электричество, электрохимическая теория, удельные теплоёмкости, капиллярность, атомные объёмы, номенклатура химических соединений и др.). В 1811 г. Авогадро выдвинул гипотезу, что в одинаковых объёмах газов содержится при одинаковых температурах и давлении равное число молекул (закон Авогадро). Гипотеза Авогадро позволила привести в единую систему противоречащие друг другу опытные данные Ж. Л. Гей-Люссака (закон соединения газов) и атомистику Дж. Дальтона. Следствием гипотезы Авогадро явилось предположение о том, что молекулы простых газов могут состоять из двух атомов. На основе своей гипотезы Авогадро предложил способ определения атомных и молекулярных масс; по данным других исследователей он впервые правильно определил атомные массы кислорода, углерода, азота, хлора и ряда других элементов. Авогадро первым установил точный количественный атомный состав молекул многих веществ (воды, водорода, кислорода, азота, хлора, оксидов азота).

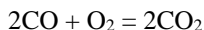
Молекулярная гипотеза Авогадро не была принята большинством физиков и химиков первой половины XIX в. Большинство химиков – современников итальянского учёного не могли отчётливо понять различия между атомом и молекулой. Даже Берцелиус, исходя из своей электрохимической теории, считал, что в равных объёмах газов содержится одинаковое число атомов.

Результаты работ Авогадро как основателя молекулярной теории были признаны лишь в 1860 г. на Международном конгрессе химиков в Карлсруэ благодаря усилиям С. Канницаро. По имени Авогадро названа универсальная постоянная (число Авогадро) – число молекул в 1 моле идеального газа. Авогадро – автор оригинального 4-томного курса физики, являющегося первым руководством по молекулярной физике, который включает также элементы физической химии.

Закон объемных отношений Гей-Люссака (1808 г.)

«При неизменных температуре и давлении объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объемам образующихся газообразных продуктов как небольшие целые числа»

Следствие закона. Стехиометрические коэффициенты в уравнениях химических реакций для молекул газообразных веществ показывают, в каких объемных отношениях реагируют или получаются газообразные вещества. Например:



При окислении двух объемов оксида углерода (II) одним объемом кислорода образуется 2 объема углекислого газа, т.е. объем исходной реакционной смеси уменьшается на 1 объем.

ГЕЙ-ЛЮССАК (Gay-Lussac), Жозеф Луи

6 декабря 1778 г. – 9 мая 1850 г.



Французский физик и химик Жозеф Луи Гей-Люссак родился в Сен-Леонар-де-Нобла (департамент Верхняя Вьенна). Получив в детстве строгое католическое воспитание, в 15 лет он переехал в Париж; там, в пансионе Сансье, юноша продемонстрировал незаурядные математические способности. В 1797-1800 гг. Гей-Люссак учился в Политехнической школе в Париже, где химию преподавал Клод Луи Бертолле. После окончания школы Гей-Люссак был ассистентом Бертолле. В 1809 г. он почти одновременно стал профессором химии в Политехнической школе и профессором физики в Сорбонне, а с 1832 г. – ещё и профессором химии Парижского ботанического сада.

Научные работы Гей-Люссака относятся к самым разным областям химии. В 1802 г. независимо от Джона Дальтона Гей-Люссак открыл один из газовых законов – закон теплового расширения газов, позже названный его именем. В 1804 г. он совершил два полёта на воз-

душином шаре (поднявшись на высоту 4 и 7 км), во время которых выполнил ряд научных исследований, в частности измерил температуру и влажность воздуха. В 1805 г. совместно с немецким естествоиспытателем Александром фон Гумбольдтом установил состав воды, показав, что соотношение водорода и кислорода в её молекуле равно 2:1. В 1808 г. Гей-Люссак открыл закон объёмных отношений, который представил на заседании Философско-математического общества: «При взаимодействии газов их объёмы и объёмы газообразных продуктов соотносятся как простые числа». В 1809 г. он провел серию опытов с хлором, подтвердивших вывод Гэмпфри Дэви, что хлор – это элемент, а не кислородсодержащее соединение, а в 1810 г. установил элементарный характер калия и натрия, затем фосфора и серы. В 1811 г. Гей-Люссак совместно в французском химиком-аналитиком Луи Жаком Тенаром значительно усовершенствовал метод элементарного анализа органических веществ.

В 1811 г. Гей-Люссак начал обстоятельное исследование синильной кислоты, установил её состав и провёл аналогию между нею, галогеноводородными кислотами и сероводородом. Полученные результаты привели его к концепции водородных кислот, опровергающей чисто кислородную теорию Антуана Лорана Лавуазье. В 1811-1813 гг. Гей-Люссак установил аналогию между хлором и иодом, получил иодистоводородную и иодную кислоты, монохлорид иода. В 1815 г. он получил и изучил «циан» (точнее говоря, дициан), что послужило одной из предпосылок формирования теории сложных радикалов.

Гей-Люссак работал во многих государственных комиссиях и составлял по поручению правительства доклады с рекомендациями по внедрению научных достижений в промышленность. Прикладное значение имели и многие его исследования. Так, его метод определения содержания этилового спирта был положен в основу практических способов определения крепости алкогольных напитков. Гей-Люссак разработал в 1828 г. методику титриметрического определения кислот и щелочей, а 1830 г. – объёмный способ определения серебра в сплавах, применяющийся и в настоящее время. Созданная им конструкция башины для улавливания оксидов азота в дальнейшем нашла применение в производстве серной кислоты. В 1825 г. Гей-Люссак совместно с Мишелем Эженом Шеврёлем получили патент на производство стеариновых свечей. В 1806 г. Гей-Люссак был избран членом Французской академии наук и её президентом в 1822 и 1834 гг.; состоял членом Аркёйского научного общества (Societe d'Archueil), основанного Бертолле. В 1839 г. он получил титул пэра Франции.

Объединенный газовый закон

В химических расчетах при необходимости осуществить переход от нормальных условий (или к нормальным условиям) используется выражение *объединенного газового закона*.

Объединенный газовый закон – объединение трех независимых частных газовых законов: Гей-Люссака, Шарля, Бойля-Мариотта, уравнение, которое можно записать так:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Из объединенного газового закона при $P = \text{const}$ можно получить:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad (\text{закон Гей – Люссака, 1802})$$

при $T = \text{const}$ ($T_1 = T_2$): $P_1 V_1 = P_2 V_2$ (закон Бойля-Мариотта, 1660)

$$\text{при } V = \text{const} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad (\text{закон Шарля, 1787})$$

! Газовые законы справедливы только для идеального газа

ШАРЛЬ (Charles) Жак Александр Сезар

(12 ноября 1746 – 07 марта 1823)



Французский физик, член Парижской АН (1803), в 1816 году - президент. Родился в Божансе. Учился самостоятельно. Профессор экспериментальной физики в Консерватории искусств и ремесел в Париже.

Исследовал расширение газов, установил (1787) закон изменения давления данной массы идеального газа с изменением температуры при постоянном объеме (закон Шарля). Сразу же после братьев Монгольфье построил воздушный шар из прорезиненной ткани и первый использовал для его заполнения водород. Осуществил полет на этом шаре в 1783 году. Изобрел ряд приборов. Шарль первый предпринял попытку получения фотографических изображений.

БОЙЛЬ (Boyle), Роберт

25 января 1627 г. – 31 декабря 1691 г.



Британский физик, химик и богослов Роберт Бойль родился в ирландском замке Лисмор. Роберт был седьмым сыном Ричарда Бойля, графа Коркского. Отец предоставил ему возможность получить разностороннее образование, в том числе и в области естествознания и медицины: в 1635-1638 гг. Бойль учился в Итонском колледже, а в 1639-1644 гг. – в Женевской академии.

Сначала Бойль занимался религиозными и философскими вопросами, затем (с 1654 г.), переселившись в Оксфорд, обратился к исследованиям в области химии и физики, приняв участие в работах научного общества, прозванного «невидимой коллегией» (Invisible College), так как оно собиралось то в Оксфорде, то в Лондоне. В 1660 г. по его инициативе было создано Лондонское королевское общество. В 1665 г. Бойль получил степень почётного доктора физики Оксфордского университета. В 1668 г. он обосновался в Лондоне, где в 1680 г. был избран президентом Королевского общества (организованного в 1663 г. на основе «невидимой коллегии»), но отказался от этой должности.

Научная деятельность Бойля посвящена обоснованию экспериментального метода в физике и химии и развитию атомистической теории. Большое влияние на взгляды Бойля оказала философия Фрэнсиса Бэкона; в работах Бойля встречается немало ссылок на мысли Бэкона о естествознании и в первую очередь о признании опыта за критерий истины.

Исследования в области физики привели Бойля к открытию в 1660 г. закона изменения объёма воздуха при изменении давления (независимо от Бойля закон открыл также французский учёный Эдм Мариотт). В результате своих экспериментальных работ по количественному изучению процессов обжига металлов, горения, сухой перегонки древесины, превращения солей, кислот и щелочей Бойль ввёл в химию понятие анализа состава тел. В 1663 г. Бойль впервые применил индикаторы для определения кислот и щелочей. Исследуя состав минеральных вод (1684-1685 гг.), он пользовался отваром чернильных орешков для открытия железа и аммиаком для открытия меди. Описывая свойства фосфора (полученного Бойлем в 1680 г. независимо от других химиков), Бойль указывал его цвет, запах, плотность, способность светиться, его отношение к растворителям. Многочисленные наблюдения Бойля положили начало аналитической химии.

Важнейшей работой Бойля стала книга «Химик-скептик», вышедшая в 1661 г. В ней Бойль, опираясь на опытные данные, убедительно опроверг и аристотелевское учение о четырёх стихиях (огне, воздухе, воде и земле), и учение алхимиков о трёх принципах (сере, ртути и соли), из которых якобы состоят все природные тела. Элементами Бойль считал «простые, вполне не смешанные тела, которые не составлены друг из друга, но представляют собой те составные части, из которых составлены т.н. смешанные тела и на которые последние могут быть в конце концов разложены». Бойль доказывает, что химия должна стать самостоятельной наукой, изучающей реальные химические элементы, а не заниматься попытками превращения благородных металлов в золото, а также поисками способов приготовления лекарств. Развивая атомистические представления, Бойль ввёл представление о «первичных корпускулах» как элементах и «вторичных корпускулах» как сложных телах; он также дал объяснение различным агрегатным состояниям тел. Значительное внимание Бойль уделял практической химии. Для развития горного дела и металлургии большое значение имели введённые Бойлем методы анализа руды мокрым путём, а также обоснованная им замена древесного угля каменным. Теоретические и экспериментальные работы Бойля оказали решающее влияние на развитие химии. Бойль наглядно показал, что химики должны решать принципиальные проблемы своей науки на основании экспериментальных данных, положив своими работами начало становлению химии как науки.

Мариотт (Mariotte) Эдм
(1620 – 12 марта 1684)



Французский физик, член Парижской АН со дня ее основания (1666). Был настоятелем монастыря в окрестностях Дижона. Впервые описал слепое пятно в глазу (1668), в 1676 – опыты о зависимости упругости воздуха от давления, вторично дал формулировку закона, открытого и опубликованного Р. Бойлем в 1662 (закон Бойля–Мариотта). Впервые использовал этот закон для определения высоты места по показаниям барометра. Описал многочисленные опыты о течении жидкостей по трубам и действие фонтанов (1686). Изучал также явление удара тел.

Если в выражение объединенного газового закона подставить значения P_0 , V_0 и T_0 (соответствующие объему 1 моль газа при н. у., т. е. 22,4 л), то PV/T становится постоянным для всех газов. Это соотношение обозначается **R** и называется **универсальной газовой постоянной**. При давлении, выраженном в паскалях, объеме – в кубических метрах и температуре – в Кельвинах,

$$R = 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}).$$

С учетом универсальной газовой постоянной объединенный газовый закон принимает вид:

$$PV = RT$$

Это выражение называется **уравнением состояния идеального газа**.

КЛАПЕЙРОН (Clapeyron), Бенуа Поль Эмиль

(26 января 1799 г. – 28 января 1864 г.)



Бенуа Поль Эмиль Клапейрон – французский физик и инженер, член Парижской АН (с 1858). Родился в Париже. В 1818 г. окончил Политехническую школу. В 1820-1830 гг. работал в Петербурге в Институте инженеров путей сообщения. После возвращения во Францию был профессором (с 1844) Школы мостов и дорог в Париже. Осуществлял надзор над строительством первой французской железнодорожной линии от Парижа до Версаля и Сен-Жермена.

Физические исследования Клапейрона посвящены теплоте, пластичности и равновесию твердых тел. Он придал в 1834 г. математическую форму идеям С. Карно, первым оценив большое научное значение его труда «Размышления о движущей силе огня», содержащего фактически формулировку второго начала термодинамики. Исходя из этих идей, впервые ввёл в термодинамику графический метод – индикаторные диаграммы, в частности предложил систему координат p - V .

В 1834 г. вывел уравнение состояния идеального газа, объединяющее закон Бойля – Мариотта, закон Гей-Люссака и закон Авогадро, обобщённое в 1874 г. Д.И. Менделеевым (уравнение Менделеева – Клапейрона). Вывел уравнение, устанавливающее связь между температурой плавления и кипения вещества и давлением, которое было термодинамически обосновано в 1851 г. Р. Клаузиусом (уравнение Клапейрона – Клаузиуса).

Если количество газа отлично от 1 моль, то последнее равенство трансформируется в *уравнение Клапейрона – Менделеева*:

$$pV = \frac{m}{M}RT$$

где $m/M = n$ (n – число молей данного вещества).

Уравнение Менделеева-Клапейрона приближенно выполняется для реальных газов при достаточно низких давлениях; с повышением температуры область давлений, при которых состояние реального газа можно описывать данным расширяется. Для молекулярных газов (напр., атм. воздуха) при обычных температурах и давлениях до $1,01 \cdot 10^5$ Па (1 атм) уравнение выполняется достаточно точно. Уравнение Менделеева-Клапейрона широко используют при расчетах термодинамических свойств газов. Ассоциированные газы, например пары HCOOH , CH_3COOH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ и др. карбоновых кислот, не подчиняются данному уравнению даже при очень низких давлениях.

Уравнение было установлено опытным путем Б. Клапейроном в 1834; оно имело вид: $pV = VT$, где V – постоянная, зависящая от природы газа и его массы. В современном виде уравнение было получено в 1874 для 1 моля идеального газа Д. И. Менделеевым в результате объединения законов Гей-Люссака, Бойля-Мариотта и Авогадро.

МЕНДЕЛЕЕВ, Дмитрий Иванович

27 января (8 февраля) 1834 г. – 20 января (2 февраля) 1907 г.



Русский химик Дмитрий Иванович Менделеев родился в Тобольске в семье директора гимназии. Во время обучения в гимназии Менделеев имел весьма посредственные оценки, особенно по латинскому языку. В 1850 г. он поступил на отделение естественных наук физико-математического факультета Главного педагогического института в Петербурге. В 1855 г. Менделеев окончил институт с золотой медалью и был назначен старшим учителем гимназии в Симферополь, но из-за начавшейся Крымской войны перевёлся в

Одессу, где работал учителем в Ришельевском лицее.

В 1856 г. Менделеев защитил в Петербургском университете магистерскую диссертацию, в 1857 г. был утвержден приват-доцентом этого университета и читал там курс органической химии. В 1859-1861 гг. Менделеев находился в научной командировке в Германии, где работал в лаборатории Р. Бунзена и Г. Кирхгофа в Гейдель-

бергском университете. К этому периоду относится одно из важных открытий Менделеева – определение «температуры абсолютного кипения жидкостей», известной ныне под названием критической температуры. В 1860 г. Менделеев вместе с другими русскими химиками принимал участие в работе Международного конгресса химиков в Карлсруэ, на котором С. Канниццаро выступил со своей интерпретацией молекулярной теории А. Авогадро. Это выступление и дискуссия по поводу разграничения понятий атома, молекулы и эквивалента послужили важной предпосылкой к открытию периодического закона.

Вернувшись в Россию в 1861 г., Менделеев продолжил чтение лекций в Петербургском университете. В 1861 г. он опубликовал учебник «Органическая химия», удостоенный Петербургской АН Демидовской премии. В 1864 г. Менделеев был избран профессором химии Петербургского технологического института. В 1865 г. он защитил докторскую диссертацию «О соединении спирта с водой» и тогда же был утвержден профессором технической химии Петербургского университета, а через два года возглавил кафедру неорганической химии. Приступив к чтению курса неорганической химии в Петербургском университете, Менделеев, не найдя ни одного пособия, которое мог бы рекомендовать студентам, начал писать свой классический труд «Основы химии». В предисловии ко второму выпуску первой части учебника, вышедшему в 1869 г., Менделеев привел таблицу элементов под названием «Опыт системы элементов, основанной на их атомном весе и химическом сходстве», а в марте 1869 г. на заседании Русского химического общества Н.А. Меншуткин доложил от имени Менделеева его периодическую систему элементов. Периодический закон явился фундаментом, на котором Менделеев создал свой учебник. При жизни Менделеева «Основы химии» издавались в России 8 раз, ещё пять изданий вышли в переводах на английский, немецкий и французский языки.

В течение последующих двух лет Менделеев внёс в первоначальный вариант периодической системы ряд исправлений и уточнений, и в 1871 г. опубликовал две классические статьи – «Естественная система элементов и применение ее к указанию свойств некоторых элементов» (на русском языке) и «Периодическая законность химических элементов» (на немецком языке). На основе своей системы Менделеев исправил атомные веса некоторых известных элементов, а также сделал предположение о существовании неизвестных элементов и отважился предсказать свойства некоторых из них. На первых порах сама система, внесённые исправления и прогнозы Менделеева были встречены научным сообществом весьма сдержанно. Однако после того, как предсказанные Менделеевым «экаалюминий» (галлий), «экабор» (скандий) и «экасилиций» (германий) были открыты соответ-

ственно в 1875, 1879 и 1886 гг., периодический закон стал получать признание.

Сделанные в конце XIX – начале XX вв. открытия инертных газов и радиоактивных элементов не поколебали периодического закона, но лишь укрепили его. Открытие изотопов объяснило некоторые нарушения последовательности расположения элементов в порядке возрастания их атомных весов (т.н. «аномалии»). Создание теории строения атома окончательно подтвердило правильность расположения Менделеевым элементов и позволило разрешить все сомнения о месте лантаноидов в периодической системе. Учение о периодичности Менделеев развивал до конца жизни. Среди других научных работ Менделеева можно отметить цикл работ по изучению растворов и разработку гидратной теории растворов (1865–1887 гг.). В 1872 г. он начал изучение упругости газов, результатом которого стало предложенное в 1874 г. обобщённое уравнение состояния идеального газа (уравнение Клапейрона – Менделеева). В 1880–1885 гг. Менделеев занимался проблемами переработки нефти, предложил принцип ее дробной перегонки. В 1888 г. он высказал идею подземной газификации углей, а в 1891–1892 гг. разработал технологию изготовления нового типа бездымного пороха. В 1890 г. Менделеев был вынужден покинуть Петербургский университет вследствие противоречий с министром Народного просвещения. В 1892 г. был назначен хранителем Депо образцовых мер и весов (которое в 1893 г. по его инициативе было преобразовано в Главную палату мер и весов). Менделеев считал необходимым введение в России метрической системы мер, которая по его настоянию в 1899 г. была допущена факультативно. Менделеев был одним из основателей Русского химического общества (1868 г.) и неоднократно избирался его президентом. В 1876 г. Менделеев стал членом-корреспондентом Петербургской АН, но кандидатура Менделеева в академики была в 1880 г. отвергнута. Д.И. Менделеев был членом более 90 академий наук, научных обществ, университетов разных стран. Имя Менделеева носит химический элемент № 101 (менделевий), подводный горный хребет и кратер на обратной стороне Луны, ряд учебных заведений и научных институтов. В 1962 г. АН СССР учредила премию и Золотую медаль им. Менделеева за лучшие работы по химии и химической технологии, в 1964 г. имя Менделеева было занесено на доску почета Бриджпортского университета в США наряду с именами Евклида, Архимеда, Н. Коперника, Г. Галилея, И. Ньютона, А. Лавуазье.

Закон парциальных давлений (Дж. Дальтон, 1793 г.)

«Общее давление смеси газов, химически не взаимодействующих друг с другом, равно сумме парциальных давлений газов, составляющих смесь»

$$P = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + p_n$$

где P – общее давление; p_1, p_2, p_3, p_n – парциальные давления газов 1, 2, 3 ...n

Парциальное давление газа в смеси – давление, которое производило бы это же количество данного газа, если бы он один занимал при этой же температуре весь объем, занимаемый смесью. Таким образом, парциальное давление каждого газа пропорционально процентной доле газа в смеси и величине абсолютного давления последней, т.е.

$$P_{\text{парц}} = P_{\text{абс}} \frac{n}{100}; \quad \text{где } n \text{ – процентная доля газа в смеси.}$$

Важнейшие количественные понятия химии

Относительная атомная масса химического элемента (A_r) – это величина, показывающая отношение средней массы атома природной изотопной смеси элемента к $1/12$ массы атома углерода ^{12}C .

Относительная молекулярная масса (M_r) – равна сумме относительных атомных масс всех атомов, образующих молекулу вещества.

Моль (n) – это количество вещества, содержащее столько же структурных единиц (молекул, атомов, ионов) сколько содержится атомов в углероде ^{12}C массой 0,012 кг. Массу одного моля называют **молярной массой** и обозначают $M = M_r \cdot 1$ (г/моль; кг/кмоль).

$$n = m/M = N/N_A = V/V_m$$

Слово «моль» придумал в начале XX в. немецкий физико-химик лауреат Нобелевской премии Вильгельм Оствальд (1853–1932); оно содержит тот же корень, что и слово «молекула» и происходит от латинского moles – громада, масса с уменьшительным суффиксом.

Постоянная Авогадро (N_A) – число структурных единиц в 1 моле вещества. $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$.

Молярный объём газа (V_m) – объём, который занимает любой газ количеством 1 моль при нормальных условиях (22,4 л/моль).

Массовая доля элемента (ω) – находится как частное от деления массы атомов данного элемента к молекулярной массе данного вещества.

$$\omega_{\text{элемента}} = m_{\text{элемента}}/M_{\text{вещества}} \cdot 100\%$$

СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

Ядро атома – центральная часть атома, в которой сосредоточена основная часть массы атома. Ядро состоит из протонов и нейтронов. Ядро атома открыто Э. Резерфордом в 1909-1911 гг.

Протон (p) – элементарная частица, входящая в состав ядра атома. Заряд $+1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл (+1 элементарный заряд), масса 1,0073 а.е.м. Открыт Э. Резерфордом в 1920 г.

Эрнест Резерфорд

30 августа 1871 – 19 октября 1937г.



Британский физик новозеландского происхождения. Известен как «отец» ядерной физики, создал планетарную модель атома. Лауреат Нобелевской премии по химии 1908 года.

Резерфорд родился в Новой Зеландии в небольшом посёлке, расположенном на севере Южного острова близ города Нельсона, в семье фермера. Эрнест был четвертым ребёнком в семье из двенадцати детей, из которых 2 детей утонуло во время ловли рыбы на лодке далеко в море, 1 умер от болезней из-за отсутствия врачей. Имел удивительную память, богатейское здоровье и силу. Блистал успехами в школе и колледже. Успешно закончил колледж в Нельсоне, получив 580 баллов из 600 возможных и премию для продолжения учёбы в Кентерберийском Колледже в городе Крайстчёрч.

Его магистерская работа, написанная в 1892 году, касалась обнаружения высокочастотных радиоволн, существование которых было доказано в 1888 году немецким физиком Генрихом Герцем.

В 1895 году, после получения степени бакалавра естественных наук Резерфорд отправился в Англию для дальнейшего обучения в Кавендишской лаборатории Кембриджского.

Открыл альфа- и бета-излучение, короткоживущий изотоп радона и множество изотопов. Объяснил на основе свойств радона радиоактивность тория, открыл и объяснил радиоактивное превращение химических элементов, создал теорию радиоактивного распада, обнаружил протон. Доказал, что альфа-частица – ядро гелия. Поставив опыт по рассеянию альфа-частиц на металлической фольге, вывел формулу Резерфорда. Исходя из её анализа, сделал вывод о существовании в атоме массивного ядра. Создал планетарную теорию строения атомов. Первым открыл образование новых химических элементов при распаде тяжелых химических радиоактивных элементов. 12 учеников Резерфорда стали лауреатами Нобелевской премии по физике и химии.

Нейтрон (n) – элементарная частица, входящая в состав ядра атома. Заряд 0, масса 1,0087 а.е.м. Открыт Дж. Чедвиком в 1932 г.

Джеймс ЧЕДВИК

20 октября 1891 г. – 24 июля 1974 г.



Английский физик Джеймс Чедвик родился в г. Боллингтоне, вблизи Манчестера. Он был старшим из четырех детей Джона Джозефа Чедвика, владельца прачечной, и Энн Мэри (Ноулс) Чедвик. Окончив местную начальную школу, он поступил в манчестерскую муниципальную среднюю школу, где выделялся успехами в математике. В 1908 г он поступил в Манчестерский университет, собираясь изучать математику, однако по недоразумению с ним провели собеседование по физике. Слишком скромный, чтобы указать на ошибку, он внимательно выслушал вопросы, которые ему задавали, и решил сменить специализацию. Через три года он окончил университет с отличием по физике.

В 1911г. Чедвик начал аспирантскую работу под руководством Э. Резерфорда в физической лаборатории в Манчестере, и в 1913 г. получил степень магистра. В этом же году, став обладателем стипендии, он уехал в Германию, чтобы изучать радиоактивность под руководством Ханса Гейгера (бывшего ассистента Резерфорда) в Государственном физико-техническом институте в Берлине. Когда в 1914 г. началась первая мировая война, Чедвик был интернирован как английский гражданин и более 4 лет провел в лагере для гражданских лиц в Рулебене.

Дж.Чедвик вернулся в Манчестер в 1919 г, где он продолжил работу с Э. Резерфордом в Кавендишской лаборатории Кембриджского университета. Дж. Чедвик получил докторскую степень по физике в Кембридже в 1921 г. Два года спустя он стал заместителем директора Кавендишской лаборатории. Вплоть до конца 20-х годов. он исследовал такие атомные явления, как искусственный распад ядер легких элементов под действием бомбардировки альфа-частицами и спонтанное испускание бета-частиц. В процессе этой работы он размышлял над тем, как можно было бы подтвердить существование резерфордовской нейтральной частицы (нейтрона). На основании экспериментов французских ученых (Фредерика Жолио и Ирен Жолио-Кюри) и собственных экспериментов, Дж. Чедвик доказал существование нейтрона, за что был удостоен Нобелевской премии по физике за 1935 г.

В годы второй мировой войны Чедвик, совместно с другими учеными, занимался разработкой ядерного оружия. В 1946 г он вернулся в Ливерпульский университет. Два года спустя он отошел от активной научной деятельности и возглавил Гонвилл-энд-Кайус-колледж.

Нуклоны – общее название протонов и нейтронов.

Заряд ядра Z – число протонов в ядре. Заряд ядра равен атомному номеру (порядковому номеру элемента в периодической таблице).

Массовое число ядра A – общее число протонов и нейтронов:

$$A = Z + n$$

Обозначение элемента X: A_ZX (${}^{16}_8\text{O}$)

Изотопы – атомы, ядра которых содержат одинаковое число протонов и разное число нейтронов (${}^1_1\text{H}$ - протий, ${}^2_1\text{H}$ - дейтерий, ${}^3_1\text{H}$ - тритий).

Радиоактивность – самопроизвольный распад неустойчивых атомных ядер. α – распад - излучение ядром α частиц (${}^4_2\text{He}$), β -распад – излучение электрона.

Ядерные реакции – искусственные превращения ядер, происходящие при их бомбардировке другими ядрами или элементарными частицами.

Электрон (e)- элементарная частица, входящая в состав атома. Заряд $-1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл (-1 элементарный заряд), масса 0,0005486 а.е.м. Открыт Дж. Дж. Томсоном в 1897 г. Движение электрона подчиняется законам квантовой механики.

Джозеф Джон Томсон



18 декабря 1856 – 30 августа 1940

Английский физик Джозеф Джон Томсон родился в Читхэм-Хилл, пригороде Манчестера, в семье Джозефа Джеймса и Эммы Томсон. Поскольку отец, книготорговец, хотел, чтобы мальчик стал инженером, его в возрасте четырнадцати лет послали в Оуэнс-колледж (ныне Манчестерский университет). Однако через два года отец умер, оставив сына без средств. Тем не менее, он продолжил обучение благодаря финансовой поддержке своей матери и стипендиальному фонду.

Получив в Оуэнсе в 1876 г. звание инженера, Томсон поступил в Тринитиколледж Кембриджского университета. Здесь он изучал математику и ее приложения к задачам теоретической физики. Степень бакалавра по математике он получил в 1880 г. На следующий год он был избран членом ученого совета Тринитиколледжа и начал работать в Кавендишской лаборатории в Кембридже.

В 1884 г. Томсон возглавил Кавендишскую лабораторию, несмотря на то, что ему было тогда всего двадцать семь лет и он не добился еще сколько-нибудь заметных успехов в экспериментальной физике.

Исследуя катодные лучи, в 1897 он открыл электрон, за что в 1906 году был удостоен Нобелевской премии по физике. Томсон пошел дальше и предложил модель атома, согласующуюся с его открытием. В начале XX в. он выдвинул гипотезу, что атом представляет собой размытую сферу, несущую положительный электрический заряд, в которой распределены отрицательно заряженные электроны.

Дж. Томсон оказал влияние на физику не только результатами своих блестящих экспериментальных исследований, но и как превосходный преподаватель и прекрасный руководитель Кавендишской лаборатории. Привлеченные этими его качествами, сотни наиболее талантливых молодых физиков со всего мира выбирали местом обучения Кембридж. Из тех, кто работал в Кавендише под его руководством, семеро стали в свое время лауреатами Нобелевской премии.

Постулаты Бора:

1. Электрон может вращаться вокруг ядра не по произвольным, а только по строго определенным (стационарным) круговым орбитам. При движении электрон не излучает энергию.
2. Атом испускает или поглощает электромагнитное излучение только при переходе электрона с одной орбиты на другую.

БОР, Нильс Хенрик Давид

7 октября 1885 г. – 8 ноября 1962 г.



Датский физик Нильс Хенрик Давид Бор родился в Копенгагене и был вторым из трех детей Кристиана Бора и Элен Бор. Его отец был известным профессором физиологии в Копенгагенском университете. Он учился в Гаммельхольмской грамматической школе в Копенгагене и окончил ее в 1903 г. Когда Бор был студентом-физиком Копенгагенского университета, где он стал бакалавром в 1907 г., его признавали необычайно способным исследователем. Его дипломный проект, в котором он определял поверхностное натяжение воды по вибрации водяной струи, принес ему золотую медаль Датской королевской академии наук. Степень магистра он получил в Копенгагенском университете в 1909 г. Его докторская диссертация по теории электронов в металлах считалась мастерским теоретическим исследованием. Получив докторскую степень в 1911 г., Бор отправился в Кембриджский университет, в Англию, чтобы работать с Дж.Дж. Томсоном. Там Н. Бор заинтересовался работой Э. Резерфорда в Манчестерском университете. Бор переехал в Манчестер на несколько месяцев в начале 1912 г. и энергично окупился в эти исследования. Он вывел много след-

ствий из ядерной модели атома, предложенной Резерфордом. В дискуссиях с Резерфордом и другими учеными Бор отработывал идеи, которые привели его к созданию своей собственной модели строения атома. Летом 1912 г. Бор вернулся в Копенгаген и стал ассистент-профессором Копенгагенского университета. В течение следующих двух лет Бор продолжал работать над проблемами, возникающими в связи с ядерной моделью атома. Применяя новую квантовую теорию к проблеме строения атома, Бор предположил, что электроны обладают некоторыми разрешенными устойчивыми орбитами, на которых они не излучают энергию. Только в случае, когда электрон переходит с одной орбиты на другую, он приобретает или теряет энергию, причем величина, на которую изменяется энергия, точно равна энергетической разности между двумя орбитами. Теория Бора, опубликованная в 1913 г., принесла ему известность; его модель атома стала известна как атом Бора.

В 1920 г. он основал Институт теоретической физики в Копенгагене; за исключением периода второй мировой войны, когда Бора не было в Дании, он руководил этим институтом до конца своей жизни. Под его руководством институт сыграл ведущую роль в развитии квантовой механики. В течение 20-х гг. боровская модель атома была заменена более сложной квантово-механической моделью, основанной главным образом на исследованиях его студентов и коллег. Тем не менее, атом Бора сыграл существенную роль моста между миром атомной структуры и миром квантовой теории. Бор был награжден в 1922 г. Нобелевской премией по физике «за заслуги в исследовании строения атомов и испускаемого ими излучения».

Квантовая механика – физическая теория, устанавливающая законы движения микрочастиц. Основными идеями квантовой механики являются: 1) дискретность (квантование); 2) корпускулярно-волновой дуализм (двойственная природа электрона); 3) вероятностный характер законов микромира.

Двойственная природа электрона – электрон может в разных экспериментах проявлять свойства как частицы, так и волны. Связь между волновыми и корпускулярными свойствами электрона даёт соотношение де Бройля:

$$\lambda = h/mv$$

(λ – длина волны электрона, m – его масса, v – скорость, $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ Дж·с постоянная Планка).

Атомная орбиталь – пространство вокруг ядра, в котором велика вероятность нахождения электрона.

Квантовые числа – описывают состояние электрона в атоме:

1) *Главное квантовое число n* – определяет общую энергию электрона (номер энергетического уровня) $n=1,2,3 \dots \infty$

2) *Орбитальное квантовое число l* – характеризует форму электронной орбитали l ($0; n-1$) $l=0$ s-орбиталь; $l=1$ p-орбиталь; $l=2$ d-орбиталь; $l=3$ f-орбиталь.

3) *Магнитное квантовое число m_l* – характеризует положение орбитали в пространстве под влиянием магнитного поля. $m_l(-l; +l)$.

4) *Спиновое квантовое число m_s* – показывает собственный момент импульса электрона. Имеет чисто квантовую природу и не связан с движением в пространстве. $m_s(-1/2; +1/2)$.

Энергетический уровень – набор орбиталей с одинаковым значением главного квантового числа. На уровне может максимально находиться $2n^2$ электронов.

Энергетический подуровень - набор орбиталей с одинаковым значением главного и орбитального квантовых чисел (s-, p-, d-f-подуровень).

Электронная конфигурация атома – распределение электронов по орбиталам.

Принцип Паули – в атоме не может быть двух электронов, движение которых описывается одинаковым набором квантовых чисел.

Вольфганг Эрнст Паули 25 апреля 1900 – 15 декабря 1958



Вольфганг Паули родился в Вене в семье врача и профессора химии Вольфганга Йозефа Паули. Вольфганг учился в Мюнхенском университете у Арнольда Зоммерфельда. Там, по просьбе Зоммерфельда, 20-летний Паули написал обзор для «Физической энциклопедии», посвящённый общей теории относительности, и эта монография до сих пор остаётся классической. Позже он преподавал в Гёттингене, Копенгагене, Гамбурге, Принстонском университете (США) и в Цюрихской высшей электротехнической школе (Швейцария). С именем Паули связано такое фундаментальное понятие квантовой механики, как спин элементарной частицы; он предсказал существование нейтрино и сформулировал «принцип запрета» – принцип Паули, за что был удостоен Нобелевской премии по физике за 1945 год. В 1958 году награждён медалью имени Макса Планка, позже в том же году Вольфганг Паули умер от рака в Цюрихе.

Правило Хунда – в основном состоянии атом должен иметь максимально возможное число неспаренных электронов в пределах определённого подуровня.

Фридрих Хунд 4 февраля 1896, – 31 марта 1997



Основные труды по квантовой механике, спектроскопии (систематика атомных и молекулярных спектров), магнетизму и истории физики. В 1925 году он установил эмпирические правила в атомной физике, позволяющие описать состояния электронных конфигураций атомов, которые теперь носят его имя: правила Хунда. В химии первое из этих правил особенно важно и часто упоминается просто как правило Хунда.

Правило Клечковского – электроны заполняют орбитали в порядке увеличения суммы главного и орбитального квантовых чисел $(n+l)$, при равенстве этой суммы в первую очередь заполняется орбиталь с меньшим значением главного квантового числа n .

Клечковский Всеволод Маврикиевич

28 ноября 1900, – 2 мая 1972



Родился в Москве. Окончил Московскую сельскохозяйственную академию (1929г.). С 1930 г. работал там же (с 1955 г. профессор). Академик ВАСХНИЛ (с 1956г.). Основное направление исследований – применение метода меченых атомов в агрохимии. Одним из первых организовал широкие исследования питания растений с применением радиоактивных изотопов. Создал ряд приборов для этой цели. Изучил поведение продуктов деления тяжелых ядер (изотопов стронция, иттрия, циркония) в почвах. Также внес вклад в физико-математическое обоснование явления периодичности. В частности, ввёл (1951 г.) представления о $(n + l)$ областях электронных состояний в атомах и сформулировал $(n + l)$ правило формирования электронных конфигураций атомов по мере роста заряда ядра (правило Клечковского). Лауреат Сталинской премии (1952). Похоронен на Ваганьковском кладбище в Москве.

Периодический закон (Д.И. Менделеев, 1869) – свойства простых веществ, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра атома.

Энергия (потенциал) ионизации (I) – энергия, необходимая для отрыва наиболее слабо связанного электрона от атома. Наименьшие потенциалы ионизации у щелочных металлов, наибольшие – у инертных газов.

Сродство к электрону (E) – энергия, которая выделяется при присоединении электрона к атому. Наибольшее сродство к электрону – у галогенов, наименьшее – у металлов.

СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Химическая связь – электростатическое взаимодействие атомов, осуществляемое путём обмена электронами.

Ковалентная связь – связь, осуществляемая за счет образования общих электронных пар, принадлежащих обоим атомам. Данный вид связи образуется между атомами неметаллов, если атомы одинаковые, то связь ковалентная неполярная (H_2 , O_2 , F_2 и т.д.). Если разные атомы неметаллов образуют химическую связь, то связь ковалентная полярная (HCl , HF , H_2O).

Электроотрицательность – способность атома притягивать общую электронную плотность от других атомов.

Энергия связи (E , кДж/моль) – энергия, необходимая для того, чтобы разорвать связь.

Порядок связи – число электронных пар, участвующих в образовании ковалентной связи.

Длина связи (l , нм) – расстояние между ядрами атомов, образующих связь.

Валентный угол – угол между линиями, соединяющими химически связанные атомы.

Дипольный момент связи (μ) – векторная величина. Характеризующая полярность связи. Длина вектора равна произведению длины связи l на эффективный заряд q , который приобретают атомы при смещении электронной плотности:

$$\mu = l \cdot q$$

Ионная связь – образуется в результате электростатического притяжения противоположно заряженных ионов, образуется между ионами металлов и анионами неметаллов ($NaCl$, MgO , KI и т.д.)

Металлическая связь – связь между положительными ионами в кристаллах металлов, осуществляемая за счёт притяжения электронов, свободно перемещающихся по кристаллу.

Водородная связь – связь между положительно заряженным атомом водорода одной молекулы и отрицательно заряженным атомом другой молекулы за счёт сил электростатического притяжения по донорно-акцепторному механизму.

Валентность – число химических связей, образованных данным атомом в соединении. Это понятие применимо только к соединениям с ковалентным типом связи или к молекулам в газовой фазе. В кристаллах ионных соединений и металлов валентность атомов равна бесконечности.

Степень окисления – условный заряд атома в молекуле, вычисленный в предположении, что все связи имеют ионный характер.

Агрегатное состояние – форма существования вещества, зависящая от расстояния между частицами и взаимодействия между ними.

Газ – агрегатное состояние вещества, характеризующееся большим расстоянием и очень слабым взаимодействием между частицами. Газы отличаются малой плотностью и высокой сжимаемостью. Газы заполняют весь предоставленный объём. Большинство газов – соединения с ковалентным типом связи в молекуле.

Жидкость - агрегатное состояние вещества, характеризующееся малым расстоянием между молекулами и относительной подвижностью молекул. Жидкости мало сжимаемы, но легко изменяют свою форму. Жидкое состояние характерно для веществ с ковалентным типом связи.

Твёрдое вещество - агрегатное состояние вещества, характеризующееся сильным взаимодействием между частицами и упорядоченной пространственной структурой. Атомы, молекулы или ионы, образующие твёрдое вещество, находятся в строго фиксированных положениях, вблизи которых могут совершать лишь небольшие колебания.

Кристаллическая решётка – регулярное расположение частиц в кристалле. Кристаллические решётки бывают четырёх типов: *1. Атомные кристаллические решётки* – образованы нейтральными атомами, связанными друг с другом ковалентными связями (например, алмаз, кремний). Вещества с атомным строением характеризуются большой твёрдостью и высокими температурами плавления и кипения.

2. Молекулярные кристаллические решётки – образованы молекулами, связанными друг с другом слабым ван-дер-ваальсовым взаимодействием (например, твердые H_2 , CO_2 , Cl_2). Вещества с молекулярным строением летучи, имеют низкие температуры плавления и кипения.

3. Ионные кристаллические решётки – образованы ионами, связанными сильным ионным взаимодействием (например, $NaCl$, MgO , KNO_3). Веществам с ионным строением свойственны высокие температуры плавления и кипения.

4. Металлические кристаллические решётки – образованы положительными ионами металлов, между которыми осуществляется металлический тип связи. Температура плавления и кипения металлов меняется в широком диапазоне и определяется прочностью металлической связи.

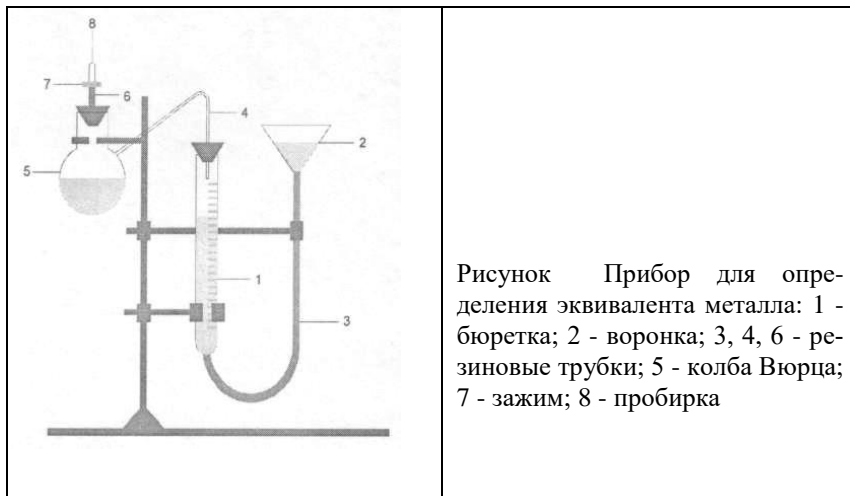
Фазовый переход – изменение агрегатного состояния вещества, происходящее при изменении температуры и (или) давления. Различают следующие фазовые переходы: плавление (тв.→ж.); сублимация (тв.→г.); кристаллизация (ж.→тв.); испарение (ж.→г.); конденсация (г.→ж., г.→тв.).

Лабораторная работа № 1

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТНОЙ МАССЫ МЕТАЛЛА

Порядок выполнения работы.

Для определения эквивалентной массы цинка используют прибор, показанный на рисунке.



Прибор состоит из бюретки **1** (на 50 мл,) и воронки **2**, соединённых между собой резиновой трубкой **3** и заполненных дистиллированной водой. Бюретка резиновой трубкой **4** присоединена к реакционной колбе **5** (колба Вюрца), которая заполнена раствором соляной кислоты и которая в свою очередь резиновой трубкой **6** с зажимом **7** соединена пробиркой **8**, куда и помещается навеска цинка.

Прежде чем приступить к выполнению работы, необходимо проверить прибор на герметичность. Для этого воронку **2** необходимо опустить по штативу ниже уровня воды в бюретке **1**. Уровень жидкости в бюретке при этом несколько понизится и зафиксируется на некоторой отметке. Если дальнейшего понижения уровня воды в течение 1 мин не происходит, система считается герметичной. Если уровень жидкости в бюретке непрерывно понижается, прибор где-то пропускает воздух (об этом необходимо сообщить преподавателю).

Чтобы приготовить прибор к работе, надо при закрытом зажиме **7** совместить уровень воды в воронке **2** с уровнем воды в бюретке **1**. В этом случае давление воздуха в системе равно атмосферному. Если уровень воды находится в верхней части градуированного объема бюретки, необ-

ходимо записать этот объём, приняв его за нулевой V_0 . Сохраняя этот уровень, закрепить воронку в лапке штатива. В пробирку **8** насыпать известную навеску цинка, аккуратно надеть пробирку на резиновую трубку. Ещё раз проверить уровень V_0 , затем открыть зажим и лёгким постукиванием пальца пересыпать всю навеску цинка в колбу **5**. Пробирку не снимать, чтобы не нарушить герметичность системы. В колбе происходит интенсивная реакция цинка с соляной кислотой с выделением водорода.

Записать уравнение реакции.

При выделении водорода уровень воды в бюретке понижается.

По окончании реакции (прекращение выделения пузырьков газа в колбе) прибор в течение **5-10** мин охлаждается до комнатной температуры. Затем необходимо опять совместить уровень воды в воронке с новым уровнем воды в бюретке. Отметить новое значение объёма V_1 . Результаты опыта занести в табл. 1. Определить температуру в помещении по термометру и давление по барометру.

Таблица 1

Навеска металла, г	Температура, $^{\circ}\text{C}$; К	Давление, $P_{\text{АТМ}}$, мм.рт.ст.	Начальный объём, V_0 , мл	Конечный объём, V_1 , мл	Объём выделившегося водорода, $V = V_1 - V_0$, мл

Обработка результатов измерения

Для нахождения молярной массы эквивалента цинка по закону эквивалентов необходимо вычислить массу выделившегося водорода по уравнению Менделеева - Клапейрона:

$$PV = \frac{m}{M} RT, \quad m = \frac{PVM}{RT}$$

где M – молярная масса водорода; R – универсальная газовая постоянная ($62400 \text{ мм.рт.ст.} \cdot \text{мл/моль} \cdot \text{K}$).

Так как газ собирался над водой, при расчёте давления газа необходимо из атмосферного давления (по барометру) вычесть давление водяных паров при данной температуре:

$$P = P_{\text{АТМ}} - P_{\text{H}_2\text{O}}$$

Давление водяных паров определяется по таблице 2.

Таблица 2

T, °C	18	19	20	21	22	23	24
P (H ₂ O)	15,48	16,48	17,54	18,65	19,83	21,07	22,38

Зная массу выделившегося водорода, рассчитать молярную массу эквивалента цинка по закону эквивалентов:

$$\frac{m_{Zn}}{m_H} = \frac{M_{ЭZn}}{M_{ЭH}}$$

Определить теоретическую молярную массу эквивалента цинка по таблице Д.И. Менделеева и определить относительную ошибку опыта:

$$\Pi = \left(\frac{M_{Этеор} - M_{Ээксп}}{M_{Этеор}} \right) \cdot 100\%$$

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

Примеры решения задач

Пример №1. а) Рассчитайте массу моля вещества H₂SO₃; б) Определите число молей, содержащихся в 8,2 граммах этого вещества; в) Определите число молей, если известно число частиц N = 6,02 · 10²⁰ и N_A = 6,02 · 10²³; г) Вычислите процентное содержание элемента O в веществе H₂SO₃.

Дано: m(H₂SO₃) = 8,2 г; N = 6,02 · 10²⁰; N_A = 6,02 · 10²³.

Найти: n (H₂SO₃)=?; ω(O) = ?

Решение

а) Рассчитаем массу моля вещества H₂SO₃ по формуле:

$$n = m:M \text{ откуда } m=n \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_3)$$

$$m=1 \text{ моль} \cdot 82 \text{ г/моль} = 82 \text{ г.}$$

б) Определим число молей, содержащихся в 8,2 граммах H₂SO₃:

$$n = m:M = 8,2 \text{ г} : 82 \text{ г/моль} = 0,1 \text{ моль.}$$

в) Определим число молей, если известно число частиц $N = 6,02 \cdot 10^{20}$:

$$n = N : N_A = 6,02 \cdot 10^{20} : 6,02 \cdot 10^{23} = 0,001 \text{ моль.}$$

г) Вычислим процентное содержание элемента О в веществе H_2SO_3 :

$$\omega = 3 \cdot \omega(O) : \omega(H_2SO_3) \cdot 100\% = 3 \cdot 16 : 82 \cdot 100\% = 58,5\%.$$

Пример №2. Вычислите эквивалентную массу металла, если известно, если в его хлориде массовая доля хлора 79,78%, эквивалентная масса хлора равна 35,5 г/моль.

Дано: $\omega(Cl) = 79,78\%$, $\mathcal{E}(Cl) = 35,5$ г/моль.

Найти: $\mathcal{E}(Me) - ?$

Решение

1) Массовая доля металла в хлориде равна:

$$\omega(Me) = 100\% - \omega(Cl) = 100\% - 79,78\% = 20,22\%.$$

2) Используя закон эквивалентов найдем эквивалентную массу

металла:

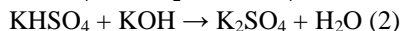
$$\omega(Me) : \omega(Cl) = \mathcal{E}(Me) : \mathcal{E}(Cl)$$

$$20,22 : 79,78 = \mathcal{E}(Me) : 35,5$$

$$\mathcal{E}(Me) = 8,99 \text{ г/моль}$$

$$\text{Ответ: } \mathcal{E}(Me) = 8,99 \text{ г/моль}$$

Пример №3. Вычислите эквивалентную массу $KHSO_4$ в следующих реакциях:



Решение

На основе закона эквивалента можно вывести следующие формулы для вычисления эквивалентных масс сложных веществ:

$$\mathcal{E}_{\text{оксида}} = \frac{M_{\text{оксида}}}{(\text{число атомов элемента} \cdot \text{валентность элемента})}$$

$$\mathcal{E}_{\text{кислоты}} = \frac{M_{\text{кислоты}}}{\text{число атомов водорода}}$$

$$\mathcal{E}_{\text{основания}} = \frac{M_{\text{основания}}}{\text{число гидроксогрупп}}$$

$$\mathcal{E}_{\text{соли}} = \frac{M_{\text{соли}}}{(\text{число атомов металла} \cdot \text{валентность металла})}$$

Эквиваленты химических соединений могут иметь переменные значения. В этих случаях значение эквивалента химического соединения определяется соотношением реагирующих веществ.

В реакции (1) 1 моль KHSO_4 взаимодействует с 1 моль BaCl_2 , а эквивалент KHSO_4 – с эквивалентом BaCl_2 . Эквивалентная масса BaCl_2 равна половине его молярной массы, следовательно, эквивалентная масса KHSO_4 равна половине его молярной массы:

$$\mathcal{E}(\text{KHSO}_4) = M(\text{KHSO}_4) : 2 = 136 : 2 = 68 \text{ г/моль.}$$

В реакции (2) 1 моль KHSO_4 взаимодействует с 1 моль KOH , а эквивалент KHSO_4 – с эквивалентом KOH . Эквивалентная масса KOH равна его молярной массе, следовательно, эквивалентная масса KHSO_4 равна его молярной массе:

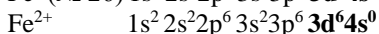
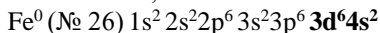
$$\mathcal{E}(\text{KHSO}_4) = M(\text{KHSO}_4) : 1 = 136 : 1 = 136 \text{ г/моль}$$

Пример № 4. Напишите полные электронные формулы атома железа и иона Fe^{2+} .

Решение

Используя ряд В.М. Клечковского:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} \dots$ составим полные электронные формулы атома железа, ионов Fe^{2+} , учитывая, что для Fe^{2+} число электронов на 2 электрона меньше, чем в атоме железа. **Обратите внимание**, что орбитали заполняются согласно ряда В.М. Клечковского, но записываются в порядке увеличения номера:



Задачи и упражнения для самостоятельной работы

Номер варианта	Номера заданий	Номер варианта	Номера заданий
1	1, 21, 41, 61,81,101	11	11, 31, 51, 71,91,111
2	2, 22, 42, 62,82,102	12	12, 32, 52, 72,92,112
3	3, 23, 43, 63,83,103	13	13, 33, 53, 73,93,113
4	4, 24, 44, 64,84,104	14	14, 34, 54, 74,94,114
5	5, 25, 45, 65,85,105	15	15, 35, 55, 75,95,115
6	6, 26, 46, 66,86,106	16	16, 36, 56, 76,96,116
7	7, 27, 47, 67,87,107	17	17, 37, 57, 77,97,117
8	8, 28, 48, 68,88,108	18	18, 38, 58, 78,98,118
9	9, 29, 49, 69,89,109	19	19, 39, 59, 79,99,119
10	10, 30, 50, 70,90,110	20	20, 40, 60, 80,100,120

1-20. а) Рассчитайте массу моля веществ А, Б, В; б) Определите число молей, содержащихся в m граммах этих веществ; в) Определите число молей, если известно число частиц N и $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$; г) Вычислите процентное содержание элемента Э в веществе А.

№	А	Б	В	$m, \text{ г}$	N	Э
1	Li_2O	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	MgSiO_3	20	$6,02 \cdot 10^{23}$	Li
2	H_2SO_4	CO_2	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	5	$5,02 \cdot 10^{22}$	O
3	HClO	N_2O_5	Na_2SO_4	3	$6,0 \cdot 10^{25}$	Cl
4	SO_3	CaCO_3	KOH	0,1	$7,01 \cdot 10^{23}$	S
5	HClO_3	NaHSO_3	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	12	$8,0 \cdot 10^{24}$	H
6	HClO_4	CaO	CaOHNO_3	130	$6,02 \cdot 10^{20}$	O
7	HNO_3	NaOH	$\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$	10	$5,02 \cdot 10^{21}$	N
8	HPO_3	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	KHCO_3	60	$4,02 \cdot 10^{27}$	P
9	H_3PO_4	MnO_2	NaOH	25	$6,24 \cdot 10^{28}$	P
10	H_3AsO_3	LiOH	NaH_2PO_4	0,3	$6,2 \cdot 10^{23}$	As
11	H_3AsO_4	SiO_2	$\text{Al}(\text{OH})_3$	8	$6,02 \cdot 10^{23}$	As
12	P_2O_5	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	H_2CO_3	7	$5,02 \cdot 10^{12}$	P
13	B_2O_3	H_2SiO_3	NiSO_4	14	$6,0 \cdot 10^{25}$	B
14	HNO_2	As_2O_3	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	2	$7,01 \cdot 10^{15}$	N
15	H_2SeO_4	CsOH	BaCl_2	45	$8,0 \cdot 10^{24}$	Se
16	H_2SO_3	CrO_3	Li_2O	1	$6,02 \cdot 10^{20}$	S
17	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	Fe_2O_3	H_2SO_4	12	$5,02 \cdot 10^{20}$	Ba
18	$\text{Co}(\text{OH})_2$	$\text{Ca}(\text{AlO}_2)_2$	HClO	120	$4,02 \cdot 10^{27}$	Co
19	HClO_2	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$	SO_3	10	$6,24 \cdot 10^{28}$	Cl
20	NO_2	$\text{Sn}(\text{OH})_2$	HClO_3	9	$6,2 \cdot 10^{33}$	O

21. При сгорании 5 г металла образуется 9,44 г оксида металла. Определить эквивалентную массу металла.

22. Одно и то же количество металла соединяется с 0,2 г кислорода и с 3,17 г одного из галогенов. Определить эквивалентную массу галогена.

23. Масса 1 л кислорода равна 1,4 г. Сколько литров кислорода расходуется при сгорании 21 г магния, эквивалент которого равен $\frac{1}{2}$ моля.

24. Определить эквивалентные массы металла и серы, если 3,24 г металла образует 3,48 г оксида и 3,72 г сульфида.

25. Вычислить атомную массу двухвалентного металла и определить, какой это металл, если 8,34 г металла окисляются 0,68 л кислорода (условия нормальные).

26. Мышьяк образует два оксида, из которых один содержит 65,2% As, а другой 75,7 % As. Определить эквивалентные массы мышьяка в обоих случаях.

27. 1,0 г некоторого металла соединяется с 8,89 г брома и с 1,78 г серы. Найти эквивалентные массы брома и металла, зная что эквивалентная масса серы равна 16 г/моль.

28. Эквивалентная масса хлора равна 35,5 г/моль, мольная масса атомов меди равна 63,5 г/моль. Эквивалентная масса хлорида меди равна 99,5 г/моль. Какова формула хлорида меди?

29. Для растворения 16,8 г металла потребовалось 14,7 г серной кислоты. Определить эквивалентную массу металла и объём выделившегося водорода (нормальные условия).

30. На восстановление 1,8 г оксида металла израсходовано 883 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Вычислить эквивалентные массы оксида и металла.

31. Некоторое количество металла, эквивалентная масса которого равна 27,9 г/моль, вытесняет из кислоты 700 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Определить массу металла.

32. 1,6 г кальция и 2,61 г цинка вытесняют из кислоты одинаковые количества водорода. Вычислить эквивалентную массу цинка, зная, что эквивалентная масса кальция равна 20 г/моль.

33. Серная и ортофосфорная кислоты имеют одинаковую молекулярную массу. Каково отношение масс этих кислот, пошедших на нейтрализацию одного и того же количества щёлочи, если образовались соответственно сульфат и дигидроортофосфат?

34. При взаимодействии ортофосфорной кислоты со щёлочью образовалась соль Na_2HPO_4 . Найти для этого случая значение эквивалентной массы ортофосфорной кислоты.

35. На нейтрализацию 2,45 г кислоты идёт 2,0 г гидроксида натрия. Определить эквивалентную массу кислоты.

36. При взаимодействии 5,95 г некоторого вещества с 2,75 г хлороводорода получилось 4,4 г соли. Вычислить эквивалентные массы вещества и образовавшейся соли.

37. 0,376 г алюминия при взаимодействии с кислотой вытеснили 0,468 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Определить эквивалентный объём водорода, зная, что эквивалентная масса алюминия равна 8,99 г/моль.

38. Вычислить эквивалент H_3PO_4 в реакциях с КОН, если образовались следующие соли: а) KH_2PO_4 ; б) K_2HPO_4 ; в) K_3PO_4 .

39. Вычислить эквивалент CO_2 в реакциях с NaOH, если образовались следующие соли: а) NaHCO_3 ; б) Na_2CO_3 .

40. На нейтрализацию 1 г кислоты израсходовано 1,247 г КОН. Вычислить эквивалент кислоты.

41. Напишите полные электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 17 и 25. Назовите семейство, к которому принадлежат эти элементы.

42. Напишите полные электронные формулы атомов кремния и титана. Назовите семейство, к которому принадлежат эти элементы.

43. Напишите полные электронные формулы атомов железа и фосфора. Назовите семейство, к которому принадлежат эти элементы.

44. Напишите полные электронные формулы атомов хрома и селена. Являются ли они аналогами.

45. Укажите полное число электронов в атоме, характеризуемом следующими квантовыми числами: а) $n = 3$; $l = 2$; б) $n = 4$; $l = 3$; в) $n = 5$; $l = 4$.

46. Назовите возможные значения всех квантовых чисел для каждого из четырёх электронов бериллия.

47. Укажите, какой из атомов в каждой приведённой ниже паре имеет большие размеры, энергию ионизации и электроотрицательность: а) S, Cl; б) B, Al; в) Y, Sr; г) Ga, Ge.

48. Сколько неспаренных электронов имеет атом каждого из следующих элементов: Si, Mg, Fe, Tl?

49. Напишите полные электронные формулы атомов фосфора и ванадия. К какому семейству принадлежат эти элементы?

50. Напишите полные электронные формулы атомов хлора и марганца и ионов Cl^- и Mn^{2+} .

51. Напишите полные электронные формулы атома серы, ионов S^{2-} и S^{2+} .

52. Напишите полные электронные формулы атома железа, ионов Fe^{2+} и Fe^{3+} .

53. Напишите полные электронные формулы атомов алюминия и скандия, ионов Al^{3+} , Sc^{2+} и Sc^{3+} .

54. Какова электронная формула атома кислорода? Сколько электронных пар и неспаренных электронов у атома кислорода и какие атомные орбитали они занимают?

55. Напишите полные электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 18, 19 и 21. Назовите семейство, к которому принадлежат эти элементы. Являются ли они аналогами?

56. Напишите полные электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 4, 48 и 80. Назовите семейство, к которому принадлежат эти элементы. Являются ли они аналогами?

57. Напишите полные электронные формулы атома кобальта, ионов Co^{2+} и Co^{3+} .

58. Напишите полные электронные формулы атома хрома и иона Cr^{3+} .

59. Назовите элементы, соответствующие следующим характеристикам: а) щелочной металл с валентным электроном 5s; б) неметаллы с валентными электронами на орбитали 3p.

60. Составьте электронные формулы атомов азота и серы. Сколько неспаренных электронов имеет каждый из этих атомов?

61-80. Охарактеризуйте строение атомов:

A; Б; В (согласно варианту в таблице) по плану:

1. Положение в периодической системе элементов Д.И. Менделеева.
2. Строение атома:
 - а) число элементарных частиц в атоме;
 - б) электронная формула;
 - в) графическое размещение валентных электронов по квантовым ячейкам в невозбужденном состоянии атома;
 - г) графическое размещение валентных электронов по квантовым ячейкам в возбужденном состоянии атома;
3. Характеристика элемента.
4. Характеристика соединений.
5. Значения квантовых чисел, характеризующие каждый валентный электрон.

№ задания	А	Б	В	№ задания	А	Б	В
61	Li	In	Sc	71	Cs	P	Zr
62	Na	Ga	Ti	72	Fr	As	Nb
63	K	Al	V	73	Li	Sb	Mo
64	Rb	B	Cr	74	Na	Bi	Tc
65	Cs	C	Mn	75	K	Te	Ru
66	Fr	Si	Fe	76	Rb	Se	Pd
67	Li	Ge	Co	77	Cs	S	Ag
68	Na	Sn	Ni	78	Fr	O	Cd
69	K	Pb	Cu	79	Li	I	Au
70	Rb	N	Zn	80	Cs	F	Hg

81. Найдите в периодической системе элементы, электронная формула которых $(n-1)d^4ns^2$. Напишите их химические символы и полную электронную формулу атома одного из этих элементов.

82. Найдите в периодической системе элементы, электронная формула которых ns^2 . Напишите их химические символы и полную электронную формулу атома одного из этих элементов.

83. Найдите в периодической системе элементы, электронная формула которых nr^3 . Напишите их химические символы и полную электронную формулу атома одного из этих элементов.

84. Найдите в периодической системе элемент, в атоме которого завершается заполнение электронами третьего квантового уровня. Напишите полную электронную формулу атома этого элемента.

85. Найдите в периодической системе элемент, в атоме которого завершается заполнение электронами второго квантового уровня. Напишите полную электронную формулу атома этого элемента.

86. Какие значения могут принимать квантовые числа n , l , m_l , m_s ? Какие значения они принимают для внешних электронов атома магния?

87. Какие значения могут принимать квантовые числа n , l , m_l , m_s ? Какие значения они принимают для внешних электронов атома алюминия?

88. Напишите электронную и графическую электронную формулы элемента, атом которого содержит на $3p$ -подуровне два электрона.

89. Какие соединения с водородом образуют элементы главной подгруппы VI группы? Назовите наиболее и наименее устойчивое из них.

90. Опишите химические свойства элемента с порядковым номером 15, исходя из его положения в периодической системе Д.И. Менделеева.

91. Изобразите формулы водородных и высших кислородных соединений элементов главной подгруппы IV группы периодической системы Д.И. Менделеева.

92. Какой элемент IV периода периодической системы Д.И. Менделеева является наиболее типичным металлом? Почему? Напишите его электронную формулу.

93. Существование и свойства элемента № 32 были предсказаны Д.И. Менделеевым на основе открытого им закона. Используя периодическую систему, дайте краткую характеристику этого элемента и его соединений.

94. Изобразите формулы водородных и высших кислородных соединений элементов главной подгруппы VII группы периодической системы Д.И. Менделеева.

95. Написать электронно-графические формулы атомов индия, германия и титана в нормальном и возбуждённом состоянии.

96. Написать электронно-графическую формулу атома йода в возбуждённом состоянии, предшествующем образованию им соединения ICl_3 .

97. Написать электронно-графическую формулу атома серы в состоянии, предшествующем образованию им соединения SF_6 .

98. Назвать элементы, имеющие по одному электрону на подуровне: а) $3d$; б) $4d$; в) $5d$. Написать электронно-графические формулы атомов этих элементов и указать их положение в периодической системе Д.И. Менделеева (период, группа, подгруппа).

99. Назвать элементы, имеющие по десять электронов на подуровне: а) $3d$; б) $4d$; в) $5d$. Написать электронно-графические формулы атомов этих элементов и указать их положение в периодической системе Д.И. Менделеева (период, группа, подгруппа).

100. Назвать элементы, имеющие по пять электронов на подуровне: а) $3d$; б) $4d$; в) $5d$. Написать электронно-графические формулы атомов этих элементов и указать их положение в периодической системе Д.И. Менделеева (период, группа, подгруппа).

101. Исходя из положения германия и технеция в периодической системе, составьте формулы мета-, ортогерманиевой кислот и оксида технеция, отвечающие их высшей степени окисления. Изобразите формулы этих соединений графически.

102. Что такое энергия ионизации? В каких единицах она выражается? Как изменяется восстановительная активность *s*- и *p*-элементов в группах периодической системы с увеличением порядкового номера? Почему?

103. Что такое электроотрицательность? Как изменяется электроотрицательность *p*-элементов в периоде, в группе периодической системы с увеличением порядкового номера? Почему?

104. Исходя из положения германия, молибдена и рения в периодической системе, составьте формулы водородного соединения германия, оксида молибдена и рениевой кислоты, отвечающие их высшей степени окисления. Изобразите формулы этих соединений графически.

105. Что такое родство к электрону? В каких единицах она выражается? Как изменяется окислительная активность неметаллов в периоде и в группе периодической системы с увеличением порядкового номера? Ответ мотивируйте строением атома соответствующего элемента.

106. Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов третьего периода периодической системы, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменяется кислотно-основной характер этих соединений при переходе от натрия к хлору? Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида алюминия.

107. Какой из элементов четвертого периода – ванадий или мышьяк – обладает более выраженными металлическими свойствами? Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом? Ответ мотивируйте исходя из строения атомов данных элементов.

108. Марганец образует соединения, в которых он проявляет степень окисления +2, +3, +4, +6, +7. Составьте формулы его оксидов и гидроксидов, отвечающих этим степеням окисления. Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида марганца (IV).

109. У какого элемента четвертого периода – хрома или селена – сильнее выражены металлические свойства? Какой из элементов образует газообразное соединение с водородом? Ответ мотивируйте строением атомов хрома и селена.

110. Какую низшую степень окисления проявляют хлор, сера, азот и углерод? Почему? Составьте формулы соединений алюминия с данными элементами в этой степени окисления. Как называются эти соединения?

111. У какого из *p*-элементов пятой группы периодической системы – фосфора или сурьмы – сильнее выражены неметаллические свойства? Какое из водородных соединений данных элементов более сильный восстановитель? Ответ мотивируйте строением атома этих элементов.

112. Исходя из положения металла в периодической системе, дайте мотивированный ответ на вопрос: какой из двух гидроксидов более сильное основание: $\text{Ba}(\text{OH})_2$ или $\text{Mg}(\text{OH})_2$; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или $\text{Fe}(\text{OH})_2$; $\text{Cu}(\text{OH})_2$ или $\text{Sr}(\text{OH})_2$?

113. Исходя из степени окисления атомов соответствующих элементов, дайте мотивированный ответ на вопрос: какой из двух гидроксидов является более сильным основанием: CuOH или Cu(OH)_2 ; Fe(OH)_2 или Fe(OH)_3 , Sn(OH)_2 или Sn(OH)_4 ? Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида олова (II).

114. Какую низшую степень окисления проявляют водород, фтор, сера и азот? Почему? Составьте формулы соединений кальция с данными элементами в этой их степени окисления. Как называются соответствующие соединения?

115. Какую низшую и высшую степени окисления проявляют кремний, мышьяк, селен и хлор? Почему? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.

116. Хром образует соединения, в которых он проявляет степени окисления +2, +3, +6. Составьте формулы его оксидов и гидроксидов, отвечающих этим степеням окисления. Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида хрома (III).

117. Атомные массы элементов в периодической системе непрерывно увеличиваются, тогда, как свойства простых тел изменяются периодически. Чем это можно объяснить? Дайте мотивированный ответ.

118. Какова современная формулировка периодического закона? Объясните, почему в периодической системе элементов аргон, кобальт, теллур и торий помещены соответственно перед калием, никелем, йодом и протактинием, хотя и имеют большую атомную массу?

119. Какую низшую и высшую степени окисления проявляют углерод, фосфор, сера и йод? Почему? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.

120. Атомы каких элементов четвертого периода периодической системы образуют оксид, отвечающий их высшей степени окисления $\text{Э}_2\text{O}_5$. Какой из них дает газообразное соединение с водородом? Составьте формулы кислот, отвечающих этим оксидам, и изобразите их графически.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ АВТОМАТИЗИРОВАННОГО ТЕСТОВОГО КОНТРОЛЯ

1. ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ - ЭТО

- атомы одного и того же вида
- единица количества вещества
- количество элемента, которое присоединяет или замещает 1 моль водорода
- масса вещества, взятая в количестве 1 моль
- наименьшая частица химического элемента, сохраняющая его свойства
- наименьшая частица вещества, сохраняющая его состав и свойства

2. АТОМ - ЭТО

- единица количества вещества
- наименьшая частица химического элемента, сохраняющая его свойства
- наименьшая частица вещества, сохраняющая его состав и свойства
- количество элемента, которое присоединяет или замещает 1 моль водорода
- атомы одного и того же вида
- масса вещества, взятая в количестве 1 моль

3. МОЛЕКУЛА - ЭТО

- наименьшая частица вещества, сохраняющая его состав и свойства
- масса вещества, взятая в количестве 1 моль
- наименьшая частица химического элемента, сохраняющая его свойства
- атомы одного и того же вида
- единица количества вещества
- количество элемента, которое присоединяет или замещает 1 моль водорода

4. МОЛЬ - ЭТО

- атомы одного и того же вида
- масса вещества, взятая в количестве 1 моль
- мера количества вещества
- наименьшая частица химического элемента, сохраняющая его свойства
- количество элемента, которое присоединяет или замещает 1 моль водорода
- наименьшая частица вещества, сохраняющая его состав и свойства

5. МОЛЯРНАЯ МАССА - ЭТО

- атомы одного и того же вида
- количество элемента, которое присоединяет или замещает 1 моль водорода
- масса вещества, взятая в количестве 1 моль
- наименьшая частица вещества, сохраняющая его состав и свойства

- () единица количества вещества
- () наименьшая частица химического элемента, сохраняющая его свойства

6. ЭКВИВАЛЕНТ - ЭТО

- () количество элемента, которое присоединяет или замещает 1 моль водорода
- () наименьшая частица вещества, сохраняющая его состав и свойства
- () наименьшая частица химического элемента, сохраняющая его свойства
- () масса вещества, взятая в количестве 1 моль
- () атомы одного и того же вида
- () единица количества вещества

7. ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ - ЭТО

- () разновидности атомов одного и того же элемента, имеющие одинаковое число нейтронов, но разное протонов;
- () способность атома в молекуле притягивать к себе электроны;
- () разновидности атомов, имеющие одинаковое число протонов, но разное нейтронов
- () условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что вещество состоит только из ионов.

8. ИЗОТОПЫ - ЭТО

- () условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что вещество состоит только из ионов.
- () разновидности атомов одного и того же элемента, имеющие одинаковое число нейтронов, но разное протонов;
- () разновидности атомов, имеющие одинаковое число протонов, но разное нейтронов
- () способность атома в молекуле притягивать к себе электроны;

9. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ - ЭТО

- () разновидности атомов одного и того же элемента, имеющие одинаковое число нейтронов, но разное протонов;
- () способность атома в молекуле притягивать к себе электроны;
- () условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что вещество состоит только из ионов.
- () разновидности атомов, имеющие одинаковое число протонов, но разное нейтронов

10. ЭНЕРГИЯ ИОНИЗАЦИИ – ЭТО

- () энергия, необходимая для отрыва наименее связанного электрона от атома с образованием иона;
- () энергия, необходимая для присоединения электрона к атому
- () способность атома в молекуле притягивать к себе электроны;
- () условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что вещество состоит только из ионов.

11. СРОДСТВО К ЭЛЕКТРОНУ – ЭТО

- способность атома в молекуле притягивать к себе электроны;
- условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что вещество состоит только из ионов.
- энергия, необходимая для отрыва наименее связанного электрона от атома с образованием иона;
- энергия, необходимая для присоединения электрона к атому

12. СОВРЕМЕННАЯ ФОРМУЛИРОВКА ПЕРИОДИЧЕСКОГО ЗАКОНА:

- в равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул
- свойства простых веществ, а также форма и свойства соединений химических элементов находятся в периодической зависимости от величины заряда атомных ядер
- молекулярное вещество независимо от способа его получения имеет свой постоянный качественный и количественный состав
- при химических реакциях масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции

13. НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА, ИМЕЮЩЕГО

70 протонов,
103 нейтрона,
70 электронов

14. НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА, ИМЕЮЩЕГО

70 протонов,
103 нейтрона,
70 электронов

15. СОСТАВ АТОМА ИЗОТОПА ^{25}Mn

- 55 p, 25 n, 55 e
- 24 p, 31 n, 24 e
- 25 p, 30 n, 25 e

16. СОСТАВ АТОМА ИЗОТОПА ^{11}Na

- 11 p, 13 n, 11 e
- 11 p, 12 n, 12 e

24 p, 12 n, 12 e

17. АТОМЫ ИЗОТОПОВ ОДНОГО И ТОГО ЖЕ ЭЛЕМЕНТА РАЗЛИЧАЮТСЯ ЧИСЛОМ

- протонов
- протонов и электронов
- нейтронов
- электронов

18. АТОМЫ ${}_{15}\text{P}^{31}$ И ${}_{15}\text{P}^{32}$ ПО СТРОЕНИЮ АТОМА ОТЛИЧАЮТСЯ ЧИСЛОМ

- протонов
- протонов и электронов
- электронов
- нейтронов

19. АТОМЫ ${}_{15}\text{P}^{31}$ И ${}_{15}\text{P}^{32}$ ПО СТРОЕНИЮ АТОМА ОТЛИЧАЮТСЯ ЧИСЛОМ

- электронов
- нейтронов
- протонов и электронов
- протонов

20. У АТОМА РАДИОАКТИВНОГО ${}^{137}\text{Cs}$ ПО СРАВНЕНИЮ С АТОМОМ СТАБИЛЬНОГО ${}^{131}\text{Cs}$ БОЛЬШЕ ЧИСЛО

- протонов и электронов
- электронов
- нейтронов
- протонов

21. У АТОМА РАДИОАКТИВНОГО ${}^{88}\text{Sr}$ ПО СРАВНЕНИЮ С АТОМОМ СТАБИЛЬНОГО ${}^{90}\text{Sr}$ МЕНЬШЕ ЧИСЛО

- нейтронов
- протонов
- протонов и электронов
- электронов

22. НА ТРЕТЬЕМ ЭЛЕКТРОННОМ УРОВНЕ ИМЕЮТСЯ ПОДУРОВНИ

- s
- s, p
- s, p, d

s, p, d, f

23. МАКСИМАЛЬНО ВОЗМОЖНОЕ ЧИСЛО ЭЛЕКТРОНОВ НА ТРЕТЬЕМ ЭЛЕКТРОННОМ УРОВНЕ РАВНО _____

24. НА p-ПОДУРОВНЕ МОГУТ НАХОДИТЬСЯ НЕ БОЛЕЕ

- 14 электронов
- 10 электронов
- 2 электронов
- 6 электронов

25. НА d-ПОДУРОВНЕ МОГУТ НАХОДИТЬСЯ НЕ БОЛЕЕ

- 10 электронов
- 14 электронов
- 6 электронов
- 2 электронов

26. НА f-ПОДУРОВНЕ МОГУТ НАХОДИТЬСЯ НЕ БОЛЕЕ

- 6 электронов
- 2 электронов
- 14 электронов
- 10 электронов

27. ИЗ ПЕРЕЧИСЛЕННЫХ ОРБИТАЛЕЙ НЕВЕРНЫМИ ЯВЛЯЮТСЯ

- 1s, 1p
- 1s, 2p
- 2s, 2p
- 4s, 4d
- 3s, 3f

28. МАРГАНЕЦ ОТНОСИТСЯ К ЭЛЕКТРОННОМУ СЕМЕЙСТВУ

- d-элементов
- f-элементов
- p-элементов
- s-элементов

29. ЦЕЗИЙ ОТНОСИТСЯ К ЭЛЕКТРОННОМУ СЕМЕЙСТВУ

- f-элементов
- s-элементов
- p-элементов
- d-элементов

30. СЕЛЕН ОТНОСИТСЯ К ЭЛЕКТРОННОМУ СЕМЕЙСТВУ

- p-элементов
- f-элементов
- s-элементов
- d-элементов

31. ЦЕРИЙ ОТНОСИТСЯ К ЭЛЕКТРОННОМУ СЕМЕЙСТВУ

- f-элементов
- p-элементов
- d-элементов
- s-элементов

32. ЭЛЕМЕНТ С ПОРЯДКОВЫМ НОМЕРОМ 83
ПРИНАДЛЕЖИТ К ЭЛЕКТРОННОМУ СЕМЕЙСТВУ

- p-элементов
- s-элементов
- f-элементов
- d-элементов

33. ТОЛЬКО s-ЭЛЕМЕНТЫ ПЕРЕЧИСЛЕННЫ ПОД НОМЕРОМ

- Be, Sc, Pb, Cs, Ce, Zn, P, O, N, Cl, Na
- Be, Sn, Pb, Cs, Ce, Zn, S, O, N, Cl, Na
- Be, Pb, Cs, Ce, Zn, P, S, O, N, Cl, Na
- Be, Na, Sr, K, Mg, Ba, Ra, Cs, Li, Ca, Rb

34. ТОЛЬКО p-ЭЛЕМЕНТЫ ПЕРЕЧИСЛЕННЫ ПОД НОМЕРОМ

- Al, Pb, Si, Cr, C, Ne, P, S, O, N, Cl, Br
- Al, Sn, C, Cl, Ne, Pb, Si, P, N, S, J, Br
- Al, Sc, Pb, Fe, S, C, Zn, Au, O, N, Cl, Br
- Al, Sn, O, N, Mn, C, Zn, Ra, Cr, Ag, P, Br

35. ТОЛЬКО d-ЭЛЕМЕНТЫ ПЕРЕЧИСЛЕННЫ ПОД НОМЕРОМ

- Co, Mo, Hg, Cu, Fe, Sc, Mn, Os, Pt, Ni, Ag, Au
- Co, Mo, Hg, Si, Cu, Ne, Pt, S, O, N, Ag, Au
- Co, Mo, Hg, O, N, Mn, Ba, Ra, Cs, Ag, , Au
- Co, Mo, Hg, Pb, Cu, Ce, Zn, S, Os, Ni, Ag, Au

36. ТОЛЬКО f-ЭЛЕМЕНТЫ ПЕРЕЧИСЛЕННЫ ПОД НОМЕРОМ

- Th, Cs, Pb, Md, Li Sm
- Th, Ce, Pu, Md, Lu Sm
- Th, Cu, Pt, Md, Cl, Sm
- Ti, Ce, Pu, Md, La Sm

37. ЧИСЛО ЭЛЕКТРОНОВ, НАХОДЯЩИХСЯ НА ВНЕШНЕМ УРОВНЕ *d*-ЭЛЕМЕНТА

- () равно главному квантовому числу последнего электрона
- () соответствует номеру группы, в которой находится элемент
- () равно двум (или одному).
- () равно номеру периода, в котором находится элемент

38. ЭЛЕКТРОННАЯ ФОРМУЛА АТОМА МАРГАНЦА $_{25}\text{Mn}$ ПРИВЕДЕНА ПОД НОМЕРОМ

- () $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$
- () $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$
- () $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

39. ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ ИОНА ЦИНКА ЗАПИСАНО ПОД НОМЕРОМ

- () $\text{Zn}^{2+} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$
- () $\text{Zn}^{2+} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}4s^2$
- () $\text{Zn}^{2+} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8$

40. ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ АТОМА ЦИНКА ЗАПИСАНО ПОД НОМЕРОМ

- () $\text{Zn} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8$
- () $\text{Zn} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$
- () $\text{Zn} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$

41. ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ АТОМА СТРОНЦИЯ ЗАПИСАНО ПОД НОМЕРОМ

- () $\text{Sr} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^1$
- () $\text{Sr} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^2$
- () $\text{Sr} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$

42. ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ АТОМА СЕЛЕНА ЗАПИСАНО ПОД НОМЕРОМ

- () $\text{Se} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$
- () $\text{Se} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$
- () $\text{Se} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2 5s^2$

43. ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР ЭЛЕМЕНТА, ИМЕЮЩЕГО ВАЛЕНТНЫЙ ЭЛЕКТРОННЫЙ СЛОЙ $3s^2 3p^6$ РАВЕН _____

44. ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ ИОНА СТРОНЦИЯ ЗАПИСАНО ПОД НОМЕРОМ

- () $\text{Sr}^{2+} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^2$
- () $\text{Sr}^{2+} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4s^2$
- () $\text{Sr}^{2+} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

45. ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР ЭЛЕМЕНТА, ИМЕЮЩЕГО ВАЛЕНТНЫЙ ЭЛЕКТРОННЫЙ СЛОЙ $4d^5 5s^2$ РАВЕН _____
46. ЭЛЕМЕНТ, ИМЕЮЩИЙ ВАЛЕНТНЫЙ ЭЛЕКТРОННЫЙ СЛОЙ $2s^2 2p^3$ НАЗЫВАЕТСЯ _____
47. ЭЛЕМЕНТ, ИМЕЮЩИЙ ВАЛЕНТНЫЙ ЭЛЕКТРОННЫЙ СЛОЙ $3d^5 4s^2$ НАЗЫВАЕТСЯ _____
48. ЭЛЕМЕНТ, ИМЕЮЩИЙ ВАЛЕНТНЫЙ ЭЛЕКТРОННЫЙ СЛОЙ $5s^2$ НАЗЫВАЕТСЯ _____
49. ИОН Co^{3+} ИМЕЕТ _____ НЕСПАРЕННЫХ ЭЛЕКТРОНА
50. ИЗ ПЕРЕЧИСЛЕННЫХ ОБОЗНАЧЕНИЙ ОРБИТАЛЕЙ НЕВЕРНЫМИ ЯВЛЯЮТСЯ:
- 1s, 1p
 - 1s, 2p
 - 2s, 2p
 - 3s, 3f
 - 4s, 4d
51. ЛЕГЧЕ ВСЕГО ОТДАЕТ ОДИН ЭЛЕКТРОН АТОМ, ИМЕЮЩИЙ ЗАРЯД ЯДРА
- +11
 - +12
 - +13
 - +14
52. ЧИСЛО ЭЛЕКТРОНОВ У ЭЛЕМЕНТА ПА ГРУППЫ, КОТОРЫЙ ЛЕГЧЕ ВСЕГО ОТДАЕТ ОДИН ЭЛЕКТРОН _____
53. ЭЛЕМЕНТ С ПОРЯДКОВЫМ НОМЕРОМ 114 ДОЛЖЕН ОБЛАДАТЬ СВОЙСТВАМИ, СХОДНЫМИ
- с ртутью
 - с торием
 - со свинцом
 - с актинием
54. ОСНОВНЫЕ СВОЙСТВА ГИДРОКСИДОВ IА ГРУППЫ ПО МЕРЕ УВЕЛИЧЕНИЯ ПОРЯДКОВОГО НОМЕРА
- уменьшаются
 - возрастают
 - не изменяются
 - уменьшаются, а затем возрастают

55. КОНФИГУРАЦИЯ ОРБИТАЛЕЙ ВАЛЕНТНЫХ ЭЛЕКТРОНОВ
ВИСМУТА СОВПАДАЕТ

- со свинцом
- с полонием
- с танталом
- с сурьмой
- с азотом

56. ИЗ ПЕРЕЧИСЛЕННЫХ ИОНОВ НАИМЕНЬШИЙ РАДИУС ИМЕЕТ:

- K^+
- Ca^{2+}
- Cl^-
- S^{2-}

57. В РЯДУ $K--Ca--Sc--Ti$ РАДИУС АТОМОВ

- не изменяется
- уменьшается
- увеличивается

58. ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ
ВОЗРАСТАЕТ В РЯДУ:

- а) Si б) P в) Cl г) S

59. ПРИНЦИП ПАУЛИ:

- в атоме не может быть двух электронов, характеризующихся одинаковым набором квантовых чисел;
- в пределах подуровня электроны заполняют максимальное количество орбиталей.
- заполнение атомных орбиталей происходит в последовательном возрастании суммы главного и орбитального квантового числа
- тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния системы и не зависит от промежуточных стадий процесса.

60. ПРАВИЛО ГУНДА:

- в атоме не может быть двух электронов, характеризующихся одинаковым набором квантовых чисел;
- в пределах подуровня электроны заполняют максимальное количество орбиталей.
- заполнение атомных орбиталей происходит в последовательном возрастании суммы главного и орбитального квантового числа
- тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния системы и не зависит от промежуточных стадий процесса.

61. ПЕРВОЕ ПРАВИЛО КЛЕЧКОВСКОГО:

() в атоме не может быть двух электронов, характеризующихся одинаковым набором квантовых чисел;

() в пределах подуровня электроны заполняют максимальное количество орбиталей.

() заполнение атомных орбиталей происходит в последовательном возрастании суммы главного и орбитального квантового числа

() тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния системы и не зависит от промежуточных стадий процесса.

62. ГЛАВНОЕ КВАНТОВОЕ ЧИСЛО ЭЛЕМЕНТА, ИМЕЮЩЕГО ВАЛЕНТНЫЙ ЭЛЕКТРОННЫЙ СЛОЙ $5s^2$ РАВНО _____

63. ГЛАВНОЕ КВАНТОВОЕ ЧИСЛО ЭЛЕМЕНТА, ИМЕЮЩЕГО ВАЛЕНТНЫЙ ЭЛЕКТРОННЫЙ СЛОЙ $7s^2$ РАВНО _____

64. ГЛАВНОЕ КВАНТОВОЕ ЧИСЛО ЭЛЕМЕНТА, ИМЕЮЩЕГО ВАЛЕНТНЫЙ ЭЛЕКТРОННЫЙ СЛОЙ $4p^3$ РАВНО _____

65. АТОМНЫМ ОРБИТАЛЯМ СООТВЕТСТВУЕТ ПОБОЧНОЕ (ОРБИТАЛЬНОЕ) КВАНТОВОЕ ЧИСЛО:

s		3
d		1
f		2
p		0

66. ДЛЯ ПОСЛЕДНЕГО ЭЛЕКТРОНА В АТОМЕ С ВАЛЕНТНЫМ ЭЛЕКТРОННЫМ СЛОЕМ $2p^2$ КВАНТОВЫМ ЧИСЛАМ СООТВЕТСТВУЮТ:

главное кв.ч.		5
орбитальное кв.ч.		+1/2
магнитное кв.ч.		1
спиновое кв.ч.		2

67. ДЛЯ ПОСЛЕДНЕГО ЭЛЕКТРОНА В АТОМЕ С ВАЛЕНТНЫМ ЭЛЕКТРОННЫМ СЛОЕМ $3d^64s^2$ КВАНТОВЫМ ЧИСЛАМ СООТВЕТСТВУЮТ:

главное кв.ч.		-1/2
орбитальное кв.ч.		-2
магнитное кв.ч.		2
спиновое кв.ч.		3

68. ДЛЯ ПОСЛЕДНЕГО ЭЛЕКТРОНА В АТОМЕ С ВАЛЕНТНЫМ ЭЛЕКТРОННЫМ СЛОЕМ $5s^2$ КВАНТОВЫМ ЧИСЛАМ СООТВЕТСТВУЮТ:

спиновое кв.ч.		0
главное кв.ч.		0
орбитальное кв.ч.		5
магнитное кв.ч.		+1/2

69. ДЛЯ ПОСЛЕДНЕГО ЭЛЕКТРОНА В АТОМЕ С ВАЛЕНТНЫМ ЭЛЕКТРОННЫМ СЛОЕМ $4f^6 6s^2$ КВАНТОВЫМ ЧИСЛАМ СООТВЕТСТВУЮТ:

орбитальное кв.ч.		3
спиновое кв.ч.		+1/2
главное кв.ч.		1
магнитное кв.ч.		4

70. ИОННАЯ СВЯЗЬ -

- () связь между атомами водорода одной молекулы и сильно электроотрицательными элементами другой молекулы
- () связь между атомами, электроотрицательности которых отличаются, но незначительно
- () связь, которую осуществляют относительно свободные электроны, находящиеся между ионами металлов металлической решетки
- () связь, которая образуется между атомами с одинаковой электроотрицательностью
- () связь, которая возникает, когда одни атомы почти полностью отдают валентные электроны, а другие присоединяют их

71. КОВАЛЕНТНАЯ ПОЛЯРНАЯ СВЯЗЬ -

- () связь, которая возникает, когда одни атомы почти полностью отдают валентные электроны, а другие присоединяют их
- () связь, которая образуется между атомами с одинаковой электроотрицательностью
- () связь между атомами, электроотрицательности которых отличаются, но незначительно
- () связь между атомами водорода одной молекулы и сильно электроотрицательными элементами другой молекулы
- () связь, которую осуществляют относительно свободные электроны, находящиеся между ионами металлов металлической решетки

72. КОВАЛЕНТНАЯ НЕПОЛЯРНАЯ СВЯЗЬ -

- связь, которая образуется между атомами с одинаковой электроотрицательностью
- связь, которую осуществляют относительно свободные электроны, находящиеся между ионами металлов металлической решетки
- связь между атомами, электроотрицательности которых отличаются, но незначительно
- связь, которая возникает, когда одни атомы почти полностью отдают валентные электроны, а другие присоединяют их
- связь между атомами водорода одной молекулы и сильно электроотрицательными элементами другой молекулы

73. МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ -

- связь, которая образуется между атомами с одинаковой электроотрицательностью
- связь между атомами, электроотрицательности которых отличаются, но незначительно
- связь между атомами водорода одной молекулы и сильно электроотрицательными элементами другой молекулы
- связь, которая возникает, когда одни атомы почти полностью отдают валентные электроны, а другие присоединяют их
- связь, которую осуществляют относительно свободные электроны, находящиеся между ионами металлов металлической решетки

74. ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ -

- связь, которая образуется между атомами с одинаковой электроотрицательностью
- связь между атомами, электроотрицательности которых отличаются, но незначительно
- связь, которая возникает, когда одни атомы почти полностью отдают валентные электроны, а другие присоединяют их
- связь, которую осуществляют относительно свободные электроны, находящиеся между ионами металлов металлической решетки
- связь между атомами водорода одной молекулы и сильно электроотрицательными элементами другой молекулы

75. ХИМИЧЕСКИЕ СВЯЗИ ПО ДОНОРНО-АКЦЕПТОРНОМУ МЕХАНИЗМУ МОГУТ ОБРАЗОВЫВАТЬ

- N
- S
- Cs
- F

76. ДОЛЯ КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ МАКСИМАЛЬНА В ХЛОРИДЕ

- гафния
- циркония
- курчатовия
- титана

77. ДОЛЯ КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ МАКСИМАЛЬНА В

- AlH_3
- H_2S
- PH_3
- NaN

78. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ НАИБОЛЕЕ ПОЛЯРНА В МОЛЕКУЛЕ

- SiF_4
- BF_3
- KF
- F_2

79. НАИБОЛЕЕ ИОННЫЙ ХАРАКТЕР СВЯЗИ ИМЕЕТ
МОЛЕКУЛА ХЛОРИДА _____.

- цинка
- ртути
- магния
- бария

80. ВАЛЕНТНЫЙ УГОЛ В МОЛЕКУЛЕ ВОДЫ РАВЕН _____
ГРАДУСА (ОВ)

- 109,28
- 104,5
- 90
- 120

81. ПОЛЯРНЫМИ ЯВЛЯЮТСЯ МОЛЕКУЛЫ:

- CF_4
- H_2S
- O_2
- H_2
- H_2O

82. НЕПОЛЯРНЫМИ ЯВЛЯЮТСЯ МОЛЕКУЛЫ:

- H_2
- O_2

- H₂S
- CF₄
- H₂O

83. БОЛЬШЕ ВСЕГО ВЫРАЖЕНА ПОЛЯРНОСТЬ СВЯЗИ В ВЕЩЕСТВЕ

- хлор
- фосфин
- сероводород
- хлороводород

84. МЕТАЛЛИЧЕСКИЙ ХАРАКТЕР СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ ВОЗРАСТАЕТ В РЯДУ:

	Ba
	Mg
	Sr
	Ca

85. НЕМЕТАЛЛИЧЕСКИЙ ХАРАКТЕР СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ УМЕНЬШАЕТСЯ В РЯДУ:

	Sb
	As
	P
	N
	Bi

86. КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ АТОМАМИ ИМЕЕТ МЕСТО В ВЕЩЕСТВАХ

- Na₃P
- H₂S
- SO₂
- CaO
- PCl₅

87. ИОННАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ АТОМАМИ ИМЕЕТ МЕСТО В ВЕЩЕСТВАХ:

- Na₃P
- H₂S
- CaO
- SO₂
- PCl₅

88. ИЗ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ НАИБОЛЬШУЮ ТЕНДЕНЦИЮ К ОБРАЗОВАНИЮ КОВАЛЕНТНЫХ СВЯЗЕЙ ПРОЯВЛЯЕТ:

- () натрий
- () рубидий
- () цезий
- () литий
- () франций
- () калий

89. ИЗ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ НАИБОЛЬШУЮ ТЕНДЕНЦИЮ К ОБРАЗОВАНИЮ ИОННЫХ СВЯЗЕЙ ПРОЯВЛЯЕТ:

- () рубидий
- () франций
- () литий
- () калий
- () натрий
- () цезий

90. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ В БРОМИДЕ КАЛИЯ

- () водородная
- () ковалентная полярная
- () ионная
- () ковалентная неполярная

91. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ АТОМАМИ ЭЛЕМЕНТОВ С ПОРЯДКОВЫМИ НОМЕРАМИ 8 И 16

- () ионная
- () водородная
- () ковалентная полярная
- () ковалентная неполярная

92. ДЛИНА СВЯЗИ В МОЛЕКУЛАХ: H_2Te , H_2Se , H_2S

- () не изменяется
- () увеличивается
- () уменьшается
- () сначала уменьшается, затем растет

93. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ ФОСФОРА В СОЕДИНЕНИИ H_3PO_4 РАВНА

- () +5
- () +1
- () -3
- () +3

94. ЖЕЛЕЗО ИМЕЕТ СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ +3 В СОЕДИНЕНИИ

- $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
- K_2FeO_4
- FeCl_2
- $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$

95. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ МОЛИБДЕНА В СОЕДИНЕНИИ Na_2MoO_4

- 4
- +6
- 6
- +4

96. АЛЛОТРОПИЯ ОБУСЛОВЛЕНА

- большим числом химических элементов
- многообразием неорганических веществ
- различным порядком соединения атомов в молекулах и кристаллах
- различной массой атомов элементов, образующих вещество

97. АЛЛОТРОПНЫЕ МОДИФИКАЦИИ ИМЕЮТСЯ У

- S, Si, Cl
- S, P, Ar
- Cl, N, O
- O, C, P

98. ЧАСТИЦЕЙ, КОТОРАЯ МОЖЕТ ЯВЛЯТЬСЯ ДОНОРОМ ЭЛЕКТРОННОЙ ПАРЫ, ЯВЛЯЕТСЯ

- BH_3
- NH_3
- CH_4
- CaH_2

99. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ СЕРЫ В СОЕДИНЕНИИ H_2SO_4 РАВНА

- +6
- +4
- 2
- +2

100. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ АЗОТА В СОЕДИНЕНИИ HNO_2 РАВНА

- +5
- +3
- 3
- +4

Правильные ответы:

Вопрос	Ответ	Вопрос	Ответ
1.	1	23.	18
2.	2	24.	4
3.	1	25.	1
4.	3	26.	3
5.	3	27.	1;5
6.	1	28.	1
7.	2	29.	2
8.	3	30.	1
9.	3	31.	1
10.	1	32.	1
11.	4	33.	4
12.	2	34.	2
13.	иттербий	35.	1
14.	хром	36.	2
15.	3	37.	3
16.	1	38.	1
17.	3	39.	1
18.	4	40.	2
19.	2	41.	3
20.	3	42.	1
21.	1	43.	18
22.	3		
44.	3	79.	4
45.	43	80.	2
46.	азот	81.	2;5
47.	марганец	82.	1;2;4
48.	стронций	83.	4
49.	6	84.	2;4;3;1
50.	1;4	85.	4;3;2;1;5
51.	1	86.	2;3;5
52.	88	87.	1;3
53.	3	88.	4
54.	2	89.	2
55.	4;5	90.	3
56.	3	91.	3
57.	3	92.	2

58.	1;4;2;3	93.	1
59.	1	94.	1
60.	2	95.	2
61.	3	96.	3
62.	5	97.	4
63.	7	98.	2
64.	4	99.	1
65.	1-4;2-3;3-1;4-2	100.	2
66.	1-4;2-3;3-1;4-2		
67.	1-4;2-3;3-2;4-1		
68.	1-4;2-3;3-2;4-1		
69.	1-1;2-2;3-4;4-3		
70.	5		
71.	3		
72.	1		
73.	5		
74.	5		
75.	1;2;4		
76.	4		
77.	3		
78.	3		

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

Основная:

1. Коровин Н.В. Общая химия: учебник для вузов. М.: Высшая школа, 1998. 558 с.
2. Некрасов Б.В. Основы общей химии. М.: Высшая школа, 2002.
3. Васильев В.П. Сборник вопросов, упражнений и задач. М., 2003.
4. Романцева Л.М., Лещинская З.Л., Суханова В.А. Сборник задач и упражнений по общей химии. М.: Высшая школа, 1991. 288 с.

Дополнительная:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 1998. 743 с.
2. Князев Д.А., Смартыгин С.Н. Неорганическая химия. М.: Дрофа, 2004.
3. Кульман А.Г. Общая химия. М.: Колос, 1979. 528 с.
4. Степин Б.Д., Цветков А.А. Неорганическая химия. М.: Высшая школа, 1994.
5. Гольдбрайт З.Е., Маслов Е.И. Сборник задач и упражнений по химии. М.: Высшая школа, 1997.

ПРИЛОЖЕНИЯ

1. Названия важнейших кислот и их солей

Кислота	Название	
	кислоты	соли
1	2	3
HAlO_2	Метаалюминиевая	Метаалюминат
HAsO_3	Метамышьяковая	Метаарсенат
H_3AsO_4	Ортомышьяковая	Ортоарсенат
HAsO_2	Метамышьяковистая	Метаарсенит
H_3AsO_3	Ортомышьяковистая	Ортоарсенит
HBO_2	Метаборная	Метаборат
H_3BO_3	Ортоборная	Ортоборат
$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	Четырехборная	Тетраборат
HBr	Бромоводородная	Бромид
HOBr	Бромноватистая	Гипобромит
HBrO_3	Бромноватая	Бромат
HCOOH	Муравьиная	Формиат
CH_3COOH	Уксусная	Ацетат
HCN	Циановодородная	Цианид
H_2CO_3	Угльная	Карбонат
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Щавелевая	Оксалат
HCl	Хлороводородная	Хлорид
HOCl	Хлорноватистая	Гипохлорит
HClO_2	Хлористая	Хлорит
HClO_3	Хлорноватая	Хлорат
HClO_4	Хлорная	Перхлорат
HCrO_2	Метахромистая	Метахромит
H_2CrO_4	Хромовая	Хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Двуххромовая	Дихромат
HI	Йодоводородная	Йодид
HOI	Йодноватистая	Гипойодит
HIO_3	Йодноватая	Йодат
HIO_4	Йодная	Перйодат
HMnO_4	Марганцовая	Перманганат
H_2MnO_4	Марганцовистая	Манганат
H_2MoO_4	Молибденовая	Молибдат
HN_3	Азотистоводородная	Азид
HNO_2	Азотистая	Нитрит
HNO_3	Азотная	Нитрат
HPO_3	Метафосфорная	Метафосфат
H_3PO_4	Ортофосфорная	Ортофосфат
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Пирофосфорная	Пирофосфат
H_3PO_3	Фосфористая	Фосфит
H_3PO_2	Фосфорноватистая	Гипофосфит
H_2S	Сероводородная	Сульфид
HSCN	Роданистоводородная	Роданид
H_2SO_3	Сернистая	Сульфит
H_2SO_4	Серная	Сульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Тиосерная	Тиосульфат

1	2	3
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$	Пиросерная	Пиросульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$	Пероксодвусерная	Пероксодисульфат
H_2Se	Селеноводородная	Селенид
H_2SeO_3	Селенистая	Селенит
H_2SeO_4	Селеновая	Селенат
H_2SiO_3	Кремниевая	Силикат
HVO_3	Ванадиевая	Ванадат
H_2WO_4	Вольфрамовая	Вольфрамат

2. Округлённые значения относительных атомных масс некоторых химических элементов.

Элемент	Символ	Ar	Элемент	Символ	Ar
Азот	N	14	Медь	Cu	64
Алюминий	Al	27	Молибден	Mo	96
Аргон	Ar	40	Мышьяк	As	75
Барий	Ba	137	Натрий	Na	23
Бериллий	Be	9	Неон	Ne	20
Бор	B	11	Никель	Ni	59
Бром	Br	80	Ниобий	Nb	93
Ванадий	V	51	Олово	Sn	119
Висмут	Bi	209	Платина	Pt	195
Водород	H	1	Ртуть	Hg	201
Вольфрам	W	184	Рубидий	Rb	85,5
Галлий	Ga	70	Свинец	Pb	207
Гафний	Hf	178,5	Селен	Se	79
Гелий	He	4	Сера	S	32
Германий	Ge	73	Серебро	Ag	108
Железо	Fe	56	Скандий	Sc	45
Золото	Au	197	Стронций	Sr	88
Индий	In	115	Сурьма	Sb	122
Йод	I	127	Таллий	Tl	204
Иттрий	Y	89	Тантал	Ta	181
Кадмий	Cd	112	Теллур	Te	128
Калий	K	39	Титан	Ti	48
Кальций	Ca	40	Углерод	C	12
Кислород	O	16	Уран	U	238
Кобальт	Co	59	Фосфор	P	31
Кремний	Si	28	Фтор	F	19
Криптон	Kr	84	Хлор	Cl	35,5
Ксенон	Xe	131	Хром	Cr	52
Лантан	La	139	Цезий	Cs	133
Литий	Li	7	Церий	Ce	140
Магний	Mg	24	Цинк	Zn	65
Марганец	Mn	55	Цирконий	Zr	91

3. Физические величины, используемые при решении задач

Наименование величины	Единицы измерения	Обозначение
Количество вещества	моль	ν (ню) или n
Масса вещества	мг, г, кг	m
Молярная масса	г/моль, кг/моль	M
Молярный объём	л/моль, м ³ /моль	V_M
Объём вещества, раствора	л, м ³ , мл	V
Плотность вещества, раствора	г/мл, г/см ³ , кг/м ³	ρ (ро)
Относительная атомная масса	безразмерная	A_r
Относительная молекулярная масса	безразмерная	M_r
Массовая доля растворенного вещества, элемента в соединении	безразмерная или %	ω (омега)
Выход вещества	безразмерная или %	η (эта)
Объёмная доля газа в смеси	безразмерная или %	φ (фи)
Постоянная Авогадро	N_A , моль ⁻¹	$6,02 \cdot 10^{23}$
Универсальная газовая постоянная	R , Дж/моль·К	8,314
Стандартный молярный объём идеального газа при н.у. (0 ⁰ С, 1 атм)	м ³ /моль	$22,4 \cdot 10^{-3}$
Нормальное атмосферное давление	P , Па	101325

4. Греческий алфавит

Α, α	альфа	Ν, ν	ню
Β, β	бета	Ξ, ξ	кси
Γ, γ	гамма	Ο, ο	омикрон
Δ, δ	дэльта	Π, π	пи
Ε, ε	эпсилон	Ρ, ρ	ро
Ζ, ζ	дзета	Σ, σ	сигма
Η, η	эта	Τ, τ	тау
Θ, θ	тэта	Υ, υ	ипсилон
Ι, ι	йота	Φ, φ	фи
Κ, κ	каппа	Χ, χ	хи
Λ, λ	ламбда	Ψ, ψ	пси
Μ, μ	ми	Ω, ω	омега

5. Латинский алфавит

A, a	а	N, n	эн
B, b	бэ	O, o	о
C, c	цэ	P, p	пэ
D, d	дэ	Q, q	ку
E, e	е	R, r	эр
F, f	эф	S, s	эс
G, g	жэ	T, t	тэ
H, h	аш	U, u	у
I, i	и	V, v	вэ
J, j	жи	W, w	дубль-вэ
K, k	ка	X, x	икс
L, l	эль	Y, y	игрек
M, m	эм	Z, z	зэт

Учебное издание

Чекин Геннадий Владимирович
Мартынова Елена Владимировна
Старовойтова Наталья Петровна
Талызина Татьяна Леонидовна
Талызин Виктор Васильевич

***Основные законы и понятия химии.
Строение вещества***

пособие для аудиторной и внеаудиторной работы для студентов,
обучающихся по направлению подготовки
20.03.01 Техносферная безопасность, профиль «Пожарная безопасность»

Редактор Павлютина И.П.

Подписано к печати 23.04.2018 г. Формат 60x84 ¹/₁₆.

Бумага офсетная. Усл. п. л. 4,12. Тираж 150 экз. Изд. № 5855.

Издательство Брянского государственного аграрного университета
243365 Брянская обл., Выгоничский район, с. Кокино, Брянский ГАУ