ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ
Государственное образовательное учреждение высшего профессионального образования
«**ТОМСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ**»

Н.Ф. Стась

ВВЕДЕНИЕ В ХИМИЮ

Рекомендовано в качестве учебного пособия
Редакционно-издательским советом
Томского политехнического университета

Издательство
Томского политехнического университета
2008

УДК 546(076.5)
ББК 24я73
С77

Стась Н.Ф.

С77 Введение в химию: учебное пособие / Н.Ф. Стась. – Томск: Изд-во Томского политехнического университета, 2008. – 139 с.

В пособии рассматриваются понятия и закономерности атомно-молекулярного учения, классификация и номенклатура неорганических соединений, структура и закономерности периодической системы химических элементов, типы химических реакций, образование и состав растворов.

Предназначено для студентов с недостаточной школьной подготовкой по химии.

УДК 546(076.5)
ББК 24я73

Рецензенты

Доктор технических наук, профессор,
заведующий кафедрой химии ТГАСУ
Ю.С. Саркисов

Доктор химических наук,
профессор кафедры неорганической химии ТГПУ
Л.П. Ерёмин

© Стась Н.Ф., 2008
© Томский политехнический университет, 2008
© Оформление. Издательство Томского политехнического университета, 2008

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ
Государственное образовательное учреждение высшего профессионального образования
«ТОМСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Н.Ф. Стась

ВВЕДЕНИЕ В ХИМИЮ

Учебное пособие

Издательство
Томского политехнического университета
2008

УДК 54(075.8)
ББК 24я73
С77

Стась Н.Ф.
С77 Введение в химию: учебное пособие / Н.Ф. Стась. – Томск: Изд-во Томского политехнического университета, 2008. – 139 с.

В пособии рассматриваются понятия и закономерности атомно-молекулярного учения, классификация и номенклатура неорганических соединений, структура и закономерности периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева, типы химических реакций, образование и концентрация растворов. Предназначено для студентов с недостаточной школьной подготовкой по химии.

УДК 546 (076.5)
ББК 24я73

Рекомендовано к печати Редакционно-издательским советом
Томского политехнического университета

Рецензенты

Доктор технических наук, профессор,
заведующий кафедрой химии Томского государственного
архитектурно-строительного университета
Ю.С. Саркисов

Доктор химических наук,
профессор кафедры неорганической химии
Томского государственного педагогического университета
Л.П. Ерёмин

© Томский политехнический университет, 2008
© Оформление. Издательство Томского политехнического университета, 2008

ПРЕДИСЛОВИЕ

Уровень знаний по химии выпускников наших школ из года в год снижается. Причин этому много: уменьшение числа уроков, выделяемых на изучение химии, плохое материальное снабжение химических кабинетов, снижение профессиональной компетенции учителей и т.д. Но главная причина, как мы считаем, – это отмена обязательного выпускного экзамена в школах по химии. Поступив в технический университет, многие студенты испытывают поистине шоковое состояние, когда узнают о том, что в университете изучается химия, на которую в школе они не обращали внимания, считая её второстепенным предметом.

Преподаватели химии в технических университетах вынуждены решать проблему ликвидации пробелов в школьном химическом образовании студентов в условиях, когда аудиторное время для этого не выделяется, так как в Государственных образовательных стандартах высшего профессионального образования изучение базового химического материала не предусмотрено. На входном контроле, который мы проводим ежегодно, и на первых же занятиях выявляются большие пробелы в базовых знаниях по химии. Отметим самые типичные.

1. Они не знают атомно-молекулярное учение и простейшие соотношения между количеством, массой и молярной массой вещества.

2. Из школьной химии «вытравлено» понятие стехиометрической валентности; не зная валентность элементов, студенты часто ошибаются при составлении формул химических соединений.

3. Пониманию состава соединений способствуют их структурные формулы, но о них «что-то слышали» лишь отдельные студенты.

4. Они не знают разницы между схемой и уравнением реакции.

5. Стехиометрия как раздел химии, изучающий количественные соотношения между элементами в соединениях и между соединениями в реакциях, большей части поступившим в университет неизвестна.

6. Практически все первокурсники не могут привести объем газа к нормальным условиям и проводить без ошибок вычисления по уравнению Клапейрона–Менделеева.

7. Основные классы неорганических соединений абитуриенты знают, но показать уравнениями реакций их химические свойства (особенно свойства амфотерного оксида или основания) – это проблема

8. Абитуриенты не демонстрируют глубины понимания периодического закона и закономерностей периодической системы, например, как изменяются в периодах и группах свойства элементов и однотипных соединений. Поэтому они не могут прогнозировать свойства элемента и его соединений по его месту в периодической системе.

9. Они имеют слабое представление о способах получения и практическом применении даже самых распространенных соединений: серной кислоты, гидроксида натрия и кальция, карбоната натрия.

10. При объяснении закономерностей химической кинетики абитуриенты любую реакцию рассматривают как простую, тогда как большинство реакций – сложные.

11. Они не умеют правильно записывать схемы диссоциации кислот, оснований, кислых и основных солей.

12. Гидролиз солей: по этой теме из года в год повторяется проблема его ступенчатости; у абитуриентов гидролиз всех солей протекает необратимо по всем ступеням одновременно.

13. Они плохо решают задачи, связанные с массовой долей растворенного вещества, и совсем не знают молярной концентрации, которая в химии является основным способом выражения состава растворов.

14. Трудно поверить, но многие абитуриенты не знают соотношения между граммом и килограммом, миллилитром и литром и т.д.

15. Они не умеют вычислять логарифмы и антилогарифмы чисел (в химических расчётах такие вычисления приходится проводить).

Немало и таких студентов, которые до поступления в университет химию вообще не изучали. Например, на машиностроительный факультет Томского политехнического университета принимаются выпускники машиностроительного колледжа, которым в качестве вступительных экзаменов засчитываются итоговые оценки колледжа. В этом колледже изучение химии учебным планом не предусмотрено, и она не изучается.

В технических университетах преподаватели химии в начале семестра вынуждены обучать студентов школьной химии, из-за чего часть вузовского материала, предусмотренного Государственным образовательным стандартом, не изучается. Но они должны это делать, так как без этой вынужденной меры химические знания студентов не будут иметь прочного фундамента.

Можно ли изменить эту ситуацию? Какими методическими приёмами можно сократить время изучения «начал» химии?

Возможности имеются: дополнительные занятия, консультации, обучение в компьютерных классах и по Интернету, обучение с помощью компакт-дисков, репетиторство и т.д. Но эти возможности студенты не используют. Адаптация к суровым вузовским требованиям идёт медленно, синдром школьника (пусть меня научат) сопровождает студента на протяжении всего первого курса.

Ещё одна возможность – самостоятельное изучение основных понятий и законов химии. Самостоятельная работа студентов является сейчас основным методом в системе высшего профессионального обра-

зования. Эффективность самостоятельной работы зависит в первую очередь от самого студента, от его настойчивости и умения самостоятельно учиться. Но преподаватели должны обеспечивать студентов хорошим учебным материалом: учебными пособиями, примерами использования теоретического материала при решении практических задач, средствами самоконтроля и объективного контроля.

Данное пособие предназначено для самостоятельного изучения «начал» химии. Это атомно-молекулярное учение, стехиометрия, классификация и номенклатура неорганических соединений, структура и закономерности периодической системы Д.И. Менделеева, типы и уравнения химических реакций, основные способы выражения концентрации растворов, электролитическая диссоциация, ионообменные реакции, гидролиз солей.

Содержание дисциплины «Химия», которую изучают студенты общетехнических (нехимических) направлений в Томском политехническом университете и усвоение которого контролируется на экзамене (на некоторых факультетах проводится зачёт), распределено по 12 темам, каждая из которых включает от 5 до 14 элементов содержания (приложение 1). Материал данного пособия соответствует полному содержанию темы 1 (Атомно-молекулярное учение и стехиометрия), 2 (Классификация и номенклатура неорганических соединений), 11 (Окислительно-восстановительные реакции) и части содержания темы 3 (Строение атома), 8 (Концентрация растворов), 9 (Свойства растворов) и 10 (Реакции в растворах электролитов). Таким образом, пособием охвачена четвёртая часть всего материала химии. Усвоив этот материал, студент значительно облегчает себе работу по изучению более сложных тем.

В пособии имеется много примеров решения учебных задач, которые способствуют лучшему восприятию теоретического материала. После изучения каждой главы необходимо (для самоконтроля) выполнить тест и задания для самостоятельного решения. Полученные при решении результаты самостоятельно сверяются с правильными ответами (приложение 2). После полного изучения пособия (на это выделяется примерно один месяц от начала занятий) необходимо сдать зачёт по всему материалу. Пример зачётного задания приведен в приложении 3.

Изложение теоретического материала в данном пособии сопровождается ссылками на справочные таблицы, которые вынесены в приложения 4–11. Но более полный справочный материал, который желательно иметь «под рукой», можно найти в небольшом удобном справочнике, который был составлен автором ранее (Стась Н.Ф. Справочник по общей и неорганической химии). В списке учебников и учебных пособий он приведен под восьмым номером.

ВВЕДЕНИЕ

1. Предмет химии

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. В физических явлениях и процессах вещества не изменяют своего состава; в химических процессах из одних веществ образуются другие вещества с другими свойствами. Химические процессы называются химическими реакциями.

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.

2. Этапы развития химии

Исторический процесс развития химии подразделяется на три этапа.

Первый этап охватывает доисторический и алхимический периоды развития химии, т.е. с древних времён до середины конца XVII в. Это этап накопления и развития практических знаний.

Химия возникла в глубокой древности в связи с практической трудовой деятельностью людей. Исторические и археологический исследования свидетельствуют о том, что за тысячи лет до нашей эры существовали химические ремёсла, осуществлялось получение некоторых материалов (меди, серебра, свинца, железа) из руд. В первом веке нашей эры были получены некоторые соли, серная и азотная кислоты. Завоевание Испании арабами в VIII в. способствовало распространению в Западной Европе химических знаний с востока. Арабы называли химию алхимией, и период алхимии сыграл положительную роль, так как в это время было получено много химических соединений, созданы простейшие химические приборы и принадлежности. Но со временем алхимия стала тормозом развития, так как основные усилия были направлены на бесполезные попытки получения золота из обычных металлов.

В этот период существовала также практическая химия, наиболее известными представителями которой были Парацельс (он считал, что назначением химии является изготовление лекарств), Агрикола (горное дело и металлургия), Глаубер (получение солей, стекла и красящих веществ) и Бойль, который подверг резкой критике алхимические представления. Экспериментальные исследования Бойля послужили началом химии как науки.

Интересно то, что среди наших предков алхимия не получила распространения, так как химические сведения проникли в Русь не с Запада, а через Древнюю Армению. Русская практическая химия до XVII в. развивалась независимо от западно-европейской и отличается большим разнообразием: получение лекарственных веществ, крашение тканей, исследование процессов брожения, кожевенное дело, производство мыла, получение стекла, металлургические процессы, получение солей. Пётр I поддерживал все химические проекты, кроме проектов алхимических, поскольку был уверен, что тот, кто выдает себя «делателем золота» – это «обманщик или невежда в химии».

Второй этап – это конец XVII в., весь XVIII в. и первая половина XIX в. В этот период химия окончательно становится наукой, причём наукой экспериментальной, которая изучает состав веществ. Выдающиеся открытия и достижения этого этапа: законы сохранения массы вещества, газовые законы и законы стехиометрии, учение о валентности и атомно-молекулярное учение. В этот период было установлено различие между атомом как мерой химического элемента и молекулой как мерой простого и сложного вещества. Химические формулы и уравнения стали принимать современный вид. В этот период было открыто много новых элементов: алюминий, фтор, йод, бор, хром, селен, магний, щелочные и щелочно-земельные элементы и почти все элементы семейства платины.

Третий этап называется современным этапом развития химии. Он начинается с момента открытия Менделеевым периодического закона и создания Периодической системы; это открытие оказало огромное влияние на развитие не только химии, но всего естествознания в целом. В этот период разработана теория химического строения Бутлерова, в отдельную химическую науку выделилась и интенсивно развивается органическая химия, экспериментально установлено и теоретически объяснено сложное строение атома, установлена природа химической связи в простых и сложных веществах, разработаны многочисленные современные методы исследования вещества, скорости и механизма химических реакций, получение особо чистых веществ и материалов с заданными свойствами.

Глава 1

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ И СТЕХИОМЕТРИЯ

Атомно-молекулярное учение – фундаментальная основа химии и физики. Представление о том, что вещество состоит из отдельных очень малых неделимых частиц-атомов, возникло еще в Древней Греции (атомная гипотеза). Но научное обоснование этой гипотезы стало возможным лишь в конце XVIII – начале XIX вв., когда при изучении химических и физических процессов стали использовать все более точные количественные методы исследования.

Основные положения атомно-молекулярного учения были сформулированы М.В. Ломоносовым (1741) в разработанной им корпускулярной теории строения вещества. Работы Ломоносова на многие десятилетия опередили свою эпоху, его корпускулярная теория не была понята и не была воспринята современниками. Но количественные методы исследований, которые стали применяться в химии, привели к появлению и быстрому развитию *стехиометрии*.

1.1. Стехиометрические законы

Стехиометрией *называется раздел химии, который изучает количественный состав веществ и количественные соотношения между взаимодействующими веществами.* Основой этого раздела химии являются стехиометрические законы: сохранения массы, постоянства состава, кратных отношений, объемных отношений и эквивалентов.

Закон сохранения массы: *масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.* Этот закон сформулировал (1748) и экспериментально подтвердил (1756) Ломоносов. Независимо от него этот закон установил позже (1789) Лавуазье, который показал, что при химических реакциях сохраняется не только общая масса веществ, но и масса каждого из элементов, входящих в состав взаимодействующих веществ.

Закон постоянства состава (Пруст, 1808): *вещества имеют постоянный состав независимо от способа их получения.*

Закон кратных отношений (Дальтон, 1803): *если два элемента образуют между собой несколько соединений, то массы одного элемента, соединяющиеся с одной и той же массой другого элемента, относятся между собой как небольшие целые числа.*

Для объяснения этих законов Дальтон в (1803) предложил атомную теорию строения вещества, сущность которой сводится к следующему:

1) элементы состоят из мельчайших частиц-атомов; все атомы одного элемента одинаковы;

2) атомы разных элементов имеют разную массу и обладают разными свойствами;

3) в химических реакциях атомы одного элемента не превращаются в атомы других элементов;

4) химические соединения состоят из атомов двух или нескольких элементов, при этом количества атомов различных элементов в соединении всегда постоянны.

Теория Дальтона объяснила законы сохранения массы, постоянства состава и кратных отношений, но не **закон простых объемных отношений**, установленный Гей-Люссаком (1805): *объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу и к объемам образующихся газообразных продуктов реакции как небольшие целые числа.*

Для объяснения этого закона Авогадро (1811) выдвинул гипотезу, которая теперь называется **законом Авогадро:** *в равных объемах любых газов, взятых при одной и той же температуре и при одинаковом давлении, содержится одно и то же число молекул.* Этот закон ввел в науку понятие о молекуле как о частице вещества; при этом понятие атома как мельчайшей частицы элемента сохранилось.

Все наши представления о строении и свойствах веществ, о физических и химических явлениях базируется на атомно-молекулярном учении. Реальность атомов и молекул доказана не только косвенными данными, но и прямыми исследованиями их внутреннего строения.

С развитием науки выяснилось, что мир веществ сложен и разнообразен. Не все вещества состоят из молекул; например, соли имеют ионную структуру. В начале XX в. были открыты соединения переменного состава, на которые не распространяется закон постоянства состава и кратных отношений. Это оксиды, карбиды и нитриды многих металлов (железа, цинка, титана, никеля, кобальта и др.). Такие вещества объединяются общим названием *бертоллиды,* тогда как вещества постоянного состава имеют название *дальтониды.*

Но самое главное открытие в конце XIX–начале XX века – открытие сложного внутреннего строения атома. Установлено, что атом имеет положительно заряженное ядро, которое состоит из элементарных частиц – протонов и нейтронов, и электронной оболочки, которая состоит из валентных и невалентных, спаренных и неспаренных электронов. Решены проблемы разложения и образования ядер атомов, использования внутриядерной энергии и синтеза новых химических элементов, которых нет в природе. Но новые открытия не «отменяют», а лишь развивают и углубляют атомно-молекулярное учение.

1.2. Химические элементы

Химическим элементом *называется вид атомов с определенной величиной положительного заряда ядра и определенной совокупностью свойств.*

В настоящее время известно 118 химических элементов. Одни элементы используются человеком с древних времен, другие открыты в природе в XVIII – XX вв. Около 25 элементов в природе не существуют, они получены искусственно с помощью ядерных реакций.

Все элементы имеют названия и символы. Символ элемента – это его обозначение первой буквой или двумя первыми буквами латинского названия химического элемента. В 2007 г. в России (Институт ядерных исследований, г. Дубна) получены не существующие в природе элементы с атомными номерами 113–118, которые ещё не имеют названий.

Великий русский химик Д.И. Менделеев установил (1869), что между всеми химическими элементами существует закономерная связь, которую он назвал периодическим законом. Наглядным отображением этого закона является периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева (приложения 4 и 5). В ней приведены символы, названия и важнейшие характеристики элементов.

> **Примечание.** Символы многих химических элементов понятны, потому что их русские и латинские названия созвучны, например Ca – кальций (Calzium), Na – натрий (Natrium) и т.д. Но у некоторых элементов русские и латинские названия отличаются, например, Fe – железо (Ferrum), Au – золото (Aurum), Ag – серебро (Argentum), O – кислород (Oxigenium), H – водород (Hidrogenium), C – углерод (Carboneum) и т.д. В приложених 4 и 5 приведены две формы периодической системы, а в приложении 6 – таблица с названиями химических элементов на разных языках.

Если число химических элементов 118, а элемент – это вид атома, то должно существовать 118 видов атома. В действительности, это не так. Установлено, что почти каждый химический элемент является совокупностью нескольких изотопов. ***Изотопами*** *называются атомы, обладающие одинаковым зарядом ядра, но разным числом нейтронов в ядре.* Изотопы обозначаются символами химических элементов с индексом слева вверху, который показывает массовое число. *Массовым числом* атома (изотопа) называется сумма протонов и нейтронов, содержащихся в ядре атома, например: ^{35}Cl, ^{37}Cl, ^{29}Mg, ^{29}Mg, ^{29}Mg и т.д.

Масса ядра атома (изотопа) всегда несколько меньше, чем массовое число. Уменьшение массы при образовании атомных ядер (дефект массы) объясняется тем, что в ядрах атомов действуют огромные силы притяжения между протонами и нейтронами. Возникновение этих сил сопровождается (теория относительности Эйнштейна) *дефектом массы*.

Массовое число любого изотопа – целое число, а атомная масса элемента – нет. Объясняется это тем, что атомная масса элемента – средняя величина атомных масс его изотопов с учетом их распространенности в природе.

Пример 1.1. Вычислите атомную массу кремния, который имеет три изотопа с массовыми числами 28, 29 и 30, относительное содержание которых в природе составляет 92, 23 % (^{28}Si), 4,67 % (^{29}Si) и 3,10 % (^{30}Si).

Решение.

$$A_r(Si) = 0{,}9223 \cdot 28 + 0{,}0467 \cdot 29 + 0{,}0310 \cdot 30 = 28{,}1087.$$

В периодической системе значение атомной массы (28,08555) меньше рассчитанного, что объясняется явлением дефекта массы.

1.3. Простые вещества и соединения

Простыми *называются вещества, в состав которых входят атомы одного и того же химического элемента.*

Простое вещество и химический элемент – это не тождественные понятия, хотя такое отождествление иногда ошибочно делается. Исторически сложилось так, что простые вещества называются так же как и химические элементы, но это не одно и то же. Например, говорят: 1) в состав воды (H_2O) входит кислород; 2) мы дышим кислородом. В первом случае речь идет о кислороде как химическом элементе (O), а во втором – о кислороде как веществе (O_2), который находится в воздухе.

Если бы понятия «химический элемент» и «простое вещество» были тождественными понятиями, то простых веществ было бы столько же, сколько химических элементов (118), но в действительности их несколько сотен. Объясняется это тем, что многие элементы образуют не одно, а несколько простых веществ. Это явление называется *аллотропией.* Различные простые вещества, образованные одним и тем же химическим элементом, называются *аллотропными модификациями* (видоизменениями) этого вещества. Они отличаются составом молекул (O_2, O_3), кристаллическим строением (алмаз, графит) или и тем и другим (белый фосфор – молекулы P_4, красный – полимерное вещество).

Сложными *называются вещества, в состав которых входят атомы различных химических элементов.* Сложные вещества называются ***химическими соединениями***. Они подразделяются на органические (их изучает органическая химия) и неорганические.

Неорганические соединения разнообразны по составу и свойствам. В химической практике чаще всего приходится иметь дело с четырьмя классами неорганических соединений: оксидами, основаниями, кислотами и солями. Эти классы неорганических соединений называются важнейшими или основными. Каждый класс важнейших соединений, в

свою очередь, подразделяется на группы веществ, близких по свойствам. Классификации, свойствам и номенклатуре неорганических соединений посвящена следующая глава этого пособия.

1.4. Валентность

Валентностью *элемента называется свойство его атомов соединяться с определенным числом других атомов.*

Количественным выражением валентности являются три показателя: стехиометрическая валентность, электронная валентность и координационное число. В этой главе рассматривается первый показатель – стехиометрическая валентность.

Стехиометрическая валентность *показывает, сколько атомов* ***другого*** *элемента присоединяет атом данного элемента.* За единицу валентности принята валентность водорода, так как водород всегда одновалентен. Следовательно, валентность элемента – это число атомов водорода, присоединяемых или замещаемых одним атомом этого элемента. Например, в соединениях HCl, H_2O, NH_3 и CH_4 хлор одновалентен, кислород двухвалентен, азот трехвалентен и углерод четырехвалентен.

Но с водородом образуют соединения не все элементы, а с кислородом – почти все. Стехиометрическая валентность кислорода, как правило, равна двум. Следовательно, валентность элемента равна удвоенному числу атомов кислорода, присоединяемых к атому этого элемента. Например, в соединениях Na_2O, FeO, Cr_2O_3, SnO_2, V_2O_5, SeO_3 и Mn_2O_7 натрий одновалентен, железо двухвалентно, хром трехвалентен, олово четырехвалентно, ванадий пятивалентен, селен шестивалентен и марганец семивалентен.

Стехиометрическую валентность принято выражать римскими числами. Например, в соединениях N_2O, BaO, Al_2O_3, CO_2, P_2O_5, SO_3, Cl_2O_7 и XeO_4 валентность элементов равна I (N), II (Ba), III (Al), IV (C), V (P), VI (S), VII (Cl) и VIII (Xe).

Химические элементы подразделяются на элементы постоянной валентности и элементы переменой валентности. К элементам постоянной валентности относятся:

- водород, фтор и щелочные металлы (валентность I);
- все элементы второй группы, кроме ртути (валентность II);
- все элементы третей группы, кроме таллия (валентность III).

Остальные элементы – переменной валентности, например, сера (II, IV, VI), азот (I, II, III, IV, V), марганец (II, III, IV, V, VI, VII). Максимальное значение валентности таких элементов обычно равно номеру группы в периодической системе, в которой они расположены. В пе-

риодической системе имеется восемь групп, следовательно, валентности выше восьми не бывает.

Примечание. Максимальная валентность не равна номеру группы у фтора (группа VII, валентность I), кислорода (группа VI, валентность II), меди (группа I, валентность II) и золота (группа I, валентность III). Гелий, неон и аргон не образуют химических соединений, т.е. они имеют нулевую валентность, хотя расположены в восьмой группе периодической системы.

Что касается понятий *электронная валентность* и *координационное число*, то их изучение проводится в вузовском курсе химии, поскольку для этого необходимы знания механизма образования химической связи между атомами в простых веществах и соединениях.

1.5. Формулы соединений

Формулы соединений составляются согласно валентности элементов. Составление формул облегчается тем, что в названиях соединений валентность элемента переменной валентности указывается, например: оксид марганца (VII), оксид ванадия (V), гидроксид железа (III) и т.д.

В бинарных соединениях (бинарными называются соединения, содержащие атомы двух различных элементов) произведение числа атомов на валентность одного элемента должно быть равно произведению числа атомов на валентность другого элемента: оксид азота (I) N_2O, оксид железа (III) Fe_2O_3, оксид марганца (VII) Mn_2O_7, оксид ванадия (V) V_2O_5, сульфид олова (IV) SnS_2, сульфид мышьяка (V) As_2S_5 и т.д.

В последнее время понятие валентность стало распространяться на устойчивые группировки атомов – ионы. Например, анионы OH^-, CN^-, NO_3^-, NO_2^-, ClO_3^- одновалентны, анионы SO_3^{2-}, SO_4^{2-}, CO_3^{2-} – двухвалентны, PO_4^{3-}, BO_3^{3-} – трехвалентны. Из этих примеров видно, что стехиометрическая валентность аниона равна его заряду. Точно также и валентность сложных катионов равна их заряду: NH_4^+, BiO^+, UO_2^{2+}, TiO^{2+}. Благодаря этому становится понятными формулы оснований и солей: гидроксид железа (III) $Fe(OH)_3$, сульфат железа (II) $FeSO_4$, сульфат железа (III) $Fe_2(SO_4)_3$, нитрат железа (III) $Fe(NO_3)_3$, сульфат аммония $(NH_4)_2SO_4$, нитрат диоксоурана (VI) $UO_2(NO_3)_2$.

Наиболее сложно составлять формулы кислот, так как при отсутствии опыта кажется непонятным, чему равна валентность элемента, образующего кислоту. На самом деле всё не так сложно, как кажется вначале. Следует иметь в виду, что водород в кислотах, как и в других соединениях, одновалентен, кислород двухвалентен, а валентность центрального атома (кислотообразующего элемента) может быть максимальной и немаксимальной. Если в названии кислоты имеются суффик-

сы **-н**, **-ов** или **-ев** (серная H_2SO_4, хромовая H_2CrO_4, кремниевая H_2SiO_3), то это означает, что валентность кислотообразующего элемента – максимальная, а если суффикс **-ист, -оват** или **-оватист** (сернистая H_2SO_3, азотистая HNO_2, хлористая $HClO_2$, хлорноватая $HClO_3$, хлорноватистая HClO) – то не максимальная.

В систематических международных названиях кислот валентность кислотообразующего элемента указывается: HIO_4 – тетраоксоиодат (VII) водорода, H_5IO_6 – гексаоксоиодат (VII) водорода, $H_2S_2O_7$ – гептаоксодисульфат (VI) водорода и т.д. Часто используются тривиальные (не систематические) названия кислот (соляная, плавиковая и др.). Такие названия кислот, а также названия их солей приводятся в приложении 7 данного пособия и в упомянутом выше справочнике.

Формулы соединений подразделяются на простейшие и истинные. Простейшая (эмпирическая) формула отражает количественный состав соединения. Истинная (молекулярная) формула показывает реальный состав молекулы. Например, простейшие формулы пероксида водорода HO, оксида фосфора(V) P_2O_5, персульфата калия KSO_4, а истинные – H_2O_2, P_4O_{10}, $K_2S_2O_8$. Для большинства неорганических соединений простейшие и истинные формулы одинаковы, чего нельзя сказать об органических соединениях, где расхождение между простейшей и истинной формулой вещества встречается часто. Например, простейшей формуле CH соответствуют формулы ацетилена C_2H_2 и бензола C_6H_6, а простейшей формуле CH_2 – истинные формулы соединений C_2H_4 и C_4H_8.

Примечание. В химии существует разделение понятий *формула* соединения и *формульная единица* соединения. Первое относится к веществам, имеющим молекулярное, а второе – ионное строение. Например, H_2O, H_2SO_4, NH_3, CH_4 – это формулы, а NaCl, KNO_3, $FeSO_4$ – это формульные единицы соединений.

1.6. Структурные формулы

В химии, наряду с обычными формулами, используются структурные формулы. Название структурная формула должно означать, что она отражает структуру соединения, т.е. геометрическое строение молекул или кристаллов. Но в действительности это не так: ***структурные формулы*** *показывают взаимные связи между атомами в соединении*, а не их пространственно-геометрическое расположение. Поэтому многие химики называют их по-другому: ***графические формулы***.

В структурных (графических) формулах черточкой между атомами обозначается одна валентность (одна связь), а число черточек, отходящих от атома, соответствует валентности элемента.

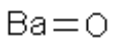
Примечание. Строго говоря, структурные формулы показывают не стехиометрическую, а электронную валентность, но в большей части неорганических соединений стехиометрическая валентность элементов равна электронной валентности.

При написании структурных формул кислот и солей необходимо иметь в виду, что атомы водорода соединяются с атомами кислотообразующих элементов не непосредственно, а через кислород (*«кислородный мостик»*) и что в нормальных солях атомы металлов замещают атомы водорода полностью, а в кислых солях – частично.

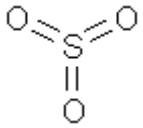
Пример 1.2. Напишите обычные и структурные формулы оксида бария, оксида серы (VI), оксида железа (III), гидроксида железа (III), азотной кислоты, серной кислоты, нитрата кальция, сульфата железа (II) и дигидрофосфата натрия.

Решение.

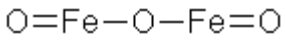
1) Оксид бария BaO



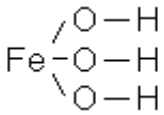
2) Оксид серы (VI) SO_3



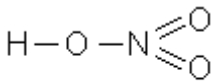
3) Оксид железа (III) Fe_2O_3



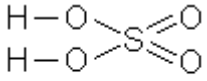
4) Гидроксид железа (III) $Fe(OH)_3$



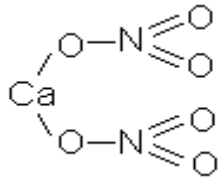
5) Азотная кислота HNO_3



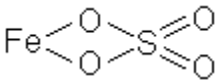
6) Серная кислота H_2SO_4



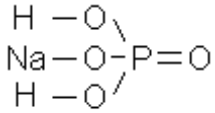
7) Нитрат кальция $Ca(NO_3)_2$



8) Сульфат железа (II) $FeSO_4$



9) Дигидрофосфат натрия NaH_2PO_4



1.7. Атомные и молекулярные массы

Массы атомов чрезвычайно малы (10^{-27}–10^{-25}кг), поэтому в науке пользуются не их абсолютными значениями (m_a), а относительными. Относительные значения атомных масс обозначаются символом A_r, где индекс r означает «относительный» (англ. relative).

Относительной атомной массой *химического элемента называется отношение массы его атома к $^1/_{12}$ массы изотопа углерода ^{12}C, которая принята за атомную единицу массы (а.е.м.):*

$$1 \text{ а.е.м.} = \frac{1}{12} m_a(^{12}C) = \frac{1{,}993 \cdot 10^{-26}}{12} = 1{,}667 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1{,}667 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

Относительная атомная масса является одной из главных характеристик химического элемента и приводится в любой форме Периодической системы под символом элемента (см. приложения 4 и 5). Для элементов устойчивых (или неустойчивых, но с большим «временем жизни», т.е. с большим периодом полураспада) приводятся средние атомные массы изотопов с учетом их содержания в общей смеси изотопов. Для элементов с коротким «временем жизни» приводятся (в квадратных скобках) массовые числа наиболее устойчивых изотопов.

Округленные атомные массы наиболее распространенных химических элементов (H, O, N, C, S, Na, Mg, Ca, Al, Fe, Cl) желательно знать «по памяти». Они равны 1 (H), 16 (O), 14 (N), 12 (C), 32 (S), 23 (Na), 24 (Mg), 40 (Ca), 27 (Al), 56 (Fe), 35,5 (Cl).

Примечание. Атомную массу хлора принято округлять до первого десятичного знака (35,5).

Относительной молекулярной массой *вещества называется отношение массы его молекулы к $^1/_{12}$ массы изотопа ^{12}C.* Она обозначается M_r и вычисляется путем сложения атомных масс элементов, входящих в состав вещества с учетом числа их атомов в формуле вещества, независимо от того, какую структуру имеет вещество: молекулярную или немолекулярную. Округленные молекулярные массы наиболее распространенных простых и сложных веществ также желательно знать «по памяти»: H_2 (2), O_2 (32), N_2 (28), Cl_2 (71), H_2O (18), NH_3 (17), CaO (56), MgO (40), NaOH (40), KOH (56), $Ca(OH)_2$ (74), HCl (36,5), HNO_3 (63), H_2SO_4 (98), H_3PO_4 (98), $NaNO_3$ (85), Na_2CO_3 (106), $CaCO_3$ (100).

1.8. Количество и молярная масса вещества

В химических экспериментах и технологических процессах имеют дело не с отдельными атомами и молекулами, а с той или иной массой (или объемом) вещества, в которой содержится огромное число атомов и молекул. Для проведения расчетов с такими массами введено понятие о количестве вещества. Количество вещества определяется числом содержащихся в нем атомов или молекул. Количество вещества обозначается символом n (читается: эн).

Единицей количества вещества является моль. ***Один моль*** *– это такое количество вещества, в котором содержится столько молекул, атомов, ионов или других структурных единиц, сколько содержится атомов в 12 г изотопа углерода ^{12}C.*

Число структурных единиц, составляющих один моль вещества, известно: $6{,}02 \cdot 10^{23}$. Это число называется **постоянной Авогадро** или **числом Авогадро**. Оно обозначается символом N_A и является одной из фундаментальных постоянных величин в химии и физике. Поэтому ***один моль*** *– это такое количество вещества, в котором содержится* $6{,}02 \cdot 10^{23}$ *молекул, атомов или других структурных единиц.*

> **Примечание.** Строго говоря, число Авогадро – это число $6{,}02 \cdot 10^{23}$, а постоянная Авогадро – это то же число с указанием единицы измерения, то есть $6{,}02 \cdot 10^{23}$ моль$^{-1}$.

Масса одного моля вещества называется ***молярной массой***; её обозначение (символ) – M, единица измерения – г/моль. Для веществ с атомной структурой (благородные газы, металлы, бор, углерод, кремний) молярная масса равна относительной атомной массе, выраженной в граммах, например: M(Fe) = 55,85 г/моль ≈ 56 г/моль. Для веществ с молекулярной структурой молярная масса равна относительной молекулярной массе, выраженной в граммах, например: $M(H_2SO_4) \approx 98$ г/моль. Для веществ с ионной структурой молярная масса рассчитывается для формульной единицы вещества, например: $M(CaCO_3) \approx 100$ г/моль.

Термин моль – это полное название единицы измерения количества вещества, и в то же время её сокращенное обозначение; в других единицах измерения такого не бывает: сравните, например, килограмм – кг, метр – м, секунда – с. Поэтому слово моль при написании *после числа и в заголовках таблиц* не склоняется, но при чтении текста его следует склонять, иначе нарушаются правила грамматики.

Например, написан текст: в химической реакции 500 г NaOH провзаимодействовало с 1 кг H_2SO_4. Читается: в химической реакции пятьсот граммов гидроксида натрия провзаимодействовало с одним килограммом серной кислоты. Написан текст: в химической реакции 2 моль KOH провзаимодействовало с 3 моль HNO_3.Читается: в химической реакции два моля гидроксида калия провзаимодействовало с тремя молями азотной кислоты.

Часто в химических текстах перед указанием числа молей пишутся слова «количество вещества», например: «в реакции участвовало количество вещества аммиака 5 моль». Такая фраза для русского языка непривычная. Для сравнения вспомним, что когда речь идет не о количестве, а о массе или объеме, то в этих случаях говорят просто и естественно: «в реакции участвовало 25 г хлорида бария»; нигде нет неестественных для русского языка фраз типа: «в реакции участвовала масса хлорида бария 20 г». Но термин «количество» применяется не только в том смысле, который он имеет в химии, но шире, например количество

тепла, электричества, солнечных дней в году и т.д. Именно по этой причине принято говорить «в реакции участвовало количество вещества аммиака 5 моль».

Понятие моль распространяется на любые формульные и структурные единицы: n(Fe) – количество атомов железа, $n(H_2O)$ – количество молекул воды, n(NaCl) – количество формульных единиц хлорида натрия, $n(Na^+)$ – количество катионов натрия, n(OH) – количество групп OH и т.д. В текстах формульная или структурная единица указана и разночтений не бывает. В устной речи молекулы и формульные единицы специально не указываются, а все остальные структурные единицы следует указывать. Например, если имеют в виду молекулярный водород H_2, то говорят: количество водорода, а если речь идёт об атомах водорода, то говорят: количество атомарного водорода. Это следует понимать так, что все знают о том, что естественное состояние водорода, азота, кислорода, галогенов – это двухатомные молекулы, а не атомы. К сожалению, это знают не все. Поэтому приходится говорить: количество *молекулярного* водорода, несмотря на то, что при обычных условиях существование атомарного водорода невозможно.

Количество вещества (n), масса (m) и молярная масса (M) связанны между собой простыми соотношениями:

$$n = \frac{m}{M}; \qquad m = n \cdot M; \qquad M = \frac{m}{n}$$

Пример 1.3. Какое количество воды содержится в 0,9 л этого вещества?

Решение. Плотность воды равна единице (1 кг/л), следовательно, масса 0,9 л воды $m = V \cdot \rho = 0{,}9 \cdot 1 = 0{,}9$ кг или 900 г. Молярная масса H_2O 18 г/моль. Искомая величина равна 900:18, т.е. 50 моль.

Пример 1.4. Вычислите массу 25 моль гидроксида калия.

Решение. Молярная масса KOH равна 56 г/моль, поэтому масса 25 моль этого вещества составляет $m = n \cdot M = 25 \cdot 56 = 1400$ г или 1,4 кг.

Пример 1.5. Массе 5,39 г соответствует 0,05 моль неизвестного металла. Какой это металл?

Решение. Вычисляем молярную массу неизвестного металла по формуле $M = \frac{m}{n}$; она равна 5,39**:**0,05, т.е. 107,8 г/моль. Это означает, что неизвестный металл (находим его по атомной массе в периодической системе) – серебро.

1.9. Молярный объем газа

Согласно закону Авогадро, одно и то же число молекул любого газа занимает при одинаковых условиях один и тот же объем. Объясняется это тем, что в газах расстояния между молекулами, по сравнению с раз-

мерами самих молекул, велики и примерно одинаковы. Следовательно, при одинаковых условиях один моль любого газа занимает один и тот же объем. Этот объем при нормальных условиях (273 К, 101325 Па) называется *молярным объемом газа,* обозначается V_m, единица измерения л/моль. Точное численное значение V_m равно 22,4138 л/моль, округленное – 22,4 л/моль.

Для приведения объема газа к нормальным условиям используется уравнение Клапейрона:

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0 V_0}{T_0},$$

в котором p и V – давление и объем газа при температуре T, p_0 – нормальное давление (101325 Па), T_0 – нормальная температура (273 К), V_0 – объем газа при нормальных условиях.

Пример 1.6. При давлении 98,5 кПа и температуре 80 ºС некоторое количество газа занимает объем 3,25 л. Определите объем газа при нормальных условиях.

Решение. Из уравнения Клапейрона выражаем и вычисляем V_0:

$$V_0 = \frac{PVT_0}{P_0 T} = \frac{98500 \cdot 3{,}25 \cdot 273}{101325 \cdot 353} = 2{,}44 \text{ л.}$$

Характеристики газов удобно рассчитывать, пользуясь уравнением Клапейрона – Менделеева (уравнение состояния идеального газа):

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

в котором p – давление газа (Па); V – его объем ($м^3$); m – масса газа (г); M – его молярная масса (г/моль); T – температура (К); R – молярная газовая постоянная (8,314 Дж/(моль·К).

При расчётах по уравнению Клапейрона – Менделеева необходимо строго соблюдать указанные единицы измерения характеристик газа.

Пример 1.7. Какой объем занимает один килограмм воздуха при 17 ^oC и давлении 100 кПа?

Решение. Искомую величину вычисляем по уравнению Клапейрона – Менделеева, имея в виду, что масса 1 кг равна 1000 г, температура 17 ºС по абсолютной шкале равна 290 К, а средняя молярная масса воздуха равна 29 г/моль:

$$V = \frac{mRT}{PM} = \frac{1000 \cdot 8{,}314 \cdot 290}{100000 \cdot 29} = 0{,}8314 \text{ м}^3 = 831{,}4 \text{ л.}$$

Пример 1.8. Колба объемом 750 мл, наполненная при 27 ºС кислородом, имеет массу 83,3 г. Масса пустой колбы равна 82,1г. Определите давление кислорода в колбе.

Решение. 1. Вычитая из большей массы (83,3 г) меньшую (82,1 г), находим массу кислорода; она равна 1,2 г.

2. По уравнению Клапейрона – Менделеева вычисляем давление:

$$p = \frac{mRT}{MV} = \frac{1{,}2 \cdot 8{,}31 \cdot 300}{32 \cdot 0{,}75 \cdot 10^{-31}} = 1{,}25 \cdot 10^{5} \text{ Па.}$$

Пример 1.9. В баллоне ёмкостью 40 л находится углекислый газ при температуре 20 ºС под давлением 106,6 Па. Вычислите массу газа.

Решение. Объём газа переведём в м^3 (0,04 м^3), температуру – в абсолютную шкалу (293 К), давление – в паскали (106600 Па). Молярная масса углекислого газа (CO_2) = 44 г/моль. Вычисляем его массу по уравнению Клапейрона – Менделеева:

$$m = \frac{pVM}{RT} = \frac{106600 \cdot 0{,}04 \cdot 44}{8{,}314 \cdot 293} = 77 \text{ г.}$$

Пример 1.10. Определите, при какой температуре 10 л метана имеют массу 6 г, если давление равно 1 атм?

Решение. Молярная масса метана CH_4 равна 16 г/моль, давление 1 атм (атмосфера – это техническая единица измерения давления) соответствует 101325 Па. Вычисляем температуру по уравнению Клапейрона – Менделеева:

$$T = \frac{pVM}{mR} = \frac{101325 \cdot 0{,}01 \cdot 16}{6 \cdot 8{,}314} = 325 \text{ К} = 52 \text{ ºС.}$$

Пример 1.11. Чему равна молярная масса газа, если 1 л этого газа при давлении $1{,}2 \cdot 10^5$ Па и температуре 27 ºС имеет массу 0,96 г.

Решение. Из уравнения Клапейрона – Менделеева выражаем и вычисляем молярную массу:

$$M = \frac{mRT}{pV} = \frac{0{,}96 \cdot 8{,}31 \cdot 300}{120000 \cdot 0{,}001} = 20 \text{ г/моль}$$

1.10. Закон эквивалентов

Закон эквивалентов относится к основным стехиометрическим законам химии (см. п. 1.1), на которых основано атомно-молекулярное учение. В школьном курсе химии он не изучается, поэтому требует специального рассмотрения.

Практически во всех учебных пособиях приводится такая формулировка ***закона эквивалентов***: *массы взаимодействующих без остатка веществ относятся как их эквивалентные массы.* Этой формулировке соответствует математическое выражение:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{эк}(B_1)}{M_{эк}(B_2)}$$

В действительности, формулировка закона эквивалентов такова: *вещества взаимодействуют между собой равным числом эквивалентов.* А та формулировка, которая обычно приводится в учебных пособиях (см. выше), и её математическое выражение – это следствие закона эквивалентов.

Эквивалентом *называется реальная или условная частица, которая соединяется с одним атомом или ионом водорода, либо замещает его.* Реальные частицы – это атомы или молекулы, а условные – их части, например, $^1/_2$ атома кислорода, $^1/_3$ молекулы H_3PO_4 и т.д. Относительная масса такой частицы называется ***эквивалентной массой***, а масса одного моля этих частиц (эквивалентов) – ***молярной массой эквивалента***. Эквивалентная масса и молярная масса эквивалента обозначаются одинаково ($M_{эк}$). Единица измерения молярной массы эквивалента – г/моль, но часто используют более точную единицу – г/моль-эк.

Из определения эквивалента следует, что эквивалентная масса – относительная величина, причем за эталон взят водород, эквивалент которого – его атом, а эквивалентная масса равна единице.

Для определения эквивалентной массы химического элемента не обязательно исходить из его соединения с водородом. Ее можно вычислить по составу соединения данного элемента с кислородом, эквивалентная масса которого в большинстве случаев равна восьми, или по составу соединения данного элемента с любым другим, эквивалентная масса которого известна.

Элементы переменной валентности образуют с другими элементами по несколько соединений разного состава, при этом их эквивалентные массы в этих соединениях будут различными. Между атомной массой (A_r), валентностью (Z) и эквивалентной массой ($M_{эк}$) элемента существует простая взаимосвязь:

$$M_{эк} = \frac{Ar}{Z}$$

Пример 1.12. Мышьяк образует два оксида, массовая доля мышьяка в которых равна 65,2 % и 75,7 %. Определите эквивалентную массу и валентность мышьяка в оксидах и напишите формулы оксидов.

Решение. Проводим вначале все вычисления для первого оксида.

1. Принимаем массу оксида равной 100 г. В этом случае масса мышьяка равна 65,2 г, а кислорода 34,8 г;

2. Молярная масса эквивалентов кислорода в оксидах равна 8 г/моль-эк. По закону эквивалентов вычисляем молярную массу эквивалентов мышьяка:

$$\frac{m(As)}{m(O)} = \frac{M_{эк}(As)}{M_{эк}(O)}; \quad M_{эк}(As) = \frac{65{,}2 \cdot 8}{34{,}8} = 15{,}0 \text{ г/моль-эк.}$$

3. Определяем валентность мышьяка:

$$Z = \frac{M(As)}{M_{эк}(As)} = \frac{75}{15} = 5,$$

следовательно формула оксида As_2O_5.

4. Проводим такие же вычисления для второго оксида, получаем As_2O_3.

Для вычисления эквивалентной массы и численно равной ей молярной массы эквивалента химического соединения используется соотношение:

$$M_{эк} = \frac{M}{Z_{эк}},$$

в котором M – молярная масса соединения; $Z_{эк}$ – его эквивалентное число.

Эквивалентное число *показывает, сколько эквивалентов содержится в молекуле или формульной единице вещества.* Оно зависит от реакции, в которой участвует вещество и, в сущности, является аналогом стехиометрической валентности химического элемента.

В обменных реакциях эквивалентное число определяется стехиометрией реакции, например:

$H_2SO_4 + KOH = KHSO_4 + H_2O;$	$Z_{эк}(H_2SO_4) = 1,$
$H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2H_2O;$	$Z_{эк}(H_2SO_4) = 2,$
$Zn(OH)_2 + HCl = ZnOHCl + H_2O;$	$Z_{эк}(Zn(OH)_2) = 1,$
$Zn(OH)_2 + 2HCl = ZnCl_2 + 2H_2O;$	$Z_{эк}(Zn(OH)_2) = 2,$
$KHSO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + KCl + HCl;$	$Z_{эк}(KHSO_4) = 2,$
$KHSO_4 + KOH = K_2SO_4 + H_2O;$	$Z_{эк}(KHSO_4) = 1,$
$Al_2(SO_4)_3 + 6KOH = 2Al(OH)_3 + 3K_2SO_4;$	$Z_{эк}(Al_2(SO_4)_3) = 6,$
$Al_2(SO_4)_3 + 12KOH = 2K_3[Al(OH)_6] + 3K_2SO_4;$	$Z_{эк}(Al_2(SO_4)_3) = 12.$

В окислительно-восстановительных реакциях эквивалентное число окислителя равно числу электронов, принимаемых одной формульной единицей окислителя, а эквивалентное число восстановителя – числу отдаваемых им электронов. Например, в реакции:

$$6FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + 7H_2SO_4 = 3Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 7H_2O$$

эквивалентное число $FeSO_4$ (восстановитель) равно 1, а $K_2Cr_2O_7$ (окислитель) равно 6.

Примечание. В некоторых учебных пособиях при изучении этой темы используется *фактор эквивалентности* – дробная величина, обратная эквивалентному числу. Но использование дробного числа менее удобно, поэтому мы используем более распространённую величину – эквивалентное число.

Понятие «эквивалент» и закон эквивалентов имеют большое значение в химии. С ними связаны способы определения атомных масс химических элементов, концентрации растворов, жесткости воды и расчеты процессов электролиза.

Пример 1.13. Двухвалентный металл массой 1,168 г вытеснил из серной кислоты 438 мл водорода (объём измерен при температуре 17 ºС и давлении 750 мл рт. ст.). Определите эквивалентную и атомную массу металла. Какой это металл?

Решение. 1. Переводим давление в паскали по пропорции:

101325 Па соответствует 760 мм рт. ст.,
x Па соответствует 750 мм рт. ст.

$$x = \frac{101325 \cdot 750}{760} = 99992 \quad \text{Па}$$

2. По уравнению Клапейрона – Менделеева вычисляем массу водорода:

$$m(H_2) = \frac{pVM}{RT} = \frac{99992 \cdot 438 \cdot 10^{-6} \cdot 2}{8{,}31 \cdot 290} = 0{,}036 \text{ г}$$

3. По закону эквивалентов находим эквивалентную массу металла:

$$M_{эк} = \frac{1{,}168 \cdot 1}{0{,}036} = 32{,}6.$$

4. Вычисляем атомную массу металла

$$A_г = M_{эк} \cdot Z = 32{,}6 \cdot 2 = 65{,}2.$$

В периодической системе двухвалентный металл с близкой атомной массой – цинк.

1.11. Химические реакции

Химические превращения называется *химическими реакциями*. С помощью формул веществ химическую реакцию можно записать или в виде схемы, или в виде уравнения.

Схема химической реакции несет только качественную информацию: какие вещества взаимодействуют и что при этом получается:

$$C_2H_5OH + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O.$$

Закон сохранения массы в схеме реакции не соблюдается, поэтому между реагентами (исходными веществами) и продуктами ставится стрелка.

В уравнении реакции закон сохранения массы соблюдается, поэтому между реагентами и продуктами ставится знак равенства:

$$C_2H_5OH + 3O_2 = 2CO_2 + 3H_2O.$$

Химическим реакциям посвящена четвёртая глава данного пособия.

1.12. Стехиометрические расчеты

Напоминаем, что ***стехиометрией*** *называется раздел химии, который изучает количественные соотношения между элементами в соединениях и между веществами в химических реакциях.* Стехиометрические расчеты проводятся по формулам веществ, уравнениям реакций и по закону эквивалентов.

1.12.1. Расчеты по формулам веществ

Формула вещества – это не только молекула или формульная единица вещества, но и один моль этого вещества. Поэтому по формуле можно вычислить количественный состав вещества (массовые доли элементов) и, наоборот, по известному количественному составу вещества определить его формулу.

Пример 1.14. Вычислите массовые доли натрия, углерода и кислорода в карбонате натрия.

Решение. Один моль карбоната натрия Na_2CO_3 содержит 2 моль атомов натрия, 1 моль атомов углерода и 3 моль атомов кислорода. Молярная масса Na_2CO_3 равна 106 г/моль, натрия – 23 г/моль, углерода – 12 г/моль, кислорода – 16 г/моль. В 106 г (1 моль) Na_2CO_3 содержится натрия – 46 г, углерода – 12 г и кислорода – 48 г. Вычисляем массовые доли элементов (ω):

$$\omega(\text{Na}) = \frac{46}{106} = 0{,}444 = 44{,}4\%; \qquad \omega(\text{C}) = \frac{12}{106} = 0{,}113 = 11{,}3\%;$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{48}{106} = 0{,}453 = 45{,}3\%.$$

Пример 1.15. Определите формулу оксида железа, содержащего 69,9 % железа и 30,1 % кислорода.

Решение. Обозначим числа атомов железа и кислорода в формуле оксида через x и y (Fe_xO_y). Молярная масса атомов железа равна 55,85 г/моль, а кислорода – 16,00 г/моль. Масса железа в оксиде составляет 55,85·x, кислорода – 16,00·y, а отношение этих масс по условию задачи равно 69,9**:**30,1. Таким образом:

$$69{,}9\text{:}30{,}1 = 55{,}8\cdot x : 16{,}00\cdot y, \text{ откуда } x\text{:}y = \frac{69{,}9}{55{,}85} : \frac{30{,}1}{16{,}00} = 1{,}25\text{:}1{,}88.$$

Чтобы выразить полученное отношение целыми числами, разделим оба его члена на меньший из них, а затем умножим на два:

$$x : y = \frac{1{,}25}{1{,}25} : \frac{1{,}88}{1{,}25} = 1 : 1{,}5; \quad x : y = 2 : 3.$$

Следовательно, формула оксида железа – Fe_2O_3.

1.12.2. Расчеты по уравнениям реакций

В уравнении химической реакции коэффициенты перед формулами – это количества веществ. Поэтому уравнение (именно уравнение, а не схема!) реакции дает не только качественную, но и количественную информацию о реакции. Рассмотрим конкретный пример.

Пример 1.16. В производстве азотной кислоты аммиак при 750 ºС окисляется в присутствии катализатора (сплав на основе платины) до оксида азота (II). Какая количественная информация заключена в уравнении соответствующей реакции?

Решение. 1. Записываем уравнение реакции, молярные массы и молярные объемы реагентов и продуктов:

$$4NH_3(г) + 5O_2(г) = 4NO(г) + 6H_2O(г);$$

$$M(NH_3) = 17 \text{ г/моль}, \quad M(O_2) = 32 \text{ г/моль}, \quad M(NO) = 30 \text{ г/моль}, \quad M(H_2O) = 18 \text{ г/моль};$$

$$V_m(NH_3) = V_m(O_2) = V_m(NO) = V_m(H_2O) = 22{,}4 \text{ л/моль/}$$

2. Уравнение реакции свидетельствует о том, что на окисление 4-х моль аммиака (NH_3) расходуется 5 моль кислорода (O_2), и что при этом образуется 4 моль оксида азота (II) и 6 моль газообразной воды.

3. С учетом стехиометрический коэффициентов массы взаимодействующих аммиака и кислорода составляют 68 г и 160 г, соответственно, а массы образующихся оксида азота (II) и воды – 120 и 108 г., соответственно. Общая масса реагентов (228 г) и продуктов (228 г) одинаковая, что согласуется с законом сохранения массы при химических реакциях.

4. Учитывая значение молярного объема (22,4 л/моль), находим объемы реагентов и продуктов; они равны 89,6 л (NH_3), 112 л (O_2), 89,6 л (NO) и 134,4 л (газообразная вода H_2O).

Обычно известна масса (или объем – для газа) одного из реагентов или продуктов, но этого достаточно, чтобы определить массы (а для газов – объемы) всех участвующих в реакции веществ.

Пример 1.17. Перманганат калия и сероводород в присутствии серной кислоты взаимодействуют по уравнению:

$$2KMnO_4 + 5H_2S + 3H_2SO_4 = 2MnSO_4 + 5S + K_2SO_4 + 8H_2O.$$

Какая масса $KMnO_4$ и какой объем H_2S (при н.у.) взаимодействуют в этой реакции, если образуется 80 г серы?

Решение. 1. Молярная масса атомов серы M(S) = 32 г/моль. Находим количество серы, образующейся в результате реакции:

$$n(S) = \frac{m(S)}{M(S)} = \frac{80}{32} = 2{,}5 \text{ моль}.$$

2. Согласно уравнению реакции, на образование 5 моль серы расходуется 2 моль $KMnO_4$, следовательно, при образовании 2,5 моль серы в реакции участвует 1 моль $KMnO_4$, т.е. 158,0 г.

3. По уравнению реакции количества сероводорода и серы одинаковы, следовательно, объем сероводорода можно вычислить так:

$$V(H_2S) = n(H_2S)\cdot V_m = 2{,}5\cdot 22{,}4 = 56{,}0 \text{ л}.$$

Бывают задачи, в которых даны массы двух взаимодействующих веществ. В таких задачах необходимо вначале определить, какое вещество дано в недостатке и по этому веществу вести расчет продуктов реакции.

Пример 1.18. К раствору, содержащему 16,22 г $FeCl_3$, прилили раствор, содержащий 14,5 г NaOH. Определите массу образовавшегося осадка $Fe(OH)_3$.

Решение. Записываем уравнение реакции и молярные массы веществ:

$$FeCl_3 + 3NaOH = 3NaCl + Fe(OH)_3;$$

$M(FeCl_3) = 162{,}2$ г/моль; $M(NaOH) = 40{,}0$ г/моль; $M(Fe(OH)_3) = 106{,}8$ г/моль.

Находим количества реагентов:

$$n(FeCl_3) = \frac{16{,}22}{162{,}2} = 0{,}1 \text{ моль}; \quad n(NaOH) = \frac{14{,}5}{40} = 0{,}3625 \text{ моль}.$$

Согласно уравнению реакции, количество гидроксида натрия должно быть в три раза больше количества хлорида железа (III), но по результатам расчета оно еще больше, следовательно, $FeCl_3$ имеется в недостатке, и определение массы $Fe(OH)_3$ необходимо вести по этому веществу. По уравнению реакции количества $FeCl_3$ и $Fe(OH)_3$ одинаковы, следовательно, будет получено 0,1 моль или 10,68 г $Fe(OH)_3$.

Стехиометрические расчеты имеют большое значение при анализе смесей и сплавов, когда с помощью химических реакций определяется их состав.

Пример 1.19. Для определения состава смеси нитрата натрия с хлоридом натрия 20 г этой смеси растворили в воде и к полученному раствору добавили в избытке раствор $AgNO_3$. Масса полученного осадка оказалось равной 2,87 г. Определите массу и массовую долю хлорида натрия в исходной смеси.

Решение. Осадок образуется в результате реакции нитрата серебра с хлоридом натрия:

$NaCl + AgNO_3 = NaNO_3 + AgCl\downarrow$; $M(NaCl) = 8{,}44$ г/моль; $M(AgCl) = 143{,}32$ г/моль.

Находим количество образовавшегося осадка хлорида серебра:

$$n(AgCl) = \frac{m(AgCl)}{M(AgCl)} = \frac{2{,}87}{143{,}32} = 0{,}02 \text{ моль}.$$

Согласно уравнению реакции, количества хлорида натрия и хлорида серебра одинаковые, следовательно, количество NaCl составляет 0,02 моль, а его масса равна 0,02·58,44 г, т.е. 1,17 г.

Вычисляем массовую долю хлорида натрия в исходной смеси:

$$\omega(NaCl) = \frac{1{,}17}{20} = 0{,}0585 = 5{,}85\ \%.$$

Пример 1.20. При взаимодействии соляной кислоты с 2,2 г сплава магния с алюминием выделилось 2,33 л водорода (н.у.). Определите массовые доли алюминия и магния в сплаве.

Решение. 1. Если массу магния в сплаве обозначить *x,* а объем выделившегося водорода *y*, то масса алюминия будет равна (2,20 – *x*), а объем водорода, который выделяется при взаимодействии алюминия с соляной кислотой, равен (2,33 – *y*).

Записываем уравнения реакций, в которых указываем массы и молярные массы магния и алюминия, объем и молярный объем водорода:

$$\underset{24,3}{Mg} + 2HCl = MgCl_2 + \underset{22,4}{H_2};\qquad \underset{2\cdot27,0}{2Al} + 6HCl = 2AlCl_3 + \underset{3\cdot22,4}{3H_2}.$$

2. Составляем две пропорции:

$$\frac{x}{24,3} = \frac{y}{22,4};\qquad \frac{2,20 - x}{2\cdot27,0} = \frac{2,33 - y}{3\cdot22,4}.$$

3. По пропорциям составляем систему двух уравнений с двумя неизвестными:

$$22,4\cdot x = 24,3\cdot y; \qquad (1)$$

$$3\cdot22,4\cdot(2,20 - x) = 2\cdot27,0\cdot(2,33 - y). \qquad (2)$$

4. Выразив из первого уравнения значение неизвестного *y* и подставив его во второе уравнение, находим значение *x* (массу магния). Она равна 1,26 г. Массу алюминия в сплаве находим по разности; она равна 0,94 г.

5. Вычисляем массовые доли металлов в сплаве:

$$\omega(Mg) = \frac{1,26}{2,20} = 0,575 = 57,5\%;\qquad \omega(Al) = \frac{0,94}{2,20} = 0,425 = 42,5\%.$$

1.12.3. Расчеты по закону эквивалентов

Закон эквивалентов позволяет производить расчеты, не записывая уравнений реакций.

Пример 1.21. В растворе содержится 75,6 г HNO_3. На нейтрализацию этого раствора израсходовано 67,2 г щелочи. Какая щелочь использовалась для нейтрализации?

Решение. Эквивалентное число HNO_3 в основно-кислотных реакциях равно единице (кислота одноосновная), следовательно, молярная масса её эквивалента равна молярной массе, т.е. 63 г/моль-эк. По закону эквивалентов вычисляем молярную массу эквивалента щелочи:

$$\frac{m(HNO_3)}{m(щёл)} = \frac{M_{эк}(HNO_3)}{M_{эк}(щёл)};\quad M_{эк}(щел) = \frac{67,2\cdot63}{75,6} = 56\ г/моль\text{-}эк.$$

Из результатов расчета следует, что в реакции использовался гидроксид калия KOH.

Пример 1.22. При взаимодействии 11,17 г железа с кислородом образовалось 15,97 г оксида. Определите формулу образовавшегося оксида железа.

Решение. 1. Вычитая из массы оксида массу железа, находим массу кислорода, которая присоединяется к данной массе железа:

$$m(O) = 15{,}97 - 11{,}17 = 4{,}80 \text{ г.}$$

2. По закону эквивалентов вычисляем эквивалентную массу железа:

$$\frac{m(Fe)}{m(O)} = \frac{M_{эк}(Fe)}{M_{эк}(O)}; \quad M_{эк}(Fe) = \frac{11{,}17 \cdot 8}{4{,}80} = 18{,}62.$$

3. Из соотношения, связывающего атомную массу, эквивалентную массу и валентность, находим валентность железа в образовавшемся оксиде:

$$M_{эк}(Fe) = \frac{A_г(Fe)}{Z}; \qquad Z = \frac{55{,}85}{18{,}62} = 3$$

Из результатов расчета следует, что образуется оксид трёхвалентного железа Fe_2O_3.

1.13. Способы определения атомной массы

Понятие атомной массы как важнейшей характеристики химического элемента было введено Дальтоном в его атомистической теории. Считая невозможным определить абсолютную массу атомов, Дальтон предложил использовать понятие *относительной атомной массы*, приняв за единицу массу атома наиболее легкого элемента – водорода. Но многие элементы с водородом не взаимодействуют, а с кислородом соединяются практически все элементы. Поэтому с 1906 г. стала применяться кислородная единица измерения атомных масс, численно равная $^1/_{16}$ массы атома кислорода.

В 1929 г. было установлено, что природный кислород состоит из трех изотопов: ^{16}O (99,759 %), ^{17}O (0,087 %) и ^{18}O (0,204 %). Поэтому использовались две шкалы атомных масс: физическая, в которой за единицу была принята $^1/_{16}$ часть массы атома изотопа ^{16}O, и химическая, в которой за единицу принималась $^1/_{16}$ средней атомной массы природного кислорода. Неудобства, связанные с существованием двух единиц измерения атомной массы, были устранены в 1961 г., когда в качестве единицы атомной массы была принята $^1/_{12}$ массы самого легкого изотопа атома углерода ^{12}C.

Атомные массы химических элементов в XIX столетии определялись физико-химическими методами: с использованием закона эквивалентов и правила Дюлонга и Пти (пример 1.22), по законам электролиза (пример 1.23), анализом газообразных соединений (пример 1.24), весовым методом (пример 1.25).

В 1819 г. французские физики П. Дюлонг и А. Пти установили, что ***атомная теплоемкость*** *большинства простых веществ, равная произведению удельной теплоемкости на атомную массу элемента, в твердом состоянии находится в пределах 22–29 Дж/(моль·К) или в*

среднем около 26 Дж/(моль·К). (Эту закономерность называют правилом или законом Дюлонга – Пти). Следовательно, разделив число 26 на удельную теплоемкость (которая определяется опытным путем), можно найти приблизительное значение атомной массы. Сравнивая полученную величину с эквивалентной массой элемента, которая определяется также опытным путем, устанавливают валентность элемента, после чего находят точное (в пределах ошибки определения эквивалентной массы) значение атомной массы.

Пример 1.23. Удельная теплоемкость металла равна 0,39 Дж/(моль·К). 20 г этого металла соединяются с 3,426 л кислорода (н.у.). Определите атомную массу металла. Какой это металл?

Решение. 1. Находим по правилу Дюлонга и Пти приблизительную атомную массу металла:

$$A_r(Me) = \frac{26}{c} = \frac{26}{0,39} = 66,67.$$

2. Вычисляем массу кислорода:

$$m(O_2) = \frac{V(O_2) \cdot M(O_2)}{V_m} = \frac{3,426 \cdot 32}{22,4} = 4,89 \text{ г}.$$

3. По закону эквивалентов рассчитываем эквивалентную массу металла:

$$M_{эк}(Me) = \frac{m(Me) \cdot M_{эк}(O)}{m(O_2)} = \frac{20 \cdot 8}{4,89} = 32,69.$$

4. Вычисляем валентность металла:

$$Z(Me) = \frac{Ar}{Мэк} = \frac{66,67}{32,69} = 2,04 = 2.$$

5. Находим точную атомную массу металла:

$$A_r(Me) = Z \cdot M_{эк}(Me) = 2 \cdot 32,69 = 65,38.$$

В периодической системе находим металл с близкой атомной массой – это цинк.

В 1848 г. английский ученый М. Фарадей установил, что для получения одного моля эквивалента любого металла методом электролиза затрачивается одно и то же количество электричества 96484,56 кулонов (Кл). Метод электролиза стал использоваться для определения эквивалентной и атомной массы металлов.

Пример 1.24. При электролизе соли двухвалентного металла в течение одного часа при силе тока 1 А на катоде выделилось 2,097 г металла. Определите эквивалентную и атомную массу металла. Какой это металл?

Решение. 1. Учитывая, что 1 ч – это 3600 с, вычисляем количество израсходованного электричества:

$$Q = J \cdot \tau = 1 \cdot 3600 = 3600 \text{ Кл}.$$

2. Составляем и решаем пропорцию:

3600 кулонов выделяют 2,097 г металла
96484,56 — $M_{эк}$.

$$M_{эк} = \frac{96484,56 \cdot 2,097}{3600} = 56,206 \text{ г/моль-эк.}$$

3. Вычисляем молярную массу атомов и численно равную ей атомную массу металла:

$M(Me) = M_{эк}(Me) \cdot Z = 56,206 \cdot 2 = 112,412$ г/моль; $A_r(Me) = 112,412$ (а.е.м.).

В периодической системе находим металл с близкой атомной массой – это кадмий.

Ещё один метод определения атомных масс был предложен итальянским химиком Канницаро (1858). По этому методу определяют молекулярные массы нескольких газообразных или летучих соединений данного элемента (см. ниже п. 14), и в каждом из них химическим анализом находят массовую долю данного элемента. Наименьшее из полученных чисел является атомной массой элемента, поскольку меньше одного атома в молекуле содержаться не может.

Пример 1.25. Покажите метод Канницаро на примере соединений углерода.

Решение. Рассмотрим соединения углерода: метан, этиловый спирт, этиловый эфир, бензол и ацетон.

Соединения углерода	Метан	Спирт	Эфир	Бензол	Ацетон
Молекулярная масса	16	46	74	78	58
Массовая доля углерода, %	75,0	52,2	64,9	92,3	62,1
Масса углерода	12	24	48	72	36

Из этих данных видно, что наименьшая масса углерода, содержащаяся в молекулах его соединений, равна 12, а другие массы (24, 36, 48, 72) кратны этому числу. Следовательно, 12 – атомная масса углерода.

При известной валентности химического элемента его атомная масса может быть определена по стехиометрии химической реакции с использованием весового анализа.

Пример 1.26. При взаимодействии 1,530 г бария с соляной кислотой образовалось 2,320 г хлорида бария. Определите атомную массу бария.

Решение. 1. Зная валентность бария (она всегда равна двум), записываем уравнение реакции:

$$Ba + 2HCl = BaCl_2 + H_2O.$$

2. Атомная масса хлора известна (35,453), поэтому рассуждаем так:

из 1,530 г бария получено 2,320 г $BaCl_2$,
из A г бария получится $(A + 2 \cdot 35,453)$ г $BaCl_2$.

3. Составляем и решаем пропорцию:

$$\frac{1,530}{A} = \frac{2,320}{(A + 70,906)}; \quad A_r = 137,33.$$

Таким образом, атомная масса бария равно 137,33 (а.е.м.), а численно равная ей молярная масса бария равна 137,33 г/моль.

Д.И. Менделеев, положив атомную массу в основу классификации элементов, открыл (1869 г.) периодическое изменение их свойств по мере возрастания атомной массы. Исходя из местоположения элементов в созданной им периодической системе, Менделеев не только исправил неверные значения атомной массы некоторых элементов (Be, In, U, Ce, Th, La), но и указал атомные массы еще неизвестных, но им же предсказанных элементов (Ga, Ge, Sc).

Следует иметь в виду, что физико-химическими методами определяются атомные массы природной смеси изотопов элементов. При этом их точность не превышает 0,01 %.

Более точные значения атомных масс получают с помощью физических методов, среди которых наиболее распространенным является метод *масс-спектрометрии*. Масс-спектрометрическим методом определяются массы отдельных ионов по закономерностям их движения в электрическом и магнитном поле. При этом определяют атомные массы отдельных изотопов и изотопный состав элементов. Точность определения атомных масс физическими методами превышает 0,001 %.

1.14. Определение молекулярных масс соединений

Молекулярные массы газообразных или легколетучих веществ можно определить с помощью **закона Авогадро** (напоминаем его формулировку: *равные объемы газов при одинаковой температуре и одинаковом давлении содержат равное число молекул*), из которого следует, что массы равных объемов двух газов относятся друг к другу, как их молекулярные или численно равные им молярные массы:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}.$$

Отношение $m_1 : m_2$ называется *относительной плотностью первого газа по второму* и обозначается символом D:

$$D = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}.$$

Из него следует:

$$M_1 = D \cdot M_2,$$

т.е. молекулярная масса газа равна его плотности по отношению к второму газу, умноженной на молекулярную массу второго газа.

Плотность газов обычно определяют по отношению к водороду или воздуху. Молекулярная масса водорода равна 2, а средняя молекулярная масса воздуха 29, поэтому уравнения для расчета молекулярной массы имеют вид:

$$M_r = 2 \cdot D(H_2); \quad M_r = 29 \cdot D(\text{возд}).$$

Пример 1.27. Плотность некоторого газа по воздуху равна 1,517. Определите молекулярную массу газа.

Решение. $M_r = 29 \cdot 1{,}517 = 44$ (а.е.м.).

Молярную массу газообразного вещества (а следовательно, и его относительную молекулярную массу) можно определить по молярному объему.

Пример 1.28. Определите молярную и молекулярную массу некоторого газа, если при н.у. 0,18 г этого газа занимают объем 0,126 л.

Решение. 1. При н.у. один моль любого газа занимает объем 22,4 л. Следовательно, вычислив массу 22,4 л данного газа, мы узнаем его молярную и молекулярную массу. Рассуждаем так:

0,180 г газа занимает объем 0,126 л,
x г газа занимает объем 22,4 л.

2. Составляем и решаем пропорцию:

$$\frac{0{,}180}{x} = \frac{0{,}126}{22{,}4}; \quad x = \frac{0{,}180 \cdot 22{,}4}{0{,}126} = 32{,}0 \text{ г}.$$

Следовательно, молярная масса неизвестного газа равна 32,0 г/моль, а молекулярная масса 32 (а.е.м.).

Молярную и молекулярную массу газа или легколетучего соединения можно вычислить по уравнению Клайперона – Менделеева, если свойства этого газа не очень сильно отличаются от свойств идеального газа.

Пример 1.29. Вычислите молярную массу ацетона, если масса 0,5 л его паров при 87 ^{0}C и давлении 96 кПа равна 0,93 г.

Решение. Из уравнения Клайперона – Менделеева выражаем и вычисляем M, подставляя массу паров в граммах (0,93 г), давление в паскалях (96000 Па), объем в м^3 ($0{,}5 \cdot 10^{-3}$ м^3) и температуру в абсолютных градусах (360 К):

$$PV = \frac{m}{M} RT; \quad M = \frac{mRT}{PV} = \frac{0{,}93 \cdot 8{,}314 \cdot 360}{96000 \cdot 0{,}5 \cdot 10^{-3}} = 58 \text{ г/моль}.$$

Для твердых и жидких веществ – неэлектролитов, растворяющихся без диссоциации молекул на ионы, молекулярная масса определяется по свойствам их растворов: по понижению температуры замерзания рас-

твора (*криоскопический метод*), по повышению температуры кипения (*эбуллиоскопический метод*), по понижению давления пара над раствором (*тоноскопический метод*) и по осмотическому давлению (*осмотический метод*). Эти методы рассматриваются при изучении растворов в университетском курсе химии.

1.15. Установление формул соединений

Формулы соединений показывают, какие элементы и в каком количестве входят в состав вещества. Различают формулы простейшие и истинные. Простейшая формула выражает соотношение атомов в формуле соединения наименьшими целыми числами, которые определяются по результатам анализа состава соединения.

Пример 1.30. Определите простейшую формулу соединения, в состав которого входят калий (31,90 %), хлор (28,93 %) и кислород (39,17 %).

Решение. 1. Обозначаем числа атомов калия, хлора и кислорода в соединении как x, y и z; тогда его формула имеет вид $K_xCl_yO_z$. Атомные массы элементов равны 39,098 (калий), 35,453 (хлор) и 15,999 (кислород). Принимаем массу соединения произвольно равной 100 г; тогда массы калия, хлора и кислорода, входящие в состав соединения, равны 31,90 г, 28,93 г и 39,17 г, соответственно.

2. Вычисляем количество каждого элемента в 100 г соединения:

$$x = \frac{31,90}{39,098} = 0,816 \text{ моль}; \quad y = \frac{28,93}{35,453} = 0,816 \text{ моль}; \quad z = \frac{39,17}{15,999} = 2,448 \text{ моль}.$$

3. Выражая отношение количеств элементов в соединении целыми числами:

$$x : y : z = 0,816 : 0,816 : 2,448 = 1 : 1 : 3,$$

и получаем простейшую формулу соединения: $KClO_3$ (хлорат калия).

Для неорганических соединений немолекулярного строения простейшая формула является истинной. В случае молекулярных соединений, в особенности органических, истинная формула может быть сложнее, чем простейшая: истинная формула содержит числа атомов, кратные их числам в простейшей формуле. В этом случае истинная формула соединения устанавливается по его молекулярной массе.

Пример 1.31. Газообразное соединение содержит 82,64 % углерода и 17,36 % водорода. Плотность его по водороду равна 29. Определите истинную формулу соединения.

Решение. 1. Записываем формулу соединения как C_xH_y. Принимаем массу соединения 100 г; тогда масса углерода составит 82,64 г, а масса водорода 17,36 г.

2. Вычисляем количества каждого элемента в соединении и выражаем их целыми числами:

$$x = \frac{82,64}{12} = 6,88 \text{ моль}; \quad y = \frac{17,36}{1} = 17,36 \text{ моль};$$

$$x : y = 6{,}88 : 17{,}36 = 2 : 5.$$

Таким образом, простейшая формула соединения C_2H_5. Этой формуле соответствует молекулярная масса 29.

3. По условию задачи молекулярная масса M = 2·29 = 58. Следовательно, истинная формула соединения – C_4H_{10}.

1.16. Тест для самоконтроля

(ответы имеются в приложении 2)

1. В каком из приведенных ниже случаев речь идет о водороде как об элементе?

1. Используется при получении металлов из руд.
2. Имеет низкую температуру перехода в жидкое состояние.
3. Получается при разложении воды электрическим током.
4. Входит в состав воды.

2. С учетом валентности цинка и кислорода (элементы постоянной валентности), определите валентность фосфора (элемент переменной валентности) в соединении $Zn_3(PO_4)_2$.

1. II 2. III 3. IV 4. V

3. Какая масса серной кислоты соответствует 1,5 моль? Сколько молекул содержится в этом количестве вещества?

1. 196 г; $1{,}2\cdot10^{23}$ 2 49 г; $3{,}01\cdot10^{23}$
3. 147 г; $9{,}03\cdot10^{23}$ 4. 98 г; $6{,}02\cdot10^{23}$.

4. Вычислите массовую долю железа в сульфате железа (II).

1. 36,8 % 2. 57,8 % 3. 21,0 % 4. 62,2 %.

5. Плотность некоторого газа по воздуху равна 2. Чему равна масса 5,6 л (н.у.) этого газа?

1. 29 г 2. 14,5 г 3. 58 г 4. 7,25 г

6. Какой объем (при н.у.) занимают 7 г азота?

1. 0,56 л 2. 5,6 $м^3$ 3. 5,6 мл 4. 5,6 л

7. Определите формулу вещества, в котором массовая доля серы равна 84 %, углерода – 16 %, а плотность пара вещества по воздуху равна 2,62

1. C_3S_4 2. C_2S 3. CS_2 4. C_2S_2

8. Как относятся объемы, занимаемые при одной и той же температуре и давлении равными массами кислорода (O_2) и озона (O_3)?

1. $V(O_2) = V(O_3)$; 2. $1{,}5\cdot V(O_2) = V(O_3)$; 3. $V(O_2) = 1{,}5\cdot V(O_3)$.

9. В каком соединении эквивалентом марганца является $^1/_4$ часть его атома?

1. $MnSO_4$ 2. Mn_2O_7 3. MnO_2 4. K_2MnO_4

10. При взаимодействии 3,24 г трехвалентного металла с кислотой выделяется 4,03 л (н.у.) водорода. Вычислите эквивалентную и атомную массы металла и найдите металл в периодической системе.

1. Al 2. Cr 3. Fe 4. La

1.17. Задачи и упражнения для самостоятельного решения

(ответы имеются в приложении 2)

1. Определите: а) массу 5 моль серной кислоты; б) количество оксида углерода (IV) в 66,0 г этого вещества; в) объем, занимаемой 140 г азота при н.у.; г) сколько молекул содержится в 5,6 л водорода при н.у.

2. На окисление 10,8 г металла расходуется 6,72 л кислорода (объём измерен при н.у.) Определите эквивалентную массу металла.

3. Определите валентность золота в соединении, содержащем 64,9 % золота и 35,1 % хлора, и напишите формулу этого соединения.

4. Вещество состоит из 75 % алюминия и 25 % углерода. Определите его формулу.

5. Удельная теплоемкость металла равна 0,45 Дж/(г·К). Массовая доля этого металла в его оксиде равна 69,94 %. Определите валентность и атомную массу металла. Напишите название и символ этого металла.

6. На взаимодействие 2,64 г хлорида трехвалентного металла затрачивается 2,00 г гидроксида натрия. Определите эквивалентную массу соли и её формулу.

7. Массовые доли магния, фосфора и кислорода в соли составляют 27,7 %, 23,6 % и 48,7 %, соответственно. Определите формулу соли.

8. Определите формулу кристаллогидрата хлорида бария, если при прокаливании 61 г этого вещества потеря массы составляет 9 г.

9. В двух соединениях содержится одинаковая массовая доля углерода (92,3 %) и водорода (7,7 %). Первое соединение – газ, причем масса 1 л этого газа равна 1,16 г. Второе соединение – жидкость, которая легко переходит в пар, причем плотность этого пара по воздуху равна 2,69. Определите формулы соединений.

10. При обработке 5 г сплава меди с алюминием раствором гидроксида калия выделилось 2,8 л водорода (н.у.). Определите массовые доли меди и алюминия в сплаве.

Глава 2
КЛАССИФИКАЦИЯ И НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Вещества, существующие в природе и получаемые химическим путём, подразделяются на простые и сложные. ***Простые вещества*** *состоят из атомов одного элемента.* Таких веществ сравнительно мало: кислород (O_2), водород (H_2), озон (O_3), хлор (Cl_2), азот (N_2), железо (Fe), фосфор (P_4), алмаз (C), графит (C) и другие. ***Сложные вещества*** *состоят из атомов двух и более химических элементов*, их называют химическими соединениями: H_2O, Al_2O_3, H_2SO_4, NaOH, NaCl, $CaCO_3$ и т.д. Число химических соединений огромно.

По составу и свойствам соединения подразделяются на основные (или важнейшие) и не основные классы. К основным относятся оксиды, основания, кислоты и соли. Они, в свою очередь, подразделяются на группы, в которых соединения наиболее близки по свойствам. Необходимо по каждому классу и по каждой группе соединений знать состав, классификацию, номенклатуру (правила составления названий), отличительные свойства и способы получения. Необходимо усвоить и показывать на конкретных примерах взаимосвязь между классами веществ. Обязательным требованием является также умение решать задачи и упражнения по теме.

2.1. Оксиды

2.1.1. Состав и классификация оксидов

Оксидами *называются сложные вещества, которые состоят из двух элементов, одним из которых является кислород в степени окисления –2.*

По составу и кислотно-осно́вным свойствам оксиды подразделяются на солеобразующие (осно́вные, кислотные, амфотерные) и несолеобразующие.

Осно́вные – это оксиды, которым соответствуют основания, например: Na_2O (соответствует основание NaOH), BaO (основание $Ba(OH)_2$), La_2O_3 (основание $La(OH)_3$) и т.д.

Кислотные – это оксиды, которым соответствуют кислоты, например: SO_3 (соответствует кислота H_2SO_4), CO_2 (кислота H_2CO_3), SiO_2 (кислота H_2SiO_3), CrO_3 (кислота H_2CrO_4) и т.д.

Амфотерные – это оксиды, которым соответствуют амфотерные основания, например: ZnO (основание $Zn(OH)_2$), Al_2O_3 (основание $Al(OH)_3$), SnO_2 (основание $Sn(OH)_4$) и т.д.

Из основных, кислотных и амфотерных оксидов можно получать соли (см. п. 2.1.3), поэтому их называют *солеобразующими.* Почти все оксиды – солеобразующие. Но имеется небольшая группа оксидов, которые солей не образуют, у них нет соответствующих кислот и оснований. Они называются *несолеобразующими* («безразличными»). К ним относятся оксиды CO, NO, N_2O и ещё некоторые мало известные и редко встречающиеся оксиды.

С учётом деления химических элементов на неметаллы и металлы можно сказать, что неметаллы образуют кислотные и несолеобразующие оксиды. Что касается металлов, то принадлежность их оксидов к тому или иному классу определяется валентностью (степенью окисления) металла: чем она больше, тем сильнее выражены кислотные свойства. Так, например все оксиды одновалентных металлов (Na_2O, K_2O, Li_2O и др.) – основные, кроме оксидов серебра Ag_2O и меди Cu_2O, которые обладают слабыми амфотерными свойствами. Часть оксидов двухвалентных металлов – основные (MgO, CaO, BaO, MnO и др.), а часть – амфотерные (ZnO, BeO, SnO, PbO и др.). Среди оксидов трёхвалентных металлов основные встречаются редко (La_2O_3, Bi_2O_3, Tl_2O_3), т.е. большинство их – амфотерные (Al_2O_3, Cr_2O_3, Fe_2O_3 и др.). Оксиды четырёхвалентных металлов все амфотерные (SnO_2, PbO_2, MnO_2, TiO_2 и др.), а при валентности металла выше четырёх оксиды всех металлов являются кислотными(V_2O_5, CrO_3, Mn_2O_7 и др.).

2.1.2. Номенклатура оксидов

Названия оксидов состоят из двух слов: первое слово «оксид» – производное от латинского названия кислорода (oxygenium), а второе – русское название элемента в родительном падеже. Если элемент образует несколько оксидов, то указывается его валентность римской цифрой в скобках после названия элемента. Примеры: Na_2O – оксид натрия, CaO – оксид кальция, Al_2O_3 – оксид алюминия, FeO – оксид железа (II), Fe_2O_3 – оксид железа (III), N_2O_5 – оксид азота (V).

Если элемент имеет чётную валентность, то в названии его оксида число атомов кислорода может быть указано греческими названия чисел 1 (моно), 2 (ди), 3 (три) и 4 (тетра), которые вводятся в виде префикса к слову «оксид»; при этом валентность не указывается. Примеры: CO – монооксид углерода, CO_2 – диоксид углерода, SO_3 – триоксид серы, RuO_4 – тетраоксид рутения.

Кислотные оксиды в отечественной литературе часто называются *ангидридами* соответствующих кислот: SO_3 – серный ангидрид, SO_2 – сернистый ангидрид, P_2O_5 – фосфорный ангидрид, N_2O_3 – азотистый ангидрид, N_2O_5 – азотный ангидрид.

Слово «ангидрид» переводится как «безводный», следовательно, подобное название оксида SO_3 дословно означает «безводная серная кислота», P_2O_5 – «безводная фосфорная кислота» и т.д.

2.1.3. Свойства оксидов

Физические свойства оксидов разнообразны. Одни из них являются газообразными веществами (SO_2, SO_3, CO_2, NO), другие – жидкости (N_2O_4, Mn_2O_7), третьи – твёрдые (CaO, SiO_2, P_2O_5).

Химические свойства оксидов определяются их взаимодействием с водой, кислотами и щелочами.

1. Основные оксиды наиболее активных металлов (щелочных и щелочно-земельных) взаимодействуют с водой с образованием сильных оснований – щелочей:

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH; \qquad CaO + H_2O = Ca(OH)_2.$$

Основные оксиды других, менее активных металлов с водой при обычных условиях не взаимодействуют. Поэтому соответствующие им основания получают другими способами; принято говорить, что их получают *косвенным путём*.

Примечание. Самый распространённый косвенный метод получения оснований тех металлов, которые не относятся к щелочным и щелочно-земельным – их осаждение (они практически не растворимы в воде) из растворов солей щелочами или раствором аммиака (см. п. 2.3.4).

2. Все основные оксиды взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды:

$$Na_2O + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O; \qquad BaO + 2HCl = BaCl_2 + H_2O;$$

$$MgO + 2HNO_3 = Mg(NO_3)_2 + H_2O; \quad MnO + 2H_2SO_4 = MnSO_4 + H_2O.$$

Но с основаниями основные оксиды не взаимодействуют ни при каких условиях – эти реакции принципиально невозможны:

$$BaO + NaOH \neq; \qquad MnO + KOH \neq; \qquad MgO + Ba(OH)_2 \neq.$$

3. Многие кислотные оксиды взаимодействуют с водой с образованием кислот:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4; \qquad P_4O_{10} + 6H_2O = 4H_3PO_4;$$

$$Mn_2O_7 + H_2O = 2HMnO_4.$$

Некоторые кислотные оксиды с водой при обычных условиях не взаимодействуют, поэтому соответствующие им кислоты получают косвенным путём.

Примечание. Самый распространённый косвенный метод получения кислот – взаимодействие их солей с другими кислотами (см. п. 2.4.5).

4. Все кислотные оксиды взаимодействуют со щелочами с образованием солей и воды:

$$SO_3 + 2NaOH = Na_2SO_4 + H_2O; \quad N_2O_5 + 2KOH = 2KNO_3 + H_2O;$$

$$CrO_3 + 2NaOH = Na_2CrO_4 + H_2O.$$

Но с кислотами кислотные оксиды не взаимодействуют ни при каких условиях:

$$CO_2 + H_2SO_4 \neq; \qquad SO_3 + HNO_3 \neq; \qquad P_4O_{10} + HCl \neq.$$

5. Основные и кислотные оксиды взаимодействуют между собой с образованием солей:

$$Na_2O + CO_2 = Na_2CO_3; \quad CaO + SO_3 = CaSO_4; \quad K_2O + CrO_3 = K_2CrO_4.$$

6. Амфотерные оксиды обладают свойствами как основных, так и кислотных, т.е. они взаимодействуют и с кислотами, и со щелочами. В обоих случаях образуется соль и вода. Например, амфотерный оксид цинка взаимодействует с азотной кислотой согласно уравнению:

$$ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O.$$

Но этот оксид взаимодействует и со щелочами. При взаимодействии с расплавленными щелочами образуется соль несуществующей цинковой кислоты. Её гипотетическая формула H_2ZnO_2 (это формула гидроксида цинка $Zn(OH)_2$, записанная в виде кислоты), поэтому уравнение реакции таково:

$$ZnO + 2NaOH(\text{расплав}) = Na_2ZnO_2 + H_2O.$$

Но при взаимодействии с раствором щёлочи в реакции участвует вода и образуется комплексное соединение, которое также является солью, но комплексной:

$$ZnO + 2NaOH(\text{раствор}) + H_2O = Na_2[Zn(OH)_4].$$

Также взаимодействует с кислотами и щелочами амфотерный оксид бериллия.

При взаимодействии с кислотами и щелочами амфотерных оксидов алюминия, хрома (III), олова (II), олова (IV) и др. уравнения реакций принципиально такие же, но в формулах комплексных соединений, образующихся при их взаимодействии с растворами щелочей, число присоединённых OH-групп (координационное число) равно шести: $Na_3[Al(OH)_6]$, $Na_3[Cr(OH)_6]$ и т.д.

7. Амфотерные оксиды взаимодействуют как с кислотными, так и с основными оксидами (обычно эти реакции идут при нагревании) с образованием обычных (не комплексных) солей:

$$Al_2O_3 + 3SO_3 = Al_2(SO_4)_3; \quad Al_2O_3 + Na_2O = 2NaAlO_2.$$

2.1.4. Закономерности изменения свойств оксидов

Свойства солеобразующих оксидов закономерно изменяются в соответствии с расположением элементов в Периодической системе и изменением валентности элемента.

В периодах основ́ные свойства оксидов ослабевают, а кислотные – усиливаются.

Например, для элементов третьего периода (натрий, магний, алюминий, кремний, фосфор, сера, хлор) свойства оксидов изменяются так:

Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_4O_{10}	SO_3	Cl_2O_7
Основ́ные		*Амфотерный*		*Кислотные*		

В главных подгруппах Периодической системы у оксидов ослабевают кислотные свойства, а основ́ные – усиливаются.

Например, у элементов главной подгруппы третьей группы (бор, алюминий, галлий, индий, таллий) свойства оксидов изменяются так:

B_2O_3	Al_2O_3	Ga_2O_3	In_2O_3	Tl_2O_3
Кислотный	*Амфотерные*			*Основ́ный*

Металлы переменной валентности образуют по несколько оксидов. У таких оксидов с увеличением валентности (степени окисления) металла основ́ные свойства ослабевают, а кислотные – усиливаются. Наглядным примером проявления этой закономерности являются оксиды марганца:

MnO	Mn_2O_3	MnO_2	MnO_3	Mn_2O_7
Основ́ный	*Амфотерные*		*Кислотные*	

2.1.5. Получение оксидов

Для получения оксидов используют различные способы.

1. Взаимодействие простых веществ с кислородом:

$C + O_2 = CO_2$; $S + O_2 = SO_2$; $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$.

2. Взаимодействие сложных веществ с кислородом (горение):

$2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$; $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$.

3. Разложение при нагревании оснований; при этом образуется основ́ный или амфотерный оксид и вода:

$Mg(OH)_2 = MgO + H_2O$; $2Al(OH)_3 = Al_2O_3 + 3H_2O$.

4. Разложение кислот. Некоторые кислоты, например угольная H_2CO_3, разлагаются при обычной температуре, а другие – при нагревании. При этом образуется кислотный оксид и вода:

$Na_2CO_3 = CO_2 + H_2O$; $Na_2SiO_3 = SiO_2 + H_2O$; $H_2SO_4 = SO_3 + H_2O$.

5. Разложение при нагревании солей; при этом образуются два оксида – основный или амфотерный и кислотный:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2; \qquad ZnCO_3 = ZnO + CO_2.$$

6. Действие водоотнимающих веществ (фосфорный ангидрид, концентрированная серная кислота) на кислоты:

$$2HNO_3 + P_2O_5 = N_2O_5 + 2HPO_3;$$

$$2HMnO_4 + H_2SO_4(\text{конц.}) = Mn_2O_7 + H_2SO_4 \cdot H_2O.$$

Некоторые оксиды являются природными соединениями (минералами): Fe_2O_3 – гематит, MnO_2 – пиролюзит, TiO_2 – рутил, SnO_2 – касситерит и др.

2.1.6. Двойные оксиды

Металлы переменной валентности образуют по несколько оксидов. С увеличением валентности металла ослабевают основные и усиливаются кислотные свойства его оксидов. Вследствие этого оксиды одного и того же металла могут взаимодействовать между собой (это происходит при нагревании) с образованием *двойных оксидов*, например:

$$FeO + Fe_2O_3 = Fe_3O_4 \text{ (или } FeO \cdot Fe_2O_3);$$

$$2PbO + PbO_2 = Pb_3O_4 \text{ (или } 2PbO \cdot PbO_2).$$

Примечание. Двойные оксиды можно рассматривать как соли. Например, двойной оксид Pb_3O_4 является солью Pb_2PbO_4, в которой первые два атома свинца двухвалентны, а третий – четырёхвалентен. Название этой соли – ортоплюмбат свинца (IV).

2.2. Пероксиды

От оксидов следует отличать *пероксиды*, например:

- H_2O – оксид водорода (вода)
- H_2O_2 – пероксид водорода
- Na_2O – оксид натрия
- Na_2O_2 – пероксид натрия
- BaO – оксид бария
- BaO_2 – пероксид бария

В оксидах и в пероксидах электронная валентность кислорода и число образуемых атомами кислорода химических связей – одинаковое (две связи), и это означает, что электронная валентность, равная числу связей, у кислорода в пекроксидах равна двум. Но стехиометрическая валентность кислорода различная: в оксидах она равна II, а в перокси-

дах – I. Соответственно степень окисления кислорода в оксидах равна –2, а в пероксидах –1. Это различие объясняется тем, что в молекулах пероксидов имеется химическая связь между атомами кислорода. Отличие пероксидов от оксидов хорошо видно на структурных формулах.

Вода H_2O

H–O–H

Оксид натрия Na_2O

Na–O–Na

Оксид бария BaO

Ba=O

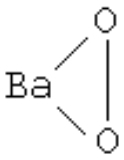
Пероксид водорода H_2O_2

H–O–O–H

Пероксид натрия Na_2O_2

Na–O–O–Na

Пероксид бария BaO_2



Число пероксидов ограничено: это пероксид водорода (H_2O_2) и пероксиды щелочных и щелочно-земельных металлов (K_2O_2, CaO_2 и т.д.). Имеются сведения о существовании пероксидов магния и цинка, но они неустойчивы и легко разлагаются. Другие элементы пероксидов не образуют.

Пероксиды металлов образуются при взаимодействии щелочных и щелочно-земельных металлов с избытком кислорода:

$$2Na + O_2 = Na_2O_2; \qquad Ba + O_2 = BaO_2.$$

Пероксид водорода получают при взаимодействии пероксидов металлов с кислотами:

$$BaO_2 + H_2SO_4 = BaSO\downarrow + H_2O_2.$$

Пероксиды щелочых и щелочно-земельных металлов, подобно соответствующим оксидам, взаимодействуют с водой, но при этом образуется не только щёлочь, но и кислород:

$$2Na_2O_2 + 2H_2O = 4NaOH + O_2\uparrow; \quad 2BaO_2 + 2H_2O = 2Ba(OH)_2 + O_2\uparrow.$$

Пероксиды взаимодействуют с кислотными оксидами, при этом образуется соль и кислород. Например, пероксид натрия взаимодействует с углекислым газом по уравнению:

$$2Na_2O_2 + 2CO_2 = 2Na_2CO_3 + O_2\uparrow.$$

На этой реакции основано применение пероксида натрия для регенерации кислорода на космических станциях и подводных лодках.

Пероксиды металлов – твёрдые, а пероксид водорода – жидкое вещество, хорошо растворяющееся в воде. Пероксид водорода – сильный окислитель, на чём основано его применение в ракетных двигателях,

для отбеливания тканей и в медицине (дезинфицирующее средство).

2.3. Основания

2.3.1. Состав и классификация оснований

Основаниями *называются сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов, соединённые с одной или несколькими гидроксогруппами*: NaOH, $Ca(OH)_2$, $Cr(OH)_3$ и т.д. Но это определение исключает из класса оснований гидроксид аммония NH_4OH, поэтому лучше пользоваться определением на основе теории электролитической диссоциации: ***основаниями*** *называются электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы:*

$$NaOH = Na^+ + OH^-; \qquad NH_4OH \leftrightarrows NH_4^+ + OH^-.$$

По растворимости к воде основания подразделяются на растворимые и нерастворимые.

К *растворимым* относятся основания щелочных металлов (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, RbOH, CsOH, FrOH), щелочно-земельных ($Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, $Ra(OH)_2$) и гидроксид аммония NH_4OH. Свойства этих оснований определяются концентрацией в их растворах гидроксид-ионов. Гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов – сильные электролиты. Их диссоциация в водных растворах протекает практически необратимо, концентрация OH^--ионов в растворах велика, поэтому растворы мыльные на ощупь, они разъедают кожу, изменяют окраску индикаторов: красного лакмуса – в синий цвет, бесцветного фенолфталеина – в малиновый и т.д. Гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов называются *щелочами*.

Гидроксид аммония – слабый электролит, его диссоциация обратима, поэтому концентрация OH^--ионов в растворах этого основания невелика, но достаточна для изменения цвета индикаторов.

Остальные основания практически нерастворимы в воде, ионы OH^- в их растворах практически отсутствуют, поэтому цвет индикаторов в них не изменяется.

По взаимодействию с другими веществами основания подразделяются на типичные и амфотерные. *Типичными* являются те основания, которым соответствуют основные оксиды: это все щёлочи, а также $Mg(OH)_2$, $La(OH)_3$, $Mn(OH)_2$, $Bi(OH)_3$ и др. *Амфотерными* являются те основания, которым соответствуют амфотерные оксиды. Это $Be(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$, $Sn(OH)_2$, $Sn(OH)_4$, $Pb(OH)_2$, $Pb(OH)_4$ и др.

Необходимо иметь в виду ещё одну классификацию оснований – по числу гидроксогрупп в составе одной формульной единице. Основания с одним гидроксид-ионом называются *однокислотными*, с двумя – *двухкислотными*, с тремя – *трёхкислотными* и с четырьмя – *четырёхки-*

слотными. Кислотность основания равна количеству одноосновной кислоты (см. п. 2.3.1), затрачиваемой на реакцию с одним молем данного основания.

На взаимодействие с одним молем однокислотного основания требуется один моль одноосновной кислоты:

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O.$$

Если основание двухкислотное, то требуется два моля кислоты:

$$Ba(OH)_2 + 2HCl = BaCl_2 + 2H_2O.$$

А если в реакции участвует один моль трёх- или четырёхкислотного основания, то затрачивается три или четыре моля кислоты:

$$Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O; \qquad Sn(OH)_4 + 4HCl = SnCl_4 + 4H_2O.$$

2.3.2. Номенклатура оснований

Названия оснований состоят из слова «гидроксид» и названия металла в родительном падеже: KOH – гидроксид калия, $Ba(OH)_2$ – гидроксид бария, $Al(OH)_3$ – гидроксид алюминия т.д. Если металл образует несколько оснований, то указывается валентность (степень окисления) металла римской цифрой в скобках после названия: $Fe(OH)_2$ – гидроксид железа (II), $Fe(OH)_3$ – гидроксид железа (III), $Sn(OH)_2$ – гидроксид олова (II), $Sn(OH)_4$ – гидроксид олова (IV) и т.д.

Основание NH_4OH имеет название гидроксид аммония (NH_4^+ – катион аммония).

Примечание. Молекул NH_4OH в действительности не существует. При растворении аммиака образуется гидрат аммиака $NH_3 \cdot H_2O$, который диссоциирует с образованием NH_4^+-катионов и OH^--анионов:

$$NH_3 \cdot H_2O \leftrightarrows NH_4^+ + OH^-.$$

2.3.3. Свойства оснований

Типичные основания взаимодействуют с кислотами и с кислотными оксидами с образованием солей и воды:

$$Mg(OH)_2 + 2HCl = MgCl_2 + 2H_2O; \qquad Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O.$$

Взаимодействие щелочей с кислотами называется реакцией *нейтрализации.* В реакции нейтрализации H^+-катионы кислот и OH^--анионы щелочей соединяются в молекулы воды, поэтому среда раствора с химической точки зрения становится нейтральной. Типичный пример реакции нейтрализации:

$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$ – молекулярное уравнение;

$H^+ + OH^- = H_2O$ – ионное уравнение.

Гидроксид аммония взаимодействует с кислотами с образованием солей аммония и воды:

$$NH_4OH + HCl = NH_4Cl + H_2O.$$

Щелочи и гидроксид аммония взаимодействуют с растворами солей с образованием нерастворимых оснований:

$$2NaOH + CuSO_4 = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4;$$

$$6NH_4OH + 2Al_2(SO_4)_3 = 2Al(OH)_3\downarrow + 3(NH_4)_2SO_4.$$

Амфотерные основания взаимодействуют как с кислотами, так и со щелочами. В реакциях с кислотами они проявляют свойства типичных оснований:

$$Zn(OH)_2 + 2HCl = ZnCl_2 + 2H_2O.$$

Но при взаимодействии со щелочами амфотерные основания проявляют свойства кислот. При сплавлении со щелочами образуются обычные соли и вода:

$$Al(OH)_3 + NaOH_{(расплав)} = NaAlO_2 + 2H_2O,$$

а при взаимодействии с растворами щелочей – комплексные соли:

$$Al(OH)_3 + 3NaOH_{(раствор)} = Na_3[Al(OH)_6].$$

2.3.4. Получение оснований

Существуют различные способы получения оснований.

1. Нерастворимые неамфотерные основания получают взаимодействием щелочей с растворами солей:

$$MnSO_4 + 2Na(OH) = Mn(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4.$$

Но если получаемое этим способом основание является амфотерным, оно взаимодействует с избытком щёлочи. Поэтому при получении амфотерных оснований вместо щелочей используют раствор аммиака:

$$AlCl_3 + 3NH_4OH = Al(OH)_3\downarrow + 3NH_4Cl.$$

2. Нерастворимые основания получают также с помощью солей, которые в водных растворах дают щелочную среду вследствие гидролиза. Одной из таких солей является карбонат натрия:

$$Al_2(SO_4)_3 + 3Na_2CO_3 + 3H_2O = Al(OH)_3\downarrow + 3Na_2SO_4 + 3CO_2\uparrow.$$

3. Щелочи получают взаимодействием соответствующих металлов или их оксидов с водой:

$$2K + 2H_2O = 2KOH + H_2\uparrow; \qquad BaO + H_2O = Ba(OH)_2.$$

Самыми распространенными основаниями являются щелочи NaOH и $Ca(OH)_2$, которые получают в больших количествах.

Гидроксид натрия получают электролизом водного раствора хлорида натрия:

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}} 2NaOH + H_2\uparrow + Cl_2\uparrow.$$

Гидроксид кальция получают взаимодействием с водой оксида кальция, получаемого разложением природного соединения – карбоната кальция:

$$CaCO_3 \xrightarrow{T} CaO + CO_2\uparrow; \qquad CaO + H_2O = Ca(OH)_2.$$

2.4. Кислоты

Кислотами *называются вещества, при электролитической диссоциации которых в водных растворах в качестве катионов образуются только катионы водорода* H^+ *и никаких других катионов не образуется.*

Анионы, образующиеся при диссоциации кислот, называются *кислотными остатками.*

Диссоциация многих кислот протекает необратимо; в этом случае в схеме диссоциации ставится знак равенства. Но ряд кислот диссоциирует обратимо; в этом случае в схеме диссоциации ставится знак обратимости

$HCl = H^+ + Cl^-$ – кислотный остаток хлорид-анион,

$HNO_3 = H^+ + NO_3^-$ – кислотный остаток нитрат-анион,

$HCN \leftrightarrows H^+ + CN^-$ – кислотный остаток цианид-анион.

2.4.1. Состав и классификация кислот

Кислоты классифицируются по составу кислотного остатка (по содержанию в них кислорода), количеству катионов водорода в одном моле кислоты (которые могут замещаться атомами металлов), по растворимости в воде и по силе.

По составу кислотного остатка кислоты подразделяются на *бескислородные* (HF, HCl, HBr, HI, H_2S, HCN и т.д.) и *кислородосодержащие* (HNO_3, H_2SO_4, $HClO_4$, H_3PO_4, H_2SiO_3 и т.д.).

По количеству катионов водорода кислоты подразделяются на *одноосновные* (HCl, HNO_3, $HClO_3$), *двухосновные* (H_2S, H_2SO_4, H_2CO_3) и *многоосновные* (H_3PO_4, H_4SiO_3, H_6TeO_6).

У большинства кислот их основность равна числу атомов водорода в молекуле. Но встречаются кислоты, в которых основность меньше числа атомов водорода. Например, в молекуле фосфорной кислоты

H_3PO_4 содержится три атома водорода и её основность равна трём, поскольку при диссоциации из одной молекулы образуются три катиона водорода:

$$H_3PO_4 \leftrightarrows 3H^+ + PO_4^{3-}.$$

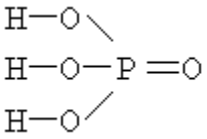
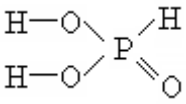
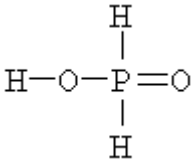
В молекуле фосфористой кислоты H_3PO_3 содержится также три атома водорода, но основность её равна двум, так как при диссоциации образуются не три, а только два катиона водорода:

$$H_3PO_3 \leftrightarrows 2H^+ + HPO_3^{2-}.$$

Третий пример – фосфорноватистая кислота H_3PO_2, которая, несмотря на наличие трёх атомов водорода в её молекуле, является одноосновной. Её диссоциация в воде идёт с образованием только одного катиона водорода по схеме:

$$H_3PO_2 \leftrightarrows H^+ + H_2PO_2^-.$$

Различие основности этих кислот объясняется различным строением их молекул. В молекуле H_3PO_4 атомы водорода по своим химическим связям с другими атомами равноценны – каждый из них соединен с атомом кислорода. В молекулах H_3PO_3 и H_3PO_2 атомы водорода по химическим связям с другими атомами не равноценны: в первой из них два атома соединены с атомами кислорода, а один – с атомом фосфора, а во второй только один атом водорода соединяется с атомом кислорода, а два – с атомом фосфора. Это различие хорошо видно при сравнении структурных формул кислот.

Ортофосфорная H_3PO_4	Фосфоритая H_3PO_3	Фосфорноватистая H_3PO_2
		

В растворе при диссоциации молекул происходит разрыв полярных связей H–O, а практически неполярная связь P–H не разрывается. Поэтому H_3PO_4 – трёхосновная кислота, H_3PO_3 – двухосновная, а H_3PO_2 – одноосновная.

Примечание. Заряд кислотного остатка – аниона, образующегося при диссоциации кислоты, равен основности этой кислоты.

Многие свойства кислот определяются концентрацией катионов водорода в их растворах, которая зависит от полноты диссоциации молекул. Кислоты, диссоциирующие практически нацело, называются

сильными, а кислоты, диссоциирующие обратимо, – *слабыми***.** Наиболее распространённые сильные кислоты – это HCl, HBr, HI, HNO_3, H_2SO_4, $HClO_4$, а наиболее часто встречающиеся слабые кислоты – это HNO_2, H_2SO_3, H_2S, HClO, HCN и органическая уксусная кислота CH_3COOH.

Принято считать, что все кислоты – растворимые в воде соединения. Действительно, растворимых кислот большинство, но встречаются и *малорастворимые* кислоты, например H_2SiO_3, H_2SnO_3, H_3BO_3.

2.4.2. Номенклатура кислот

Названия бескислородных кислот начинаются с названия неметалла с окончанием **-о** и прибавлением слова водородная: HF – фтор**о**водородная, HCl – хлор**о**водородная, HBr – бром**о**водородная, H_2S – сер**о**водородная. Кислота HCN имеет название циан**о**водородная.

Названия кислородосодержащих кислот производятся от русских названий кислотоообразующих элементов с различными суффиксами, которые необходимо строго выдерживать.

Если элемент образует две кислоты, то используются суффиксы **-н** и **-ист**: первый – при максимальной валентности кислотообразующего элемента, а второй, если валентность не максимальная:

$\overset{+6}{H_2SO_4}$ – сер**н**ая кислота, $\overset{+4}{H_2SO_3}$ – серн**ист**ая кислота;

$\overset{+5}{HNO_3}$ – азот**н**ая кислота, $\overset{+3}{HNO_2}$ – азот**ист**ая кислота.

В названиях некоторых кислот суффикс **-н** заменяется суффиксами **-ов** и **-ев**: H_2CrO_4 – хром**ов**ая кислота, H_2SiO_3 – кремни**ев**ая кислота.

Галогены хлор, бром и йод, кроме бескислородных, образуют по четыре кислородосодержащих кислоты при валентности VII, V, III и I. В названиях этих кислот используются, по мере понижения валентности, суффиксы **-н**, **-оват**, **-ист** и **-оватист**: $HClO_4$ – хлор**н**ая, $HClO_3$ – хлорн**оват**ая, $HClO_2$ – хлор**ист**ая, HClO – хлорн**оватист**ая.

Существуют кислоты, образованные одним и тем же элементом в одной и той же степени окисления, но состав их различен. В этом случае к названию кислоты с наименьшим содержанием атомов водорода и кислорода добавляется префикс (приставка) **мета-**, с наибольшим **орто-**, а при промежуточном содержании атомов водорода и кислорода (в расчёте на один атом кислотообразуещего элемента) – **пиро-**: HPO_3 – **мета**фосфорная кислота, H_3PO_4 – **орто**фосфорная кислота, $H_4P_2O_7$ – **пиро**фосфорная кислота.

Напомним (см. п. 1.5), что в систематических международных названиях кислот валентность кислотообразующего элемента указывается:

HIO_4 – тетраоксоиодат (VII) водорода, H_5IO_6 – гексаоксоиодат (VII) водорода, $H_2S_2O_7$ – гептаоксодисульфат (VI) водорода и т.д. Что же касается тривиальных (не систематических) названий кислот, которые обычно используются на практике, то их названия приводятся в приложении 7 данного пособия и в упомянутом выше справочнике.

2.4.3. Свойства кислот

В безводном состоянии кислоты представляют собой жидкие (HNO_3, H_2SO_4, $HClO_4$, H_3PO_4), газообразные (HF, HCl, HBr, HI, H_2S) и твёрдые (H_2SiO_3, H_2SnO_3, H_3BO_3) вещества. Большинство из них хорошо растворяются в воде, растворы имеют кислый вкус, разъедают кожу, изменяют цвет индикаторов.

Сильные кислоты взаимодействуют со щелочами с образованием соли и воды. Эти реакции, как указывалось ранее, называются реакциями *нейтрализации,* т.к. кислая среда кислоты и щелочная среда щёлочи превращаются в нейтральную среду воды. Ионное уравнение реакции нейтрализации одинаково, независимо от вида кислоты и щёлочи:

$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O$$ – молекулярное уравнение,

$$H^+ + OH^- = H_2O$$ – ионное уравнение.

$$H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2H_2O$$ – молекулярное уравнение,

$$H^+ + OH^- = H_2O$$ – ионное уравнение.

Кислоты взаимодействуют и с другими основаниями (как с типичными, так и с амфотерными) с образованием соли и воды:

$$2HCl + Mg(OH)_2 = MgCl_2 + 2H_2O;$$

$$3HNO_3 + Al(OH)_3 = Al(NO_3)_3 + 3H_2O.$$

Кислоты взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами с образованием соли и воды:

$$H_2SO_4 + MgO = MgSO_4 + H_2O;$$

$$2HCl + ZnO = ZnCl_2 + H_2O.$$

Возможно взаимодействие кислот с солями, если при этом образуются малорастворимые или газообразные вещества:

$$HCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + HNO_3;$$

$$H_2SO_4 + Na_2SiO_3 = H_2SiO_3\downarrow + Na_2SO_4;$$

$$2HNO_3 + CaCO_3 = Ca(NO_3)_2 + H_2O + CO_2\uparrow.$$

Кислоты взаимодействуют с металлами (окисляют их); это свойство кислот, вследствие его сложности, следует рассмотреть отдельно.

2.4.4. Взаимодействие кислот с металлами

При взаимодействии *соляной и разбавленной серной кислоты* с металлами окислителем является ион водорода H^+. Поэтому они взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода. При этом образуется соль и выделяется водород:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow; \quad Zn + H_2SO_4(разб) = ZnSO_4 + H_2\uparrow.$$

Металлы переменной валентности, проявляющие переменную степень окисления, соляной и разбавленной серной кислотами окисляются, как правило, до низших степеней окисления, например:

$$Fe + H_2SO_4(разб) = FeSO_4 + H_2\uparrow.$$

Свинец практически не взаимодействует с соляной и разбавленной серной кислотами, так как на его поверхности образуется плотная нерастворимая пленка хлорида или сульфата свинца (II).

В *концентрированной серной кислоте* окислителем являются сульфат-ионы SO_4^{2-}, в которых сера находится в степени окисления +6. Окисляя металл, серная кислота восстанавливается до сероводорода, серы и оксида серы (IV).

При взаимодействии концентрированной серной кислоты с активными металлами образуются соль, вода и преимущественно сероводород:

$$8Na + 5H_2SO_4(конц) = 4Na_2SO_4 + H_2S\uparrow + 4H_2O.$$

Малоактивные металлы восстанавливают концентрированную серную кислоту преимущественно до SO_2, например:

$$Cu + 2H_2SO_4(конц) = CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O,$$

а металлы средней активности – преимущественно до серы:

$$3Zn + 4H_2SO_4(конц) = 3ZnSO_4 + S\downarrow + 4H_2O.$$

Металлы переменной валентности концентрированной H_2SO_4 окисляются, как правило, до высшей степени окисления, например:

$$3Sn + 8H_2SO_4(конц) = 3Sn(SO_4)_2 + 2S\downarrow + 8H_2O.$$

Благородные металлы с концентрированной серной кислотой не взаимодействуют ни при каких условиях. Некоторые металлы (Al, Fe, Cr, Ni, Ti, V и др.) не взаимодействуют с концентрированной серной кислотой при обычных условиях (пассивируются), но взаимодействуют при нагревании.

Большое практическое значение имеет пассивация железа: концентрированную серную кислоту можно хранить в ёмкостях из обычной нелегированной стали.

Свинец с концентрированной серной кислотой взаимодействует с образованием растворимой кислой соли (гидросоли), оксида серы (IV) и воды:

$$Pb + 3H_2SO_4(конц) = Pb(HSO_4)_2 + SO_2\uparrow + 2H_2O.$$

В *азотной кислоте*, независимо от её концентрации, окислителем являются нитрат-ионы NO_3^-, содержащие азот в степени окисления +5. Поэтому при взаимодействии металлов с азотной кислотой водород не выделяется. Азотная кислота окисляет все металлы за исключением самых неактивных (благородных). При этом образуются соль, вода и продукты восстановления азота (+5): NH_4NO_3, N_2, N_2O, NO, HNO_2, NO_2. Свободный аммиак не выделяется, так как он взаимодействует с азотной кислотой, образуя нитрат аммония:

$$NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3.$$

При взаимодействии металлов с *концентрированной азотной кислотой* (30–60 % HNO_3) продуктом восстановления HNO_3 является преимущественно оксид азота (IV), независимо от природы металла, например:

$$Mg + 4HNO_3(конц) = Mg(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O;$$

$$Zn + 4HNO_3(конц) = Zn(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O;$$

$$Hg + 4HNO_3(конц) = Hg(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O.$$

Металлы переменной валентности при взаимодействии с концентрированной азотной кислотой окисляются до высшей степени окисления. При этом те металлы, которые окисляются до степени окисления +4 и выше, образуют кислоты или оксиды. Например:

$$Sn + 4HNO_3(конц) = H_2SnO_3 + 4NO_2\uparrow + H_2O;$$

$$2Sb + 10HNO_3(конц) = Sb_2O_5 + 10NO_2\uparrow + 5H_2O;$$

$$Mo + 6HNO_3(конц) = H_2MoO_4 + 6NO_2\uparrow + 2H_2O.$$

В концентрированной азотной кислоте пассивируются алюминий, хром, железо, никель, кобальт, титан и некоторые другие металлы. После обработки азотной кислотой эти металлы не взаимодействуют и с другими кислотами.

При взаимодействии металлов с *разбавленной азотной кислотой* продукт её восстановления зависит от восстановительных свойств металла: чем активнее металл, тем в большей степени восстанавливается азотная кислота.

Активные металлы восстанавливают разбавленную азотную кислоту максимально, т.е. образуются соль, вода и NH_4NO_3, например:

$$8K + 10HNO_3(разб) = 8KNO_3 + NH_4NO_3 + 3H_2O.$$

При взаимодействии с разбавленной азотной кислотой металлов средней активности образуются соль, вода и азот или N_2O, например:

$$5Mn + 12HNO_{3(разб)} = 5Mn(NO_3)_2 + N_2\uparrow + 6H_2O;$$

$$4Cd + 10HNO_{3(разб)} = 4Cd(NO_3)_2 + N_2O\uparrow + 5H_2O.$$

При взаимодействии разбавленной азотной кислоты с малоактивными металлами образуются соль, вода и оксид азота (II), например:

$$3Cu + 8HNO_{3(разб)} = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O.$$

Но уравнения реакций в данных примерах условны, так как в действительности получается смесь соединений азота, причем, чем выше активность металла и ниже концентрация кислоты, тем ниже степень окисления азота в том продукте, которого образуется больше других.

Царской водкой называется смесь концентрированных азотной и соляной кислот. Она применяется для окисления и перевода в растворимое состояние золота, платины и других благородных металлов. Соляная кислота в царской водке затрачивается на образование комплексного соединения окисленного металла. Уравнения реакций золота и платины с царской водкой записываются так:

$$Au + HNO_3 + 4HCl = H[AuCl_4] + NO\uparrow + 2H_2O;$$

$$3Pt + 4HNO_3 + 18HCl = 3H_2[PtCl_6] + 4NO\uparrow + 8H_2O.$$

В некоторых учебных пособиях встречается другое объяснение взаимодействия благородных металлов с царской водкой. Считают, что в этой смеси между HNO_3 и HCl происходит катализируемая благородными металлами реакция, в которой азотная кислота окисляет соляную по уравнению:

$$HNO_3 + 3HCl = NOCl + 2H_2O.$$

Хлорид нитрозила NOCl непрочен и разлагается по уравнению:

$$NOCl = NO + Cl\ – \text{атомарный хлор}.$$

Окислителем металла является атомарный (т.е. очень активный) хлор в момент выделения. Поэтому продуктами взаимодействия царской водки с металлами являются соль (хлорид), вода и оксид азота (II):

$$Au + HNO_3 + 3HCl = AuCl_3 + NO\uparrow + 2H_2O;$$

$$3Pt + 4HNO_3 + 12HCl = 3PtCl_4 + 4NO\uparrow + 8H_2O,$$

а комплексные соединения образуются при последующих реакциях как вторичные продукты:

$$HCl + AuCl_3 = H[AuCl_4]; \qquad 2HCl + PtCl_4 = H_2[PtCl_6].$$

2.4.5. Получение кислот

Бескислородные кислоты получают из простых веществ или из солей этих кислот. Например, хлороводородную (соляную) кислоту в настоящее время кислоту получают при реакции водорода с хлором

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl,$$

а раньше ее получали из поваренной соли (отсюда тривиальное название: соляная кислота):

$$2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl.$$

Среди кислородосодержащих кислот особое значение имеют серная, азотная, и ортофосфорные кислоты, которые в химической промышленности получают в больших количествах.

Сырьём для получения серной кислоты является природное соединение (минерал) *пирит*, формула которого FeS_2. В начале его сжигают, получая оксид серы (IV):

$$4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2.$$

На следующей стадии технологического процесса оксид серы (IV) окисляется до SO_3:

$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{катализатор} 2SO_3,$$

из которого на последней стадии процесса получают серную кислоту:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4.$$

Примечание. На последней стадии технологического процесса серный ангидрид поглощают не водой, а серной кислотой, получая *олеум*, при растворении его в воде получают серную кислоту требуемой концентрации.

В производстве азотной кислоты сначала получают аммиак

$$3H_2 + N_2 \xrightarrow{катализатор} 2NH_3,$$

который затем окисляется до оксида азота (II):

$$4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{катализатор} 4NO + 6H_2O.$$

Оксид азота (II) самопроизвольно окисляется до оксида азота (IV):

$$2NO + O_2 = 2NO_2,$$

из которого получают азотную кислоту:

$$2NO + O_2 + H_2O = 4HNO_3.$$

Ортофосфорную кислоту, которая используется в производстве фосфорных удобрений, получают из природного соединения, ортофосфата кальция(фосфорита):

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 3CaSO_4 + 2H_3PO_4.$$

2.5. Соли

2.5.1. Состав и классификация солей

Солями *называются соединения, состоящие из катионов металлов (или аммония) и анионов – кислотных остатков*: KCl, Na_2SO_4, K_3PO_4, NH_4Cl, $(NH_4)_2SO_4$ и т.д.

Соли можно рассматривать как продукты взаимодействия кислот с основаниями (хотя способ получения может быть другим – см. п. 4.4), при этом могут получаться нормальные, кислые и осно́вные соли.

Нормальные соли образуются в том случае, когда количеств кислоты и основания достаточно для полного взаимодействия, например:

$$H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + H_2O;$$

$$H_3PO_4 + 3KOH = K_3PO_4 + H_2O.$$

Кислые соли образуются при недостатке основания, когда катионов металла в составе основания недостаточно для замещения всех катионов водорода в молекуле кислоты, например:

$$H_2SO_4 + NaOH = NaHSO_4 + H_2O;$$

$$H_3PO_4 + KOH = KH_2PO_4 + H_2O;$$

$$H_3PO_4 + 2KOH = K_2HPO_4 + 2H_2O.$$

В кислых солях в составе кислотных остатков содержится водород. Кислые соли возможны для многоосновных кислот и невозможны для одноосновных.

Осно́вные соли образуются при избытке основания, когда анионов кислотных остатков недостаточно для полного замещения всех гидроксогрупп в основании, например:

$$Al(OH)_3 + HCl = Al(OH)_2Cl + H_2O;$$

$$Al(OH)_3 + 2HCl = AlOHCl_2 + H_2O.$$

Таким образом, в осно́вных солях содержатся гидроксогруппы. Осно́вные соли возможны для металлов с валентностью II и выше и невозможны для одновалентных металлов.

Некоторые осно́вные соли самопроизвольно разлагаются с выделением воды; при этом образуются *оксосоли,* например:

$$Sb(OH)_2Cl = Sb\ OCl + H_2O;$$

$$Bi(OH)_2NO_3 = BiO\ NO_3 + H_2O.$$

Оксосоли обладают всеми свойствами осно́вных солей.

Многие соли в твёрдом состоянии являются *кристалогидратами,* т.е. содержат в своём составе химически связанную воду, например: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, $FeSO_4 \cdot 7H_2O$, $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ и т.д.

Таким образом, по составу (и химическим свойствам, которые зависят от состава) соли подразделяются на пять типов: нормальные, кислые, основные, оксосоли и кристаллогидраты.

Существует также классификация солей по растворимости в воде и по типу гидролиза. Они рассматриваются в 4-й главе данного пособия.

2.5.2. Номенклатура солей

Названия солей связанны с названиями соответствующих кислот: соли хлороводородной кислоты называются хлоридами, серной – сульфатами, азотной – нитратами, азотистой – нитритами и т.д. Таким образом, если в названии кислот используются русские названия химических элементов, то в названиях солей – соответствующие латинские названия этих элементов. В приложении 7 и в справочнике приведены названия нормальных солей наиболее распространённых кислот.

Названия кислых солей имеют приставку гидро- (один атом водорода) или **дигидро-** (два атома водорода) к названию аниона: K_2HPO_4 – гидрофосфат калия, KH_2PO_4 – дигидрофосфат калия, $NaHCO_3$ – гидрокарбонат натрия и т.д.

Названия основных солей имеют приставку **гидроксо-** или **дигидроксо-** к названию катиона металла: $AlOH(NO_3)_2$ – нитрат гидроксоалюминия; $Cr(OH)_2Cl$ – хлорид дигроксохрома (III) и т.д.

Названия оксосолей имеют приставку **оксо-** или **диоксо-** к названию катиона металла: $BiOCl$ – хлорид оксовисмута (III), $TiOBr_2$ – бромид оксотитана (IV), $UO_2(NO_3)_2$ – нитрат диоксоурана (VI).

Названия кристаллогидратов начинаются с указания количества (греческими названиями чисел) воды: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ – пентагидрат сульфата меди (II), $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ – декагидрат карбоната натрия и т.д.

2.5.3. Свойства солей

Соли – твёрдые кристаллические вещества с ионными химическими связями между катионами и анионами. Химические свойства солей обусловлены их взаимодействием с металлами, кислотами, щелочами и солями.

Соли взаимодействуют с металлами: более активные металлы вытесняют менее активные из растворов их солей:

$$Mg + FeCl_2 = MgCl_2 + Fe\downarrow;$$

$$Ni + CuSO_4 = NiSO_4 + Cu\downarrow.$$

Соли взаимодействуют с кислотами:

$$AgNO_3 + HCl = AgCl\downarrow + HNO_3;$$

$$Na_2S + 2HCl = NaCl + H_2S\uparrow.$$

Соли взаимодействуют со щелочами:

$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4.$$

Соли взаимодействуют между собой:

$$CaCl_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NaCl;$$

$$Pb(NO_3)_2 + Na_2SO_4 = PbSO_4\downarrow + 2NaNO_3.$$

Все эти реакции протекают в растворах потому, что один из образующихся продуктов нерастворим, улетучивается в виде газа или представляет собой слабый электролит.

Многие соли разлагаются при нагревании с образованием двух оксидов – основного и кислотного:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2,$$

а соли аммония с образованием аммиака и хлороводорода:

$$NH_4Cl = NH_3 + HCl.$$

Важнейшим химическим свойством солей является их гидролиз. Он рассматривается в главе 4.

2.5.4. Получение солей

Способы получения солей многочисленны и уже встречались при описании свойств оксидов, оснований и кислот. Тем не менее, перечислим их снова с примерами.

Соли образуются при взаимодействии.

1. Металлов с неметаллами:

$$2Na + Cl_2 = 2NaCl; \quad Zn + S = ZnS.$$

2. Основных оксидов с кислотами:

$$CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O.$$

3. Кислотных оксидов со щелочами:

$$CO_2 + Ba(OH)_2 = BaCO_3\downarrow + H_2O.$$

4. Амфотерных оксидов с кислотами:

$$SnO + 2HCl = SnCl_2 + H_2O.$$

5. Амфотерных оксидов со щелочами:

$$SnO + 2KOH = K_2SnO_2 + H_2O.$$

6. Основных оксидов с кислотными:

$$BaO + CO_2 = BaCO_3.$$

7. Амфотерных оксидов с кислотными оксидами:

$$ZnO + SO_3 = ZnSO_4.$$

8. Амфотерных оксидов с основными оксидами:

$$ZnO + Na_2O = Na_2ZnO_2.$$

9. Кислот со щелочами (реакция нейтрализации):

$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O.$$

10. Оснований с кислотами:

$$2Bi(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Bi_2(SO_4)_3 + 6H_2O.$$

11. Амфотерных оснований со щелочами:

$$Cr(OH)_3 + 3KOH = K_3CrO_3 + 3H_2O.$$

12. Металлов с кислотами:

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow.$$

13. Металлов с солями:

$$Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu\downarrow.$$

14. Щелочей с солями:

$$2NaOH + FeCl_2 = Fe(OH)_2\downarrow + 2NaCl.$$

15. Кислот с солями:

$$2HCl + K_2SiO_3 = H_2SiO_3\downarrow + 2KCl.$$

16. Солей с солями:

$$AgNO_3 + KBr = AgBr\downarrow + KNO_3.$$

Все способы получения солей можно сгруппировать в 5 групп.

1. Взаимодействие металлов с неметаллами, с кислотами и солями (1, 12, 13).

2. Взаимодействие основных оксидов с кислотами, кислотных – со щелочами и основных оксидов и кислотных оксидов между собой (2, 3, 6).

3. Взаимодействие амфотерных оксидов с кислотами и кислотными оксидами, со щелочами и основными оксидами (4, 5, 7, 8).

4. Взаимодействие всех оснований с кислотами и амфотерных – со щелочами (9, 10, 11).

5. Взаимодействие солей со щелочами и кислотами и между собой (14, 15, 16).

2.6. Взаимосвязь между классами веществ

Между классами веществ существует возможность их взаимного превращения: из простых веществ получают оксиды, из оксидов – основания или кислоты, из кислот – соли. Возможен и обратный переход от солей к основаниям или кислотам, от оснований или кислот к оксидам, а от оксидов к простым веществам.

Пример 2.1. Напишите уравнения реакций для осуществления цепочки превращений:

$$Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaSO_4$$

Решение.

1. $2Ca + O_2 = 2CaO$.
2. $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$.
3. $Ca(OH)_2 + H_2SO_4 = CaSO_4\downarrow + H_2O$.

Пример 2.2. Напишите уравнения реакций для осуществления цепочки превращений:

$$P \rightarrow P_4O_{10} \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow KH_2PO_4 \rightarrow K_2HPO_4 \rightarrow K_3PO_4$$

Решение.

1. $P_4 + 5O_2 = P_4O_{10}$.
2. $P_4O_{10} + 6H_2O = 4H_3PO_4$.
3. $H_3PO_4 + KOH = KH_2PO_4$.
4. $KH_2PO_4 + KOH = K_2HPO_4$.
5. $K_2HPO_4 + KOH = K_3PO_4$.

Пример 2.3. Напишите уравнения реакций для осуществления цепочки превращений:

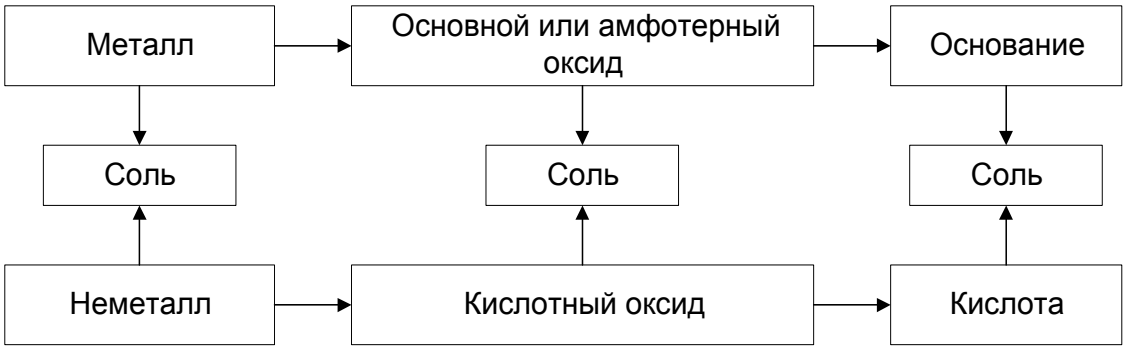
$$CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu$$

Решение.

1. $CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$.
2. $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$.
3. $CuO + H_2 = Cu + H_2O$.

Подобная связь классами соединений, позволяющая получать вещество одного класса из вещества другого класса, называется *генетической*. Но необходимо иметь в виду, что не всегда одно вещество из другого можно получить напрямую. Например, гидроксид меди $Cu(OH)_2$ нельзя получить взаимодействием оксида меди (II) с водой. Тогда применяют косвенный путь: на оксид меди (II) действуют кислотой и получают соль, а из соли действием щелочи получают гидроксид меди (II).

Генетическую связь между основными классами неорганических соединений можно показать схематически:



2.7. Современный подход к классификации оснований и кислот

Химия, как и вся наука, быстро развивается. По мере её развития пересматриваются многие понятия. Пересматриваются взгляды и на классификацию неорганических соединений.

В настоящее время основания и кислоты рассматриваются как соединения одного класса – гидроксиды, т.е. продукты присоединения воды к оксидам (дословно: водные оксиды). Все гидроксиды имеют в своём составе один или несколько атомов кислорода, которые одновременно связаны с атомами водорода и элемента. Общая формула простейших гидроксидов ЭОН.

Деление гидроксидов на основания и кислоты определяется их диссоциацией при растворении в воде. Характер диссоциации зависит от сравнительной прочности и полярности связей Э–О и О–Н и может протекать по двум типам:

1) $ЭОН = Э^+ + OH^-$ - по типу оснований,

2) $ЭОН = H^+ + ЭO^-$ - по типу кислот.

Гидроксиды, в которых связь Э–О сильно полярна и имеет небольшую прочность, диссоциируют по первому типу – это типичные основания. Гидроксиды, в которых связь Э–О обладает небольшой полярностью, но большей, чем связь О–Н, прочностью, диссоциируют как кислоты. Но у многих гидроксидов обе связи мало отличаются по степени полярности и по прочности, поэтому они диссоциируют одновременно по обоим типам – это амфотерные основания или амфолиты.

Тип диссоциации гидроксида зависит от валентности (степени окисления) элемента. С увеличением валентности связь Э–О упрочняется, а связь О–Н ослабевает. Поэтому кислотные свойства гидроксидов усиливаются в периодах периодической системы:

$NaOH$	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$	$Si(OH)_4$	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$
основания		амфолиты		кислоты,		

ослабевают в группах:

H_3BO_3 $Al(OH)_3$ $Ga(OH)_3$ $In(OH)_3$ $Tl(OH)_3$
кислота а м ф о л и т ы основание,

а у гидроксидов одного элемента усиливаются при увеличении его валентности:

$Mn(OH)_2$ $Mn(OH)_3$ $Mn(OH)_4$ H_2MnO_4 $HMnO_4$
о с н о в а н и я амфолит к и с л о т ы.

2.8. Тривиальные названия неорганических соединений

На практике, в технической и учебной литературе применяются исторически сложившиеся названия (тривиальные), к которым все привыкли, и от которых пока нет смысла отказываться, например: углекислый газ (CO_2), бертолетова соль ($KClO_3$), поваренная соль (NaCl) и т.д. В приложении 8 приведены наиболее часто встречающиеся тривиальные названия наиболее распространённых неорганических веществ, в приложении 9 – названия минералов, а в приложении 10 – тривиальные названия смесей, часто используемых в химической практике.

2.9. Тест для самоконтроля

(ответы можно сверить с приложением 2)

Из приведённых после каждого вопроса ответов необходимо найти только один правильный ответ. Составленную таблицу ответов можно сверить с ответами в приложении 2.

1. Какое название соответствует соли $(CuOH)_2CO_3$?

1. Гидрокарбонат меди (II)
2. Карбонат гидроксомеди (II)
3. Карбонат дигидроксомеди (II)
4. Дигидрокарбонат меди (II)

2. Какое вещество имеет название гидрофосфат кальция?

1. $Ca_3(PO_4)_2$ 2. $Ca(H_2PO_4)_2$ 3. $(CaOH)_3PO_4$ 4. $CaHPO_4$

3. Какая из кислот может образовывать кислые соли?

1. HCl 2. HNO_3 3. H_2S 4. $HClO_4$

4. Какие основания могут образовывать основные соли?

1. NaOH 2. KOH 3. $Ca(OH)_2$ 4. $Cu(OH)_2$

5. В каком списке содержатся только кислотные оксиды?

1. K_2O, MnO_2, SO_2 2. P_2O_5, SO_3, CO_2 3. CO_2, BaO, SiO_2

6. Какое основание обладает амфотерными свойствами?

1. $La(OH)_3$ 2. $Mg(OH)_2$ 3. $Al(OH)_3$ 4. $LiOH$

7. Какое основание относится к щелочам?

1. $Al(OH)_3$ 2. $Mg(OH)_2$ 3. $Zn(OH)_2$ 4. $Ca(OH)_2$

8. С каким веществом будет взаимодействовать гидроксид натрия?

1. CaO 2. Na_2O 3. CO_2 4. $CaCO_3$

9. Какое взаимодействие является реакцией нейтрализации?

1. $BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ 2. $Na + H_2SO_4 \rightarrow$
3. $NaOH + CO_2 \rightarrow$ 4. $KOH + H_2SO_4 \rightarrow$

10. В какой паре вещества могут химически взаимодействовать между собой?

1. SO_3 и HNO_3 2. CO_2 и NO_2 3. CaO и P_2O_5 4.CaO и BaO

2.10. Упражнения для самостоятельной работы

(выполненные решения можно сверить с приложением 2)

Для закрепления знаний по данной теме рекомендуется самостоятельно выполнить пять упражнений.

1. Распределите по классам и группам и напишите названия соединений: $CaSO_4$, MgO, $CaCl_2$, Na_2HPO_4, H_2SO_3, H_2S, $Pb(OH)_2$, N_2O_5, $Mg(OH)Cl$, $Fe(OH)_3$, $KHCO_3$.

2. Какие из 10 оксидов непосредственно взаимодействуют с водой: BaO, SO_3, CaO, SiO_2, P_2O_5, Fe_2O_3, Al_2O_3, Na_2O, NO_2, ZnO? Напишите уравнения реакций.

3. Напишите уравнения реакций для цепочки превращений:

$$K \rightarrow K_2O_2 \rightarrow K_2O \rightarrow KOH \rightarrow KHSO_4 \rightarrow K_2SO_4 \rightarrow BaSO_4.$$

4. Напишите уравнения реакций для цепочки превращений:
железо $\rightarrow$ нитрат железа (III) $\rightarrow$ гидроксид железа (III) $\rightarrow$ оксид железа (III) $\rightarrow$ железо $\rightarrow$ сульфат железа (II) $\rightarrow$ гидроксид железа (II) $\rightarrow$ гидроксид железа(III) $\rightarrow$ феррит калия.

5. Концентрированная серная кислота, гидроксид натрия, гидроксид калия и фосфорный ангидрид применяются для осушки газов. Какие из них можно, а какие нельзя использовать для осушки углекислого газа? Приведите обоснование ответа.

Глава 3
ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Периодическая система – это естественная систематизация и классификация химических элементов, разработанная выдающимся русским химиком Д.И. Менделеевым на основе открытого им периодического закона. Периодическая система является графическим отображением периодического закона, его наглядным выражением.

Периодический закон был открыт Д.И. Менделеевым (1869) в результате анализа и сопоставления химических и физических свойств 63-х известных в то время элементов. Его первоначальная формулировка: *свойства элементов и образованных ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от атомной массы элементов.*

Разрабатывая свою систему, Д.И. Менделеев уточнил или исправил валентность и атомные массы некоторых известных, но плохо изученных элементов, предсказал существование девяти еще не открытых элементов, а для трёх из них (галлий, германий, скандий) описал ожидаемые свойства. С открытием этих элементов (1875–1886 г.г.) периодический закон и периодическая система получили всеобщее признание и легли в основу всего последующего развития химии.

На протяжении почти 50 лет после открытия периодического закона и создания периодической системы сама причина периодичности свойств элементов была неизвестна. Было неясно, почему элементы одной группы имеют одинаковую валентность и образуют соединения с кислородом и водородом одинакового состава, почему число элементов в периодах не одинаковое, почему в некоторых местах периодической системы расположение элементов не соответствует возрастанию атомной массы (Ar – K, Co – Ni, Te – I).

Ответы на все эти вопросы были получены при изучении строения атомов. В 1914 г. были определены заряды атомных ядер (Г. Мозли) и было установлено, что *свойства элементов находятся в периодической зависимости* не от атомной массы элементов, а от *положительного заряда ядер их атомов.* Но после изменения формулировки периодического закона форма периодической системы принципиально не изменилась, так как атомные массы элементов увеличиваются в той же последовательности, что и заряды их атомов.

В этом пособии мы не рассматриваем строение атомов (оно изучается по программе университетского курса химии), поэтому закономерности изменения свойств атомов, элементов и соединений приводятся без теоретического обоснования.

3.1. Основные формы периодической системы

Существует около 500 вариантов периодической системы, но наиболее распространены две: 18-клеточная и 8-клеточная

В 18-клеточной периодической системе элементы размещены согласно строению электронных оболочек их атомов, но часть элементов вынесена из таблицы и приведены внизу в виде приложения, а их место в системе обозначено звездочками. Эта форма периодической системы приведена в приложении 4 и в рекомендуемом справочнике (стр. 5). Она рекомендуется для повсеместного использования.

В 8-клеточной форме большие периоды (4-й, 5-й, 6-й и 7-й), содержащие по 18 элементов, разделены в соотношении 10 **:** 8, и вторая часть размещена под первой. Таким образом, большие периоды состоят из двух рядов (строк) каждый. В этом варианте в периодической системе имеется восемь групп, и каждая из них состоит из главной и побочной подгруппы. Главные подгруппы содержат по 5-6 элементов, а побочные – по 3–4 элемента, кроме восьмой группы, в которой побочная подгруппа состоит из девяти элементов – трех «триад». Эта форма периодической системы приведена в приложении 5 и в справочнике на стр. 4. Она компактна и потому более удобна для пользования, но в ней нет того однозначного соответствия между формой и электронным строением атомов, которое присуще 18-клеточной форме.

3.2. Периодические свойства химических элементов

С периодическим законом лучше всего согласуются свойства и характеристики атомов: атомные и ионные радиусы, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность и валентность элементов. Но с периодическим законом согласуются также многие свойства простых веществ и химических соединений.

3.2.1. Атомные и ионные радиусы элементов

Радиусы атомов и ионов в периодах уменьшаются, т.к. электронная оболочка атома или иона каждого последующего элемента в периоде по сравнению с предшествующим уплотняется из-за увеличения заряда ядра и увеличения притяжения электронов к ядру.

Радиусы в группах увеличиваются, т.к. атом (ион) каждого элемента отличается от вышестоящего появлением нового электронного слоя.

Изменение атомных радиусов показано на рис. 3.1, из которого видно, что зависимость имеет характерный для периодического закона «пилообразный» вид. Но в периодах уменьшение размеров атомов и ионов происходит не монотонно, что объясняется особенностями строения

электронных оболочек некоторых атомов, которые изучаются в университетском курсе химии.

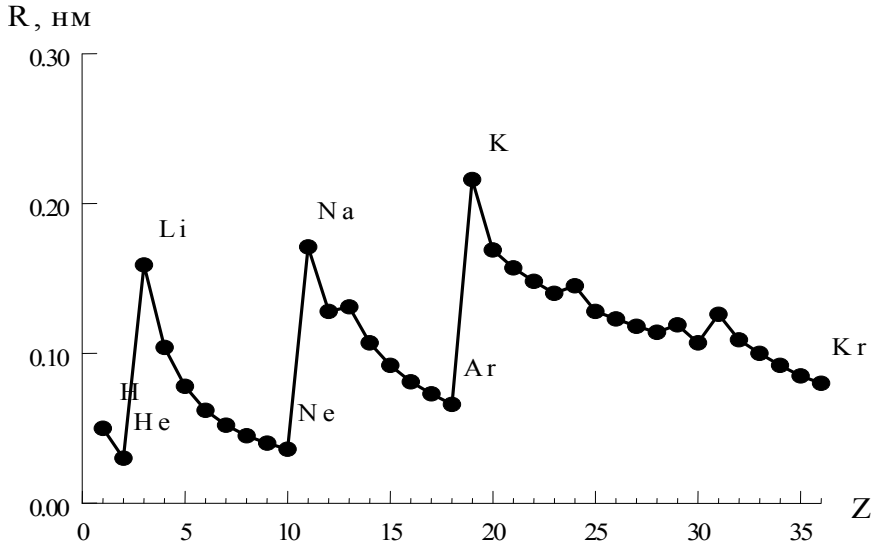


Рис. 3.1. Зависимость радиуса от атомного номера элементов первого-четвёртого периодов

Простые положительно заряженные ионы (катионы) возникают при отрыве электронов от атомов, а простые отрицательно заряженные (анионы) – при их присоединении. В табл. 3.1 приведены радиусы атомов и ионов щелочных элементов и галогенов.

Таблица 3.1

Радиусы атомов и ионов щелочных элементов и галогенов

Атом	r, нм	Катион	r, нм	Атом	r, нм	Катион	r, нм
Li	0,157	Li^+	0,019	F	0,039	F^-	0,040
Na	0,180	Na^+	0,028	Cl	0,073	Cl^-	0,074
K	0,216	K^+	0,059	Br	0,087	Br^-	0,089
Rb	0,229	Rb^+	0,073	I	0,107	I^-	0,109

Из табл. следует, что превращение атомов в катионы сопровождается резким уменьшением радиуса, тогда как превращение в анионы почти не изменяет орбитального радиуса. Объясняется это тем, что образование анионов не связано с образованием новых электронных слоев и оболочек, а образование катионов сопровождается, как правило, исчезновением всего внешнего энергетического уровня.

3.2.2. Энергия и потенциал ионизации атомов

Энергия, затрачиваемая на отрыв электрона от атома и превращение атома в положительно заряженный ион, называется *энергией ионизации* ($E_{ион}$). Экспериментально ионизацию атомов проводят в электрическом поле, измеряя разность потенциалов, при которой происходит ионизация. Эта разность потенциалов называется *ионизационным потенциалом* (J). Единицей измерения ионизационного потенциала является эВ/атом, а энергии ионизации – кДж/моль; переход от одной величины к другой осуществляется по соотношению: $E_{ион} = 96{,}5 \cdot J$.

Отрыв от атома первого электрона характеризуется первым ионизационным потенциалом (J_1), второго – вторым (J_2) и т.д. Последовательные потенциалы ионизации возрастают (табл. 3.2), т.к. каждый следующий электрон необходимо отрывать от иона с возрастающим на единицу положительным зарядом. Из табл. 3.2 видно, что у лития резкое увеличение ионизационного потенциала наблюдается для J_2, у бериллия – для J_3 , у бора – для J_4 и т.д. Резкое увеличение J происходит тогда, когда заканчивается отрыв внешних электронов и следующий электрон находится на предвнешнем энергетическом уровне.

Таблица 3.2

Потенциалы ионизации атомов (эВ/атом) элементов второго периода

Элемент	J_1	J_2	J_3	J_4	J_5	J_6	J_7	J_8
Литий	5,39	75,6	122,4	–	–	–	–	–
Бериллий	9,32	18,2	158,3	217,7	–	–	–	–
Бор	8,30	25,1	37,9	259,3	340,1	–	–	–
Углерод	11,26	24,4	47,9	64,5	392,0	489,8	–	–
Азот	14,53	29,6	47,5	77,4	97,9	551,9	666,8	–
Кислород	13,60	35,1	54,9	77,4	113,9	138,1	739,1	871,1
Фтор	17,40	35,0	62,7	87,2	114,2	157,1	185,1	953,6
Неон	21,60	41,1	63,0	97,0	126,3	157,9		

Ионизационный потенциал – физическая характеристика, но является показателем металлических свойств элемента: чем он меньше, тем легче отрывается электрон от атома и тем сильнее выражены металлические (восстановительные) свойства элемента. Для элементов, с которых начинаются периоды (литий, натрий, калий и др.), первый иониза-

ционный потенциал равен 4–5 эВ/атом, и эти элементы являются типичными металлами – сильными восстановителями. У других металлов значения J_1 больше, но не выше 10 эВ/атом. У неметаллов ионизационные потенциалы обычно больше 10 эВ/атом: у азота 14,53 эВ/атом, кислорода 13,60 эВ/атом и т.д.

Первые ионизационные потенциалы в периодах увеличиваются, а в группах уменьшаются (рис. 3.2), что свидетельствует об усилении неметаллических свойств в периодах и металлических – в группах. Поэтому неметаллы находятся в правой верхней части, а металлы – в левой нижней части Периодической системы. Граница между металлами и неметаллами проходит во втором периоде между бериллием и бором, в третьем – между алюминием и кремнием и т.д. (приложение 10).

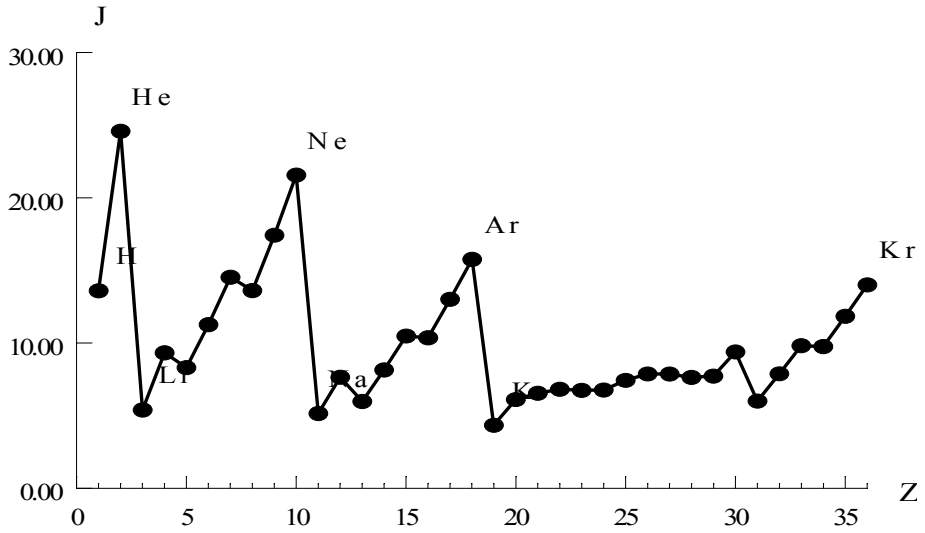


Рис. 3.2. Зависимость ионизационного потенциала от атомного номера элементов первого-четвёртого периодов

Пример 3.1. Ионизационный потенциал натрия равен 5,14 эВ/атом, а углерода 11,26 эВ/атом. Чему равна их энергия ионизации?

Решение. 1. $E_{ион}(Na) = 5{,}14 \cdot 96{,}5 = 496{,}0$ кДж/моль.

2. $E_{ион}(C) = 11{,}26 \cdot 96{,}5 = 1086{,}6$ кДж/моль.

3.2.3. Сродство к электрону

(этот вопрос можно не изучать)

Сродство к электрону – это энергия, выделяющаяся при захвате электрона атомом, или энергия, затрачиваемая на присоединение электрона к атому. Эта характеристика обозначается символом F. Методика определения сродства к электрону пока не совершенна, поэтому данные об этой величине противоречивы. Наиболее достоверные значения сродства к электрону для элементов трех первых периодов приведены в табл. 3.3.

Таблица 3.3

Сродство к электрону
элементов первого, второго и третьего периодов

Элемент	Сродство к электрону		Элемент	Сродство к электрону		Элемент	Сродство к электрону	
	эВ/атом	кДж/моль		эВ/атом	кДж/моль		эВ/атом	кДж/моль
H	0,75	72,4	Li	0,59	59,8	Na	0,34	32,8
He	–0,22	–21,2	Be	–0,19	–18,3	Mg	–0,32	–30,9
			B	0,33	31,8	Al	0,46	44,4
			C	1,24	119,7	Si	1,24	119,6
			N	0,05	4,8	P	0,77	74,3
			O	1,47	141,8	S	2,08	200,7
			F	3,50	337,8	Cl	3,61	348,3
			Ne	–0,30	–28,9	Ar	–0,36	–34,7

Из табл. 3.3 видно, что отрицательные значения сродства к электрону имеют благородные газы (He, Ne, Ar) а также бериллий и магний, поэтому отрицательно заряженные ионы этих атомов неустойчивы. Присоединение электрона к атомам других элементов сопровождается выделением энергии. Это свидетельствует о том, что имеющиеся у нейтральных атомов электроны не компенсируют полностью сил притяжения противоположно заряженного ядра и что анионы H^-, F^-, Cl^-, O^- устойчивы. Но присоединение двух и более электронов никаким атомом невозможно и, следовательно, ионы O^{2-}, S^{2-}, N^{3-} и т.п. не существуют.

3.2.4. Электроотрицательность

Электроотрицательностью называется свойство химического элемента притягивать к своему атому электроны от атомов других элементов, с которыми данный элемент образует химическую связь в соединениях.

При образовании химической связи между атомами разных элементов общее электронное облако смещается к более электроотрицательному атому, из-за чего связь становится коваленто-полярной, а при большой разности электроотрицательностей – ионной.

Электроотрицательность учитывается при написании химических формул: в бинарных соединениях первым записывается символ менее электроотрицательного, а вторым – более электроотрицательного элемента. Знак степени окисления элемента в соединении (но не численное

значение!) также определяется электроотрицательностью: для менее электроотрицательных элементов он положительный, а для более электроотрицательных – отрицательный.

Электроотрицательность определяли многие ученые. Полинг выразил электроотрицательность в условных относительных единицах; по такому же пути пошли Олред и Рохов, которые предлагают более точные, чем Полинг, значения электроотрицательности. Их данные приведены в табл. 3.4 и на рис 3.3.

Таблица 3.4

Относительная электроотрицательность (ЭО) элементов второго и третьего периодов

Элемент	ЭО		Элемент	ЭО	
	по Полингу	по Олреду и Рохову		по Полингу	по Олреду и Рохову
Li	1,0	0,97	Na	0,9	1,01
Be	1,5	1,17	Mg	1,2	1,23
B	2,0	2,07	Al	1,5	1,47
C	2,5	2,50	Si	1,8	1,74
N	3,0	3,07	P	2,1	2,06
O	3,5	3,50	S	2,5	2,44
F	4,0	4,10	Cl	3,0	2,83

Примечание. Электроотрицательность водорода равна 2,1 по Полингу и 2,20 по Олреду-Рохову

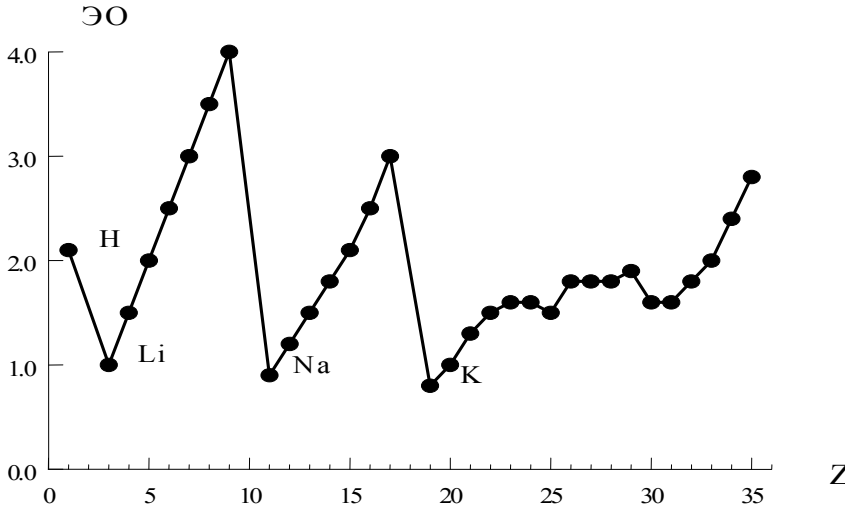


Рис 3.3. Зависимость электроотрицательности от атомного номера элементов первого-третьего периодов

Из табл. 3.4 видно, что наибольшие значения электроотрицательности имеют неметаллы (фтор, хлор, кислород, азот), а наименьшие – щелочные металлы (литий, натрий). В таблице отсутствуют данные об электроотрицательности последних элементов периодов – гелия, неона и аргона, т.к. эти элементы не образуют соединений.

Электроотрицательность является периодическим свойством: в периодах она увеличивается, а в группах уменьшается (рис. 3.3).

Пример 3.2. Исходя из электроотрицательности элементов, установите правильное написание формул водородных соединений р-элементов пятой группы.

Решение. Электроотрицательность водорода и р-элементов пятой группы по Полингу равна: водород – 2,1, азот – 3,0, фосфор – 2,1, мышьяк – 2,0, сурьма – 1,9, висмут – 1,9. В формулах бинарных соединений символ менее электроотрицательного элемента записывается первым, а более электроотрицательного – вторым. Следовательно, правильная запись формулы аммиака H_3N, но химики пользуются исторически сложившейся формулой NH_3. У соединений мышьяка, сурьмы и висмута с водородом формулы очевидны: AsH_3, SbH_3, BiH_3. Фосфор имеет такую же электроотрицательность, что и водород, поэтому формулу соединения этих элементов можно записывать как PH_3, так и H_3P; обычно пользуются первой записью.

3.2.5. Валентность

Для стехиометрических расчетов, а также для составления химических формул и уравнений необходимо знание количественных соотношений атомов различных элементов, в которых они соединяются или взаимодействуют. Такая информация передаётся стехиометрической валентностью. Напоминаем, что ***стехиометрическая валентность*** *элемента показывает, со сколькими атомами одновалентного элемента соединяется атом данного элемента.* Примером одновалентного элемента является водород, поэтому стехиометрическая валентность указывает на то, со сколькими атомами водорода соединяется атом рассматриваемого элемента. Так, в HCl хлор одновалентен, в H_2O кислород двухвалентен, в NH_3 азот трехвалентен и т.д.

Водородные соединения известны не для всех элементов, но почти все элементы образуют соединения с кислородом, который всегда стехиометрически двухвалентен. Поэтому валентность элементов можно определять по составу их кислородных соединений. Например, калий одновалентен (K_2O), барий двухвалентен (BaO), алюминий трехвалентен (Al_2O_3).

Многие элементы проявляют несколько стехиометрических валентностей, т.е. они могут образовывать с другим элементом несколько соединений разного стехиометрического состава. Например, азот в соединениях с кислородом может быть одновалентным (N_2O), двухва-

лентным (NO), трехвалентным (N_2O_3), четырехвалентным (NO_2) и пятивалентным (N_2O_5).

Понятие о стехиометрической валентности было введено в химию задолго до того, как стало известно строение атомов (Франкланд, 1853). При изучении строения атомов было установлено, что максимальная стехиометрическая валентность большинства элементов равна числу электронов в их атомах на внешнем энергетическом уровне.

Для всех элементов главных подгрупп число внешних электронов у их атомов равно номеру группы. Внешние электроны одновременно являются валентными электронами, поэтому высшая стехиометрическая валентность элементов главных подгрупп равна номеру группы. Исключением из этого правила является кислород, который всегда двухвалентен, хотя находится в шестой группе, и фтор, который находится в седьмой группе, но всегда одновалентен. В табл. 3.5 приведены значения максимальной стехиометрической валентности элементов трех первых периодов.

Таблица 3.5

Максимальная стехиометрическая валентность элементов первого, второго и третьего периодов

Элемент	Валентность	Элемент	Валентность	Элемент	Валентность
H	1 (I)	Li	1 (I)	Na	1 (I)
		Be	2 (II)	Mg	2 (II)
		B	3 (III)	Al	3 (III)
		C	4 (IV)	Si	4 (IV)
		N	5 (V)	P	5 (V)
		O	2 (II)	S	6 (VI)
		F	1 (I)	Cl	7 (VII)

Максимальная стехиометрическая валентность химических элементов главных подгрупп является периодическим свойством (рис. 3.4): в периодах она увеличивается, а в группах постоянна и равна номеру группы (кроме кислорода и фтора). Для элементов побочных подгрупп эта характеристика также является периодическим свойством, но зависимость их стехиометрической валентности от положения в периодической системе является более сложной.

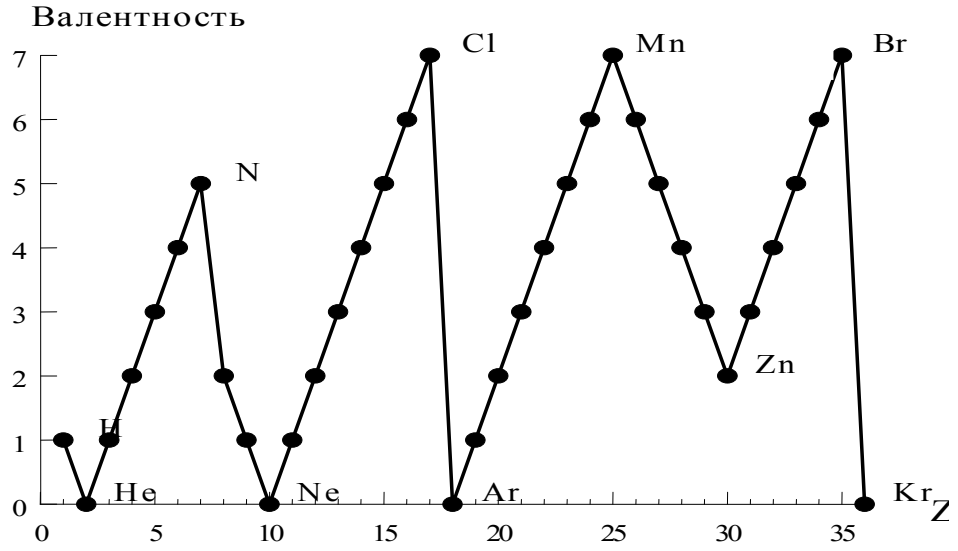


Рис 3.4. Зависимость стехиометрической валентности от атомного номера элементв первого-четвёртого периодов

Пример 3.3. Руководствуясь положением элементов в периодической системе, напишите формулы соединения алюминия с водородом, кислородом, углеродом и фтором.

Решение. Алюминий трёхвалентный, кислород двухвалентен, углерод четырёхвалентен, фтор одновалентен. В формулах бинарных (двухэлементных) соединений произведение числа атомов и валентности одного элемента равно такому же произведению для другого элемента. Этому правилу соответствуют формулы AlH_3 (гидрид алюминия), Al_2O_3 (оксид алюминия), Al_4C_3 (карбид алюминия), AlF_3 (фторид алюминия).

3.3. Периодические свойства соединений

Периодический закон распространяется на свойства однотипных соединений. Закономерно изменяются *основно-кислотные свойства оксидов и гидроксидов*: в периодах уменьшаются основные свойства, но увеличиваются кислотные свойства этих соединений, а в группах основные свойства увеличиваются, а кислотные уменьшаются. Например, элементы третьего периода образуют следующие оксиды: Na и Mg – основные, Al – амфотерный, а Si, P, S и Cl – кислотные. Элементы IIIA группы образуют такие оксиды: B – кислотный, Al, Ga, In – амфотерные, Tl – основный.

В периодах, как правило, увеличивается, а в группах уменьшается *окислительная способность* простых веществ и однотипных соединений.

У однотипных солей в периодах уменьшается *термическая устойчивость* и возрастает их склонность к *гидролизу*, а в группах наблюдается обратное.

Периодическими являются многие другие свойства соединений: энергия химической связи, энтальпия и энергия Гиббса образования и др. Из этого следует, что *место химического элемента в периодической системе определяет его свойства и свойства его многих соединений***.**

По мере усвоения химии возрастает глубина понимания периодического закона и увеличивается возможность предсказания состава и свойств соединений.

Таким образом, периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева позволяют по атомному номеру дать общую характеристику химических свойств элемента, состав и свойства его важнейших соединений. Поистине «...периодическая система – это краткая физико-химическая энциклопедия» (акад. В.И. Гольданский).

Периодический закон и периодическая система элементов сыграли огромную роль в развитии науки и техники, и эта роль в настоящее время не уменьшается. На их основе проводятся исследования по открытию элементов, поиску их в природе, синтезу новых веществ.

Пример 3.4. Пользуясь периодической системой элементов, напишите формулы высших оксидов хрома, марганца, олова и кислот, соответствующих этим оксидам.

Решение. Хром расположен в шестой группе периодической системы, марганец в седьмой, а олово в четвертой. Номер группы указывает их максимальную валентность, следовательно, требуемые формулы таковы:

Элементы:	Cr	Mn	Sn
Оксиды:	CrO_3	Mn_2O_7	SnO_2
Кислоты:	H_2CrO_4	$HMnO_4$	H_2SnO_3

Пример 3.5. Определите элемент пятого периода, высший оксид которого $Э_2O_7$, а с водородом этот элемент образует соединение НЭ.

Решение. Формула соединения данного элемента с кислородом свидетельствует о том, что он расположен в седьмой группе, следовательно, это может быть или технеций, или иод. Но газообразное соединение с водородом состава НЭ металл технеций не образует, следовательно, данный элемент – йод.

3.4. Тест для самоконтроля

(ответы приведены в приложении 2)

1. Элементы в периодической системе расположены

1) в алфавитном порядке,
2) по увеличению атомной массы,
3) по возрастанию заряда ядра их атомов,
4) в хронологическом порядке.

2. При открытии периодического закона Д.И. Менделеев предсказал существование и свойства элементов

1) Fe, Co, Ni 2) Ag, Au, Pt 3) Al, B, F 4) Ga, Sc, Ge

3. Химический элемент, обозначение (символ) которого Md, называется

1) магний 2) марганец 3) молибден
4) менделевий 5) мейтнерий

4. Свойство химических элементов, которое в периодах увеличивается, а в группах остаётся постоянным, называется

1) ионизационный потенциал, 2) атомный радиус,
3) электроотрицательность, 4) максимальная валентность.

5. Расположите элементы кислород, алюминий, серу, магний по увеличению энергии ионизации их атомов. Ответ приведите последовательностью символов элементов без запятых и пробелов.

3.5. Задачи и упражнения для самостоятельного решения

(ответы приведены в приложении 2)

1. Самое большое значение ионизационного потенциала имеет гелий (24,68 эВ/атом). Вычислите его энергию ионизации.

2. Исходя из электроотрицательности элементов, напишите формулы водородных соединений элементов главной подгруппы четвёртой группы.

3. Руководствуясь положением элементов в периодической системе, напишите формулы соединений кальция с водородом, кислородом, азотом, углеродом, серой и фтором.

4. Пользуясь периодической системой элементов, напишите формулы высших оксидов сурьмы, ванадия, рения, хрома и гидроксидов, соответствующих этим оксидам.

5. Назовите элемент четвёртого периода, высший оксид которого $ЭO_3$, а с водородом этот элемент образует соединение $H_2Э$.

Глава 4
ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

Химические превращения одних веществ в другие называется *химическими реакциями*. Химические реакции классифицируются по разным признакам. В каждом разделе химии используется своя классификация реакций, необходимая при изучении тех или иных закономерностей их протекания. Например, в термохимии реакции подразделяются на экзотермические (с выделением тепла) и эндотермические (с поглощением тепла), в химической термодинамике – на самопроизвольные и несамопроизвольные, обратимые и необратимые, в химической кинетике – на простые и сложные, гомогенные и гетерогенные. При изучении растворов рассматриваются отдельно ионообменные реакции и реакции гидролиза, а при изучении электрохимических процессов – реакции в химических источниках электроэнергии и реакции электролиза.

Но в начале изучения химии необходимо усвоить две самые общие классификации химических реакций: 1) по изменению состава продуктов по сравнению с составом реагентов и 2) по изменению степени окисления элементов.

По первому признаку (по изменению состава продуктов по сравнению с составом реагентов) химические реакции подразделяются на реакции соединения, разложения, замещения и обмена.

В реакциях *соединения* из двух или нескольких веществ образуется одно новое вещество:

$Mg + Cl_2 = MgCl_2$; $NH_3 + HCl = NH_4Cl$;

$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$; $4Fe(OH)_2 + O_2 + H_2O = 4Fe(OH)_3$.

В реакциях *разложения,* наоборот, из одного вещества образуются несколько новых веществ, например:

$2H_2O_2 = 2H_2O + O_2$;

$CaCO_3 \xrightarrow{T} CaO + CO_2$ (эта реакция протекает при 900 ºС).

В реакциях *замещения* атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов сложного вещества, например:

$2NaBr + Cl_2 = 2NaCl + Br_2$;

$Cu + 2AgNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2Ag$.

В реакциях *обмена* два вещества обмениваются своими составными частями, образуя два новых вещества, например:

$H_2SO_4 + Ba(OH)_2 = BaSO_4\downarrow + 2H_2O$;

$CaCl_2 + 2AgNO_3 = Ca(NO_3)_2 + AgCl\downarrow$.

По второму признаку (по изменению степени окисления элементов), входящих в состав реагентов, различают реакции, протекающие без изменения и с изменением степеней окисления.

К реакциям без изменения степеней окисления атомов относятся все реакции обмена и гидролиза, многие реакции разложения и некоторые реакции соединения.

Реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов, называются *окислительно-восстановительными реакциями.* Далее эти реакции рассматриваются подробно.

4.1. Степень окисления и валентность

В окислительно-восстановительных реакциях происходит изменение степени окисления некоторых (иногда всех) элементов, входящих в состав реагентов, поэтому вначале рассмотрим понятие *степень окисления*. Известно три определения этого понятия.

Первое определение. ***Степенью окисления*** *элемента в веществе называется его стехиометрическая валентность, взятая со знаком плюс или минус в соответствии с общепринятым делением элементов на электроположительные (знак плюс) и электроотрицательные (знак минус).* Это определение наиболее точно выражает сущность понятия.

Встречаются соединения, в которых трудно определить знак степени окисления элемента, например, соединения двух неметаллов. В таких случаях сравнивают электроотрицательность элементов, входящих в состав данного соединения. Электроотрицательность характеризует свойство атомов притягивать валентные электроны (п. 3.2.4). В соединениях элемент с большей электроотрицательностью имеет отрицательное значение степени окисления, а его партнер по химической связи – положительное.

Напоминаем, что электроотрицательность является периодическим свойством. Электроотрицательность элементов главных подгрупп в периодах увеличивается (см. табл. 3.4), например: Li(1,0) – Be(1,5) – B(2,0) – C(2,5) – N(3,0) – O(3,5) – F(4,0), а в группах уменьшается, например: F(4,0) – Cl(3,0) – Br(2,8) – I(2,5). У элементов побочных подгрупп (все они являются металлами) электроотрицательность равна 1,5 – 1,8. Электроотрицательность водорода равна 2,1.

В бинарных (состоящих из двух элементов) соединениях электроположительным является элемент с меньшей электроотрицательностью, а электроотрицательным – с большей. Например, в оксиде серы (IV) SO_2 сера имеет меньшую, чем кислород, электроотрицательность (табл. 3.4), поэтому степень окисления серы, равная её валентности, имеет положительный знак (+4), а степень окисления кислорода – отрицательный (–2).

Другое часто встречающееся определение: ***степенью окисления*** *элемента называется условный заряд его атома, вычисленный из предположения, что вещество состоит из ионов.* Это определение имеет тот недостаток, что, несмотря на оговорку об условности, невольно закрепляет неправильное представление об ионном строении веществ. В действительности чисто ионных связей не бывает, а реальные заряды атомов в веществах (эффективные заряды) далеко не равны их степеням окисления.

Ещё одно определение: ***степенью окисления*** *элемента в веществе называется число электронов, смещенных от атома этого элемента (при положительной степени окисления), или к атому этого элемента (при отрицательной степени окисления), вследствие поляризации химической связи.* Для уяснения этого понятия необходимо знать электронное строение атомов и механизм образования и поляризации химических связей; эти вопросы изучаются по программе университетского курса химии.

Степень окисления элемента определяется по правилам, которые являются следствием рассмотренных определений этого понятия.

1. В простых веществах степень окисления элементов равна нулю.

2. Водород в большинстве соединений имеет степень окисления +1, но в соединениях с металлами (гидридах) она равна –1.

3. Кислород в большинстве соединений находится в степени окисления –2, но в пероксидах его степень окисления равна –1.

4. Фтор во всех соединениях имеет степень окисления –1.

5. Металлы в соединениях имеют положительную степень окисления, причем, щелочные металлы всегда +1, металлы второй группы (кроме ртути) всегда +2, алюминий всегда +3.

6. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле или формульной единице вещества равна нулю, а в ионе – заряду иона.

Степень окисления указывается над символом атома цифрой со знаком плюс или минус впереди, например:

$$\overset{+3\ \ -2}{Fe_2O_3},\quad \overset{+2\ \ -1}{CaH_2},\quad \overset{+1}{H_2}\overset{+6\ -2}{SO_4},\quad \overset{+1\ \ -1}{NaCl}.$$

Степень окисления следует отличать от заряда иона, который указывается вверху справа цифрой со знаком позади (но цифра 1 не ставится), например: Fe^{2+}, Cl^{-}, SO_4^{2-}, PO_4^{3-}, NH_4^{+}.

Пример 4.1. Определите степень окисления серы в оксидах SO_2 и SO_3 и в сероводороде H_2S.

Решение. Степень окисления водорода (+1) и кислорода (–2) известны. Руководствуясь правилом 6 (п. 4.1), определяем степень окисления серы: она равна +4 (SO_2), +6 (SO_3) и –2 (H_2S).

Пример 4.2. Определите степень окисления марганца в оксиде марганца MnO_2 и в перманганате калия $KMnO_4$.

Решение. В соединении MnO_2 степень окисления марганца определяется довольно просто (по кислороду): +4. Что касается перманганата калия, то здесь необходимо составить и решить несложное алгебраическое уравнение:

$$+1 + x - 8 = 0; \quad x - 7 = 0; \quad x = +7.$$

Полученное число является степенью окисления марганца в этом соединении.

Пример 4.3. Определите степень окисления хрома в соединениях K_2CrO_4, $K_2Cr_2O_7$ и $Cr_2(SO_4)_3$.

Решение. Обозначив неизвестную степень окисления хрома буквой x, составляем и решаем несложные алгебраические уравнения.

1) K_2CrO_4: $+2 + x - 8 = 0$; $x = +6$.

2) $K_2Cr_2O_7$: $+2 + 2x - 14 = 0$; $2x = 12$; $x = +6$.

3) $Cr_2(SO_4)$: $2x + 3\cdot(+6) + 12\cdot(-2) = 0$; $2x + 18 - 24 = 0$; $2x = 6$; $x = +3$.

Таким образом, в двух первых соединениях степень окисления хрома равна +6, а в третьем она равна +3.

Пример 4.4. Определите степень окисления элементов в соединениях PCl_5, NH_3, PH_3, AsH_3 и CS_2.

Решение. В данных соединениях численные значения степеней окисления равны валентности элементов, а знаки степеней окисления определяются по их электроотрицательности.

Первое соединение PCl_5: хлор – более электроотрицательный элемент (2,83), чем фосфор (2,06), поэтому степень окисления хлора равна –1, а фосфора +5.

Второе соединение NH_3: электроотрицательность азота равна 3,07, а водорода 2,20, поэтому степень окисления азота равна –3, а водорода +1; формулу этого соединения (это аммиак) следует записывать H_3N, но исторически сложилось так, что формулу аммиака записывают неверно: NH_3

Третье соединение PH_3: электроотрицательность фосфора (2,06) чуть меньше, чем водорода (2,20), поэтому степени окисления элементов равны +3 и –1; формула этого соединения (это фосфин) записана правильно.

Четвертое соединение AsH_3: электроотрицательности по шкале Олреда–Рохова мышьяка и водорода одинаковые (2,20), поэтому их степени окисления равны нулю. Но по шкале Полинга водород более электроотрицательный (2,1), чем мышьяк (2,0), поэтому степень окисления элементов в этом соединении считаются равными +3 (As) и –1 (H); формула AsH_3 – правильная, соединение называется арсин.

Пятое соединение CS_2: электроотрицательности элементов по Полину одинаковые (2,5), а по Олреду–Рохову они тоже практически одинаковые: углерод – 2,50, а сера – 2,44. Поэтому формально степени окисления обоих элементов в этом соединении равны нулю, а его формулу можно записывать CS_2 и S_2C, и обе записи формально верны. Но общепринятая запись формулы этого соединения – CS_2, а названий у него два: номенклатурное – сульфид углерода (IV) и тривиальное – сероуглерод.

Пример 4.5. Определите степень окисления азота в нитрате аммония NH_4NO_3 и в нитрите аммония NH_4NO_2.

Решение. В формульной единице каждого из этих соединений имеется по два атома азота в различных степенях окисления. Первый атом в обоих соединениях входит в состав катиона аммония NH_4^+, и степень его окисления равна –3. Другой атом азота в первом соединении входит в состав нитрат-иона NO_3^- и степень его окисления равна +5, а во втором соединении – в состав нитрит-иона NO_2^- и степень его окисления равна +3.

4.2. Окислительно-восстановительные реакции

В окислительно-восстановительных реакциях одни атомы (в составе восстановителя) отдают электроны, а другие атомы (в составе окислители) их принимают. Так, например, для реакции

$$\overset{0}{\mathrm{S}} + 2\mathrm{H}\overset{+5}{\mathrm{N}}\mathrm{O}_3 = \mathrm{H}_2\overset{+6}{\mathrm{S}}\mathrm{O}_4 + 2\overset{+2}{\mathrm{N}}\mathrm{O}$$

процессы отдачи и присоединения электронов можно записать следующими электронными схемами:

$$\text{восстановитель } \overset{0}{\mathrm{S}} - 6\mathrm{e}^- = \overset{+6}{\mathrm{S}}; \quad \text{окислитель } \overset{+5}{\mathrm{N}} + 3\mathrm{e}^- = \overset{+2}{\mathrm{N}}.$$

Но следует заметить, что такие схемы условны, так как в большинстве окислительно-восстановительных реакций отдельные атомы электронов не отдают и не присоединяют. Изменение степени окисления элементов является результатом изменения состава и строения всех веществ, участвующих в реакции.

Пример 4.6. Среди данных уравнений укажите уравнения окислительно-восстановительных реакций:

1) $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$; 2) $Mg + Cl_2 = MgCl_2$;

3) $NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3$; 4) $3I_2 + 10HNO_3 = 6HIO_3 + 10NO + 2H_2O$.

Решение. В первой и третьей реакциях степень окисления атомов не изменяется. Во второй реакции магний и хлор в левой части уравнения имеют нулевую степень окисления, а в правой части, в составе хлорида магния +2 и –1, соответственно. В четвёртой реакции изменяется степень окисления иода (слева 0, справа +5) и азота (слева +5, справа +2). Следовательно, уравнения 2 и 4 – это уравнения окислительно-восстановительных реакций.

4.3. Окислители и восстановители

Восстановителем называется вещество, в состав которого входит элемент, *повышающий* степень окисления. *Окислителем* называется вещество, в состав которого входит элемент, *понижающий* степень окисления при протекании окислительно-восстановительной реакции.

С точки зрения электронной теории, окислением называют процесс *отдачи* электронов. Вещество, присоединяющее электроны и вызы-

вающее таким образом окисление другого вещества, называется окислителем. Окислителями являются большинство неметаллов (галогены, кислород, сера и др.), многие кислородосодержащие кислоты (HNO_3, $HClO_4$, $HClO_3$, $HClO_2$, $HClO$, H_2SO_4, H_2SeO_4) и их соли ($NaNO_3$, $KClO_3$, $NaClO_2$, $NaClO$); соединения металлов в высших положительных степенях окисления ($KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, K_2FeO_4, $NaBiO_3$).

Восстановлением, согласно электронной теории, называют процесс *присоединения* электронов. Вещество, отдающее электроны (и этим вызывающее восстановление другого вещества), называется восстановителем. Восстановителями являются металлы, соединения металлов в низших степенях окисления ($FeSO_4$, $SnCl_2$, $CrCl_3$, $MnSO_4$ и др.), некоторые неметаллы (H_2, C, Si), соединения неметаллов в отрицательных степенях окисления (NaH, NH_3, N_2H_4, NH_2OH, H_2S, HI, KI); соединения неметаллов в немаксимальных положительных степенях окисления (SO_2, H_2SO_3, K_2SO_3, HNO_2, $NaNO_2$, H_3PO_3, H_3PO_2).

Многие вещества в зависимости от партнёра по реакции и условий её проведения могут быть как восстановителями, так и окислителями. Способность многих веществ быть как восстановителями, так и окислителями, называется их окислительно-восстановительной двойственностью. Например, в ряду соединений, расположенных по возрастанию степени окисления азота

$$\overset{-3}{N}H_3,\quad \overset{-2}{N}_2H_4,\quad \overset{-1}{N}H_2OH,\quad \overset{0}{N}_2,\quad \overset{+1}{N}_2O,\quad \overset{+2}{N}O,\quad H\overset{+3}{N}O_3,\quad \overset{+4}{N}O_2,\quad H\overset{+5}{N}O_3,$$

аммиак обладает только восстановительными свойствами, так как в его составе азот находится в крайней отрицательной степени окисления, которая может только повышаться. Азотная кислота, наоборот, обладает только окислительными свойствами, так как азот в ней находится в крайней положительной степени окисления, которая может только понижаться. Остальные вещества, в которых азот находится в промежуточных степенях окисления, обладают окислительно-восстановительной двойственностью.

Таким образом, *окислительно-восстановительной двойственностью обладают вещества, в состав которых входят элементы в промежуточных степенях окисления.*

Пример 4.7. Среди данных соединений укажите окислители, восстановители и вещества с окислительно-восстановительной двойственностью: 1) $FeCl_3$, K_2FeO_4, Fe; 2) K_2S, H_2SO_4, Na_2SO_3 ; 3) CH_4, K_3VO_4, $SnCl_2$.

Решение. В перечне 1 степень окисления железа в соединениях равна +3 ($FeCl_3$), +6 (K_2FeO_4) и 0 (Fe), следовательно, окислителями являются феррат калия K_2FeO_4, восстановителем – железо (Fe), а хлорид железа (III) $FeCl_3$ обладает окислительно-восстановительной двойственностью.

В перечне 2 окислителем является серная кислота (степень окисления серы +6 – максимальная), восстановителем – H_2S (степень окисления серы –2 – минимальная), а двойственными свойствами обладает сульфит натрия Na_2SO_3 (степень окисления серы +4 – промежуточная).

В перечне 3 минимальную степень окисления (–4) имеет углерод, поэтому метан CH_4 – восстановитель, максимальную – ванадий (+5), поэтому ортованадат калия K_3VO_4 – окислитель, а промежуточную (+2) – олово, поэтому хлорид олова (II) $SnCl_2$ обладает окислительно-восстановительной двойственностью.

4.4. Классификация окислительно-восстановительных реакций

Окислительно-восстановительные реакции обычно подразделяются на четыре типа: межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирование и конпропорционирование.

В *межмолекулярных* окислительно-восстановительных реакциях окислитель и восстановитель – различные вещества. Например, в реакции

$$4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6H_2O$$

окислителем является кислород O_2, а восстановителем аммиак NH_3, а в реакции

$$5K_2SO_3 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 = 6K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O$$

окислитель – перманганат калия $KMnO_4$, а восстановителем – сульфит калия K_2SO_3.

Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции отличаются тем, что элементы окислитель и восстановитель (разные элементы) содержатся в составе одного и того же соединения. Например, в реакции

$$(NH_4)_2Cr_2O_7 = N_2 + Cr_2O_3 + 4H_2O$$

восстановителем являются атомы азота, а окислителем атомы хрома в составе разлагающегося дихромата аммония $(NH_4)_2Cr_2O_7$.

Реакции *диспропорционирования* (дисмутации) отличаются тем, что в них окисляются и восстанавливаются атомы одного и того же элемента. Например, в реакции

$$3Cl_2 + 6KOH = 5KCl + KClO_3 + 3H_2O$$

окисляются и восстанавливаются атомы хлора.

Реакции *конпропорционирования* – это реакции, обратные реакциям диспропорционирования. В таких реакциях атомы одного и того же элемента в разных соединениях и в различных степенях окисления выступают в качестве окислителя и восстановителя друг друга. Обычно продуктом этих реакций является простое вещество, в котором атомы этого элемента имеют нулевую степень окисления:

$$5HI + HIO_3 = 3I_2 + 3H_2O.$$

Пример 4.8. Определите тип каждой из данных окислительно-восстановительных реакций:

1) $KI + HNO_3 \rightarrow KIO_3 + NO_2 + H_2O$; 2) $KClO_4 \rightarrow KCl + O_2$;

3) $K_2SO_3 \rightarrow K_2SO_4 + K_2S$; 4) $H_2S + SO_2 \rightarrow S + H_2O$.

Решение. Запишем схемs реакций с указанием степени окисления тех элементов у которых она изменяется:

1) $\overset{-1}{K}\overset{}{I} + H\overset{+5}{N}O_3 \rightarrow K\overset{+5}{I}O_3 + \overset{+4}{N}O_2 + H_2O$; *2)* $K\overset{+5}{Cl}\overset{-2}{O}_3 \rightarrow K\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{O}_2$;

3) $K_2\overset{+4}{S}O_3 \rightarrow K_2\overset{+6}{S}O_4 + K_2\overset{-2}{S}$; *4)* $H_2\overset{-2}{S} + \overset{+4}{S}O_2 \rightarrow \overset{0}{S} + H_2O$.

В первой реакции восстановитель (KI) и окислитель (HNO_3) – разные вещества, следовательно, эта реакция межмолекулярная.

Во второй реакции окислитель (хлор) и восстановитель (кислород) находятся в составе одного вещества ($KClO_3$), поэтому данная реакция внутримолекулярная.

В третьей реакции окисляется один и тот же элемент – сера в составе K_2SO_3, поэтому в данной реакции происходит диспропорционирование серы.

В реакции четыре окисляется и восстанавливается один и тот же элемент – сера в составе H_2S и SO_2, соответственно, поэтому данная реакция – реакция конпропорционирования.

4.5. Метод электронного баланса

Для определения в уравнениях окислительно-восстановительных реакций коэффициентов перед формулами веществ (стехиометрических коэффициентов) разработано несколько способов, но обычно используются два способа: электронного баланса и полуреакций.

По методу электронного баланса сначала находят окислитель, восстановитель и элементы в их составе, у которых изменяется степень окисления, например:

$$\overset{-3}{N}H_3 + \overset{0}{O}_2 = \overset{0}{N}_2 + H_2\overset{-2}{O}$$

вос. ок.

После этого записывают электронные схемы отдачи электронов восстановителем и их присоединения окислителем:

$$2\overset{-3}{N} - 6e^- = \overset{0}{N}_2 \Big| 2,$$

$$\overset{0}{O}_2 + 4e^- = 2\overset{-2}{O} \Big| 3.$$

Цифры справа от вертикальной черты показывают, какими должны быть наименьшие числа атомов восстановителя и окислителя, чтобы число отданных и присоединенных электронов было одинаковым. Они являются стехиометрическими коэффициентами в уравнении реакции:

$$4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6H_2O.$$

Метод электронного баланса не согласуется с современными данными, полученными при исследовании механизма реакций. В большинстве окислительно-восстановительных реакций перехода электронов от атома к атому не происходит, а причиной изменения степени окисления элементов является изменение состава и строения веществ. Поэтому электронные схемы в методе электронного баланса не отражают реального механизма окислительно-восстановительных реакций. Но подбирать стехиометрические коэффициенты этим методом можно, если схема реакции дана полностью, если известны исходные вещества и продукты реакции.

Пример 4.9. Покажите, что стехиометрические коэффициенты в уравнениях реакций, которые приведены в п. 4.4. (классификация окислительно-восстановительных реакций) определены правильно.

Решение. В п. 4. 4. приведены уравнения пяти реакций; покажем электронные схемы окисления и восстановления для первых четырёх реакций.

1) $4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6H_2O$;

$$\begin{array}{l|l} 2\overset{-3}{N} - 6e = \overset{0}{N}_2 & 2, \\ \overset{0}{O}_2 + 4e = 2\overset{-2}{O} & 3. \end{array}$$

2) $5K_2SO_3 + 2K_2MnO_4 + 3H_2SO_4 = 5K_2SO_4 + 2MnSO_3 + 3H_2O$;

$$\begin{array}{l|l} \overset{+4}{S} - 2e = \overset{+6}{S} & 5, \\ \overset{+7}{Mn} + 5e = \overset{+2}{Mn} & 2. \end{array}$$

3) $(NH_4)_2Cr_2O_7 = N_2 + Cr_2O_3 + 4H_2O$;

$$\begin{array}{l|l} 2\overset{-3}{N} - 6e = \overset{0}{N}_2 & 1, \\ 2\overset{+6}{Cr} + 6e = 2\overset{+3}{Cr} & 1. \end{array}$$

4) $3Cr_2 + 6KOH = 5KCl + KClO_3 + 3H_2O$;

$$\begin{array}{l|l} \overset{0}{Cl}_2 - 10e = 2\overset{+5}{Cl} & 1, \\ Cl_2 + 2e = 2\overset{-1}{Cl} & 5. \end{array}$$

Схемы электронного баланса свидетельствуют о том, что коэффициенты в уравнениях реакций определены правильно.

4.6. Метод полуреакций

Метод полуреакций студенты общетехнических направлений и специальностей не изучают. Но этим методом должны владеть студенты-химики, поэтому он приводится в данном пособии. Метод полуреакций сложнее метода электронного баланса, но с его помощью не только

находят стехиометрические коэффициенты, но и определяют направление протекания окислительно-восстановительных реакций. При уверенном владении методом полуреакций с его помощью можно записывать продукты реакций, даже если они не известны.

Метод полуреакций относится к реакциям в растворах, где многие вещества диссоциируют на ионы. Поэтому сначала реакцию записывают в ионном виде: диссоциирующие вещества записывают в виде ионов, а слабые электролиты, газы и нерастворимые вещества – в молекулярном. Затем находят ионы (молекулы) – восстановители и ионы (молекулы) – окислители. После этого реакцию записывают в виде двух полуреакций: одну с участием восстановителя, другую – окислителя, при этом в полуреакции входят молекулы и ионы среды раствора (H_2O, H^+, OH^-). В полуреакциях уравнивают атомы (закон сохранения массы) и заряды ионов (закон сохранения энергии); для уравнивания зарядов в полуреакции вводятся электроны.

Следующее действие по методу полуреакций напоминает метод электронного баланса: для полуреакций подбирают множители таким образом, чтобы число электронов в обеих полуреакциях стало одинаковым. С учетом этих множителей полуреакции складывают и получают ионное уравнение окислительно-восстановительной реакции; от него переходят к молекулярному уравнению.

Таким образом, главное отличие метода полуреакций от метода электронного баланса заключается в полуреакциях, запись которых без тренировки представляет определенные трудности.

Полуреакции приведены в справочнике, указанном во введении, но рекомендуется составлять их самостоятельно, так как написать полуреакции часто самому быстрее, чем найти в справочнике. К тому же умение записывать полуреакции повышает общий уровень химических знаний.

Полезно заучить два правила, которые в большинстве случаев (но не всегда!) помогают записывать схемы полуреакций.

Правило 1. *В кислой среде восстановитель присоединяет атомы кислорода от воды, образуя ионы водорода, а окислитель, наоборот, отдает кислород катионам водорода, образую воду.*

Например, в реакции:

$$Na_2SO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

восстановителем являются SO_3^{2-}-ионы, а окислителем MnO_4^--ионы. В соответствии с правилом 1, полуреакции имеют вид:

$$SO_3^{2-} + H_2O - 2e = SO_4^{2-} + 2H^+ \quad \big| 5,$$
$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e = Mn^{2+} + 4H_2O \quad \big| 2.$$

Для того чтобы число электронов в полуреакциях было одинаковым, подбирают множители 5 и 2 и складывают полуреакции, предварительно умноженные на эти множители:

$$5SO_3^{2-} + 5H_2O + 2MnO_4^- + 16H^+ = 5SO_4^{2-} + 10H^+ + 2Mn^{2+} + 8H_2O.$$

После сокращения подобных получают окончательное ионное уравнение

$$5SO_3^{2-} + 2MnO_4^- + 6H^+ = 5SO_4^{2-} + 2Mn^{2+} + 3H_2O,$$

от которого легко перейти к молекулярному:

$$5Na_2SO_3 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 = 5Na_2SO_4 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O.$$

При переходе от ионного к молекулярному уравнению в правую часть вписывают сульфат калия, который в ионное уравнение не входит, поскольку не принимает участия в окислительно-восстановительных процессах.

Правило 2. *В нейтральной и щелочной среде восстановитель присоединяет кислород от OH^--ионов с образованием воды, а окислитель, наоборот, отдает кислород воде, образуя OH^--ионы.*

В качестве примера рассмотрим реакцию

$$NaNO_2 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow NaNO_3 + MnO_2 + KOH.$$

Полуреакции, составленные по правилу 2, имеют вид:

$$NO_2^- + 2OH^- - 2e = NO_3^- + H_2O \quad \big| 3,$$
$$MnO_4^- + 2H_2O + 3e = MnO_2 + 4OH^- \quad \big| 2.$$

Суммируя полуреакции, помноженные на числа 3 и 2, получаем полное ионное уравнение, от него переходим к краткому ионному, а затем к молекулярному уравнению:

$$3NO_2^- + 6OH^- + 2MnO_4^- + 4H_2O = 3NO_3^- + 3H_2O + 2MnO_2 + 8OH^-;$$

$$3NO_2^- + 2MnO_4^- + H_2O = 3NO_3^- + 2MnO_2 + 2OH^-;$$

$$3NaNO_2 + 2KMnO_4 + H_2O = 3NaNO_3 + 2MnO_2 + 2KOH.$$

В некоторых случаях молекулы и ионы среды раствора (H_2O, H^+, OH^-) в полуреакции не вводятся. Это бывает в тех случаях, когда состав частиц не изменяется, а изменяется только их заряд, например:

$$Cl_2 + 2e = 2Cl^-;\ MnO_4^- + e = MnO_4^{2-};\ Au^{3+} + 3e = Au;\ S_2O_8^{2-} + 2e = 2SO_4^{2-}.$$

Пример 4.10. Определите методом полуреакций стехиометрические коэффициенты в реакциях:

1) $I_2 + HNO_3 \rightarrow HIO_3 + NO + H_2O$;

2) $MnO_2 + KClO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KCl + H_2O$.

Решение. В первой реакции восстановителем является молекулярный йод, окислителем – ионы NO_3^-, среда кислая, поэтому полуреакции процессов окисления и восстановления таковы:

$$\begin{array}{l|l} I_2 + 6H_2O - 10e = 2IO_3^- + 12\,H^+ & 3, \\ NO_3^- + 4H^+ + 3e = NO + H_2O & 10. \end{array}$$

Суммируя полуреакции с учётом сомножителей 3 и 10, получаем полное ионное уравнение реакции:

$$3I_2 + 18H_2O + 10NO_3^- + 40H^+ = 6IO_3^- + 36H^+ + 10NO + 20H_2O.$$

Проводя сокращение одинаковых молекул (H_2O) и ионов (H^+), получаем следующее ионное уравнение:

$$3I_2 + 10NO_3^- + 4H^+ = 6IO_3^- + 10NO + 2H_2O.$$

Для составления молекулярного уравнения недостаточно ионов H^+, поэтому мы вводим их одинаковое число (по 6) в левую и правую часть уравнения:

$$3I_2 + 10NO_3^- + 10H^+ = 6IO_3^- + 6H^+ + 10NO + 2H_2O.$$

Записываем уравнение реакции в молекулярном виде:

$$3I_2 + 10HNO_3 = 6HIO_3 + 10NO + 2H_2O.$$

Во второй реакции восстановители являются оксид MnO_2, окислителем – ионы NO_3^-, среда щелочная, поэтому полуреакции процессов окисления и восстановления такие:

$$\begin{array}{l|l} MnO_2 + 4OH^- - 2e = MnO_4^{2-} + 2H_2O & 3, \\ ClO_3^- + 3H_2O + 6e = Cl^- + 6OH^- & 1. \end{array}$$

Суммируем полуреакции с учётом коэффициентов 3 и 1:

$$3MnO_2 + 12OH^- + ClO_3^- + 3H_2O = 3MnO_4^{2-} + 6H_2O + Cl^- + 6OH^-.$$

Сокращаем одинаковые ионы и молекулы:

$$3MnO_2 + 6OH^- + ClO_3^- = 3MnO_4^{2-} + 3H_2O + Cl^-.$$

Вводим в левую и правую часть полученного уравнения по 7 катионов калия (K^+) и записываем молекулярное уравнение:

$$3MnO_2 + KClO_3 + 6KOH = 3K_2MnO_4 + KCl + 3H_2O.$$

4.7. Реакции с участием пероксидов

В пероксидах (H_2O_2, Na_2O_2, CaO_2 и др.) кислород находится в промежуточной степени окисления (–1), поэтому пероксиды проявляют окислительно-восстановительную двойственность.

Например, пероксид водорода является окислителем в реакции:

$$P_4 + 10H_2O_2 = 4H_3PO_4 + 4H_2O$$

и восстановителем в реакции:

$$5H_2O_2 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 = 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 5O_2 + 8H_2O.$$

При использовании метода электронного баланса схемы процессов, отражающие роль пероксида водорода, такие:

$2O^{-1} - 2e = O_2$ – процесс окисления,

$2O^{-1} + 2e = 2O^{-2}$ – процесс восстановления.

При использовании метода полуреакций в случаях, когда пероксид водорода H_2O_2 является окислителем, его полуреакции имеют вид:

$H_2O_2 + 2H^+ + 2e = 2H_2O$ – кислая среда,

$H_2O_2 + 2e = 2OH^-$ – нейтральная и щелочная среда,

а в тех случаях, когда восстановителем:

$H_2O_2 - 2e = O_2 + 2H^+$ – кислая среда,

$H_2O_2 + 2OH^- - 2e = O_2 + 2H_2O$ – нейтральная и щелочная среда.

Пример 4.11. Уравняйте методами электронного баланса и полуреакций окислительно-восстановительные реакции с участием пероксидов:

1) $I_2 + H_2O_2 \rightarrow HIO_3 + H_2O$;

2) $H_2O_2 + PbO_2 + H_2SO_4 \rightarrow O_2 + PbSO_4 + H_2O$.

Решение. В первой реакции пероксид водорода – окислитель, а йод – восстановитель. Применяя метод электронного баланса, получаем:

$$\begin{array}{r|l} I_2 - 10e = 2I^{+5} & 1, \\ 2O^{-1} + 2e = 2O^{-2} & 5. \end{array}$$

$$I_2 + 5H_2O_2 = 2HIO_3 + 4H_2O.$$

При уравнивании методом полуреакций получаем такую последовательность схем и реакций:

$$\begin{array}{r|l} H_2O_2 + 2H^+ + 2e = 2H_2O & 5, \\ I_2 + 6H_2O - 10e = 2IO_3^- + 12H^+ & 1. \end{array}$$

$$5H_2O_2 + 10H^+ + I_2 + 6H_2O = 10H_2O + 2IO_3^- = 12H^+;$$

$$5H_2O_2 + I_2 = 4H_2O + 2IO_3^- + 2H^+;$$

$$I_2 + 5H_2O_2 = 2HIO_3 + 4H_2O.$$

Во второй реакции пероксид водорода – восстановитель, а окислителем является оксид свинца (IV). Вначале проводим уравнивание методом электронного баланса:

$$\begin{array}{r|l} 2O^{-1} - 2e = O_2 & 1, \\ Pb^{+4} + 2e = Pb^{+2} & 1. \end{array}$$

$$H_2O_2 + PbO_2 + H_2SO_4 = O_2 + PbSO_4 + 2H_2O.$$

Проводим уравнивание методом полуреакций:

$$\begin{array}{r|l} H_2O_2 - 2e = O_2 + 2H^+ & 1, \\ PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2e = PbSO_4 + 2H_2O & 1. \end{array}$$

$$H_2O_2 + PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-} = O_2 + 2H^+ + PbSO_4 + 2H_2O;$$

$$H_2O_2 + PbO_2 + 2H^+ + SO_4^{2-} = O_2 + PbSO_4 + 2H_2O;$$

$$H_2O_2 + PbO_2 + H_2SO_4 = O_2 + PbSO_4 + 2H_2O.$$

4.8. Эквиваленты восстановителей и окислителей

Эквивалентом окислителя (восстановителя) называется частица этого вещества, которая присоединяет (отдает) один электрон в данной окислительно-восстановительной реакции. Относительная масса этой частицы называется эквивалентной массой, а масса одного моля этих частиц – молярной массой эквивалента окислителя (восстановителя).

Эквивалентная масса окислителя (восстановителя) рассчитывается делением его молекулярной массы на число принимаемых (отдаваемых) электронов.

Пример 4.12. Определите эквивалентную массу широко известного окислителя – перманганата калия при его максимальном восстановлении.

Решение. В перманганате калия $KMnO_4$ марганец имеет степень окисления +7. Он восстанавливается в кислой среде до степени окисления +2. Число принимаемых электронов при этом – пять. Поэтому эквивалентная масса вычисляется делением молекулярной массы перманганата калия (158) на число 5. Она равна 31,6

Пример 4.13. Определите эквивалентную массу серной кислоты в реакциях:

1) $Zn + H_2SO_4(разб) = ZnSO_4 + H_2$;
2) $2HBr + H_2SO_4(конц) = Br_2 + SO_2 + 2H_2O$;
3) $8HI + H_2SO_4(конц) = 4I_2 + H_2S + 4H_2O$.

Решение. В первой реакции серная кислота окисляет цинк, принимая 2 электрона ($2H^+ + 2e = H_2$), поэтому ее эквивалентная масса равна 49. Во второй реакции серная кислота окисляет бромоводород, принимая также 2 электрона

$$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e = SO_2 + 2H_2O,$$

поэтому ее эквивалентная масса тоже равна 49. В третьей реакции серная кислота, окисляя молекулярный йод, восстанавливается максимально (от степени окисления +6 в составе H_2SO_4 до –2 в составе H_2S), поэтому ее эквивалентная масса вычисляется делением молекулярной массы (98) на число 8; она равна 12,25.

4.9. Тест для самоконтроля

(ответы приведены в приложении 2)

1. Укажите вещество, которое в окислительно-восстановительных реакциях может проявлять и окислительные, и восстановительные свойства:

1) KNO_3 2) HNO_2 3) N_2O_5 4) HNO_3

2. Какую функцию выполняет хлор в реакции

$$H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl?$$

1. Восстановителя. 2. Окислителя.
3. Восстановителя и окислителя. 4. Среды.

3. Какой коэффициент должен стоять перед восстановителем в реакции

$$Mn + HNO_3 \rightarrow Mn(NO_3)_2 + N_2 + H_2O?$$

4. Укажите сумму стехиометрических коэффициентов перед формулами всех веществ в уравнении реакции

$$Na_3SbO_4 + HCl \rightarrow NaCl + Cl_2 + SbCl_3 + H_2O.$$

5. Укажите тип окислительно-восстановительной реакции, приведенной в вопросе 3.

1. Межмолекулярная.
2. Внутримолекулярная.
3. Диспропорционирования.
4. Конпропорционирования.

4.10. Упражнения для самостоятельного решения

Для самостоятельной работы предлагается 10 реакций, уравнения которых постепенно усложняются. Во всех реакциях необходимо определить стехиометрические коэффициенты. В ответах (приложение 2) приведены суммы коэффициентов перед всеми веществами.

1. $SnCl_2 + FeCl_3 \rightarrow SnCl_4 + FeCl_2$.

Эта реакция используется в обучении как самая простая окислительно-восстановительная реакция.

2. $NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$.

Вторая реакция – это окисление аммиака на платиновом катализаторе; образующийся оксид азота далее перерабатывается в азотную кислоту.

3. $NaNO_2 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow NaNO_3 + MnO_2 + KOH$.

Эта реакция демонстрирует окислительные свойства перманганата калия в нейтральной среде.

4. $MnO_2 + KClO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KCl + H_2O$.

Четвертая реакция используется для получении соединений марганца из природного соединения пиролюзита (MnO_2).

Пятая-девятая реакции большого практического значения не имеют; они используются в учебных целях при изучении темы «Окислительно-восстановительные реакции».

5. $FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$.

6. $Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$.

7. $KClO_3 \rightarrow KClO_4 + KCl$.

8. $MnSO_4 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow MnO_2 + K_2SO_4 + H_2SO_4$.

9. $Fe_2(SO_4)_3 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow Na_2FeO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$.

10. $As_2S_3 + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3AsO_4 + H_2SO_4 + NO$.

Десятую реакцию студенты называют «самой сложной в мире» окислительно-восстановительной реакцией; при определении стехиометрических коэффициентов вы поймёте, почему её так называют.

Глава 5
РАСТВОРЫ

В этой главе рассматриваются два основных способа выражения концентрации растворов, растворимость веществ, электролитическая диссоциация, ионообменные реакции в растворах и гидролиз солей. Объём рассматриваемого материала несколько превышает школьную программу, что должно облегчить последующее изучение этого раздела в университетском курсе химии.

Смешивание двух веществ может сопровождаться: 1) химической реакцией между ними с образованием совершенно новых веществ; 2) образованием механической неоднородной смеси, которая легко разделяется на исходные вещества; 3) образованием раствора, который занимает промежуточное положение между химическими соединениями и механическими смесями.

В отличие от механической смеси, раствор однороден, то есть его состав по всему объему одинаков, так как за счет диффузии концентрация его компонентов по всему объему одинаковая. Таким образом, ***раствор*** *– это однородная система из двух или более компонентов, состав которой можно изменять в определенных пределах без нарушения однородности.*

В XIX столетии растворы считались физическими смесями, в которых отсутствуют какие-либо взаимодействия между растворителем и растворенным веществом. Д.И. Менделеев разработал (1887) *химическую теорию растворов*, которая рассматривает процесс образования растворов как химическое взаимодействие растворителя с растворяемым веществом. Продуктами этого взаимодействия являются особые соединения – *гидраты* (для водных растворов) или *сольваты* (для неводных растворов), которые отличаются от обычных соединений неопределенностью своего состава. Менделеев дал следующее определение раствора, которое сохраняет свое значение и в настоящее время: ***растворы*** *представляют жидкие диссоционные системы, образованные частицами растворителя и растворенного вещества и тех неопределенных, но экзотермических соединений, которые образуются между ними.*

5.1. Концентрация растворов

Важнейшей характеристикой раствора является содержание в нем растворенного вещества, которое называется *концентрацией раствора.* Концентрацию раствора выражают многими способами, но чаще всего применяются два способа.

1. *Массовая доля* растворенного вещества (ω). Это отношение массы растворённого вещества к массе раствора. Например, 20%-й раствор гидроксида натрия – это такой раствор, в 100 кг (или г) которого содержится 20 кг (или 20 г) NaOH и 80 кг (или 80 г) воды.

Если растворенное вещество является жидким, то состав такого раствора может быть выражен не только в массовых, но и в объемных долях или объемных процентах. Объемная доля растворенного вещества (φ) – это отношение объема этого вещества к объему всего раствора. Например, если в 0,5 л раствора содержится 200 мл этанола, то его объемная доля равна 0,4 (или 40 %).

2. *Молярная концентрация* (C_M) – это количество растворенного вещества в одном литре раствора. Например, в одном литре двумолярной (2 М) серной кислоты содержится 2 моль, то есть 196 г H_2SO_4, а в таком же объёме децимолярной (0,1 М) кислоты – 9,8 г H_2SO_4.

Плотность раствора отличается от плотности растворителя. Растворы неорганических соединений, молярная масса которых больше молярной массы воды (18 г/моль), имеют плотность больше плотности воды, причем с увеличением концентрации растворов их плотность увеличивается. Взаимосвязь плотности и концентрации раствора выражается в виде таблиц; такая таблица для растворов самых распространённых соединений приведена в приложении 11.

С концентрацией растворов связано много различных расчётов, которые проводятся не только в химии и химической технологии, но и в других областях техники, в которых применяются растворы.

Пример 5.1. В 1 л воды растворено 160 г NaOH. Выразите двумя способами концентрацию раствора, плотность которого равна 1150 кг/м³.

Решение. При решении имеем в виду, что молярная масса гидроксида натрия равна 40 г/моль, объем 1 л – это 1000 мл, масса одного литра воды равна 1 кг (или 1000 г), а плотность 1150 кг/м³ – это 1,15 г/мл.

1. Определяем массу полученного раствора:

$$m = m(H_2O) + m(NaOH) = 1000 + 160 = 1160 = 11{,}16 \text{ кг}.$$

2. Находим объем раствора:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{1160}{1{,}15} = 1008{,}7 \text{ мл}.$$

3. Вычисляем количество гидроксида натрия в растворе:

$$n(NaOH) = \frac{m(NaOH)}{M(NaOH)} = \frac{160}{40} = 4{,}00 \text{ моль}.$$

4. Определяем массовую долю растворенного вещества:

$$\omega(NaOH) = \frac{m(NaOH)}{m} \cdot 100 = \frac{160}{1160} \cdot 100 = 13{,}8 \text{ \%}.$$

5. Находим молярную концентрацию раствора:

$$C_M = \frac{n(NaOH)}{V} = \frac{4{,}00}{1{,}0087} = 3{,}9655 \text{ моль/л.}$$

Пример 5.2. В 900 г воды растворили 100 г медного купороса $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Определите массовую долю сульфата меди в растворе.

Решение. 1. Молярная масса безводного сульфата меди равна 160 г/моль, а кристаллогидрата – 250 г/моль. Находим массу $CuSO_4$ в чистом виде в 100 г кристаллогидрата:

$$m(CuSO_4) = \frac{160 \cdot 100}{250} = 64 \text{ г.}$$

2. Находим массу раствора:

$$m = 900 + 100 = 1000 \text{ г.}$$

3. Определяем массовую долю сульфата меди в растворе:

$$\omega(CuSO_4) = \frac{64 \cdot 100}{1000} = 6{,}4 \text{ \%.}$$

Пример 5.3. Какие объемы воды и 40%-го раствора гидроксида натрия плотностью 1430 кг/м³ потребуются для приготовления 400 мл двумолярного раствора этой щелочи?

Решение. 1. Вычисляем массу NaOH, которая должна содержаться в 400 мл двумолярного раствора этой щелочи:

$$m(NaOH) = \frac{2 \cdot 40 \cdot 400}{1000} = 32 \text{ г.}$$

2. Находим массу 40%-го раствора, содержащего 32 г NaOH:

$$m = \frac{32}{0{,}4} = 80 \text{ г.}$$

3. Вычисляем объем раствора:

$$V(NaOH) = \frac{80}{1{,}43} = 56 \text{ мл.}$$

4. Находим объем воды:

$$V(H_2O) = 400 - 56 = 344 \text{ мл.}$$

5.2. Стехиометрические расчёты по уравнениям реакций в растворах

Очень часто химические реакции проводятся в растворах. Это удобно, так как упрощается дозировка реагентов: их не надо взвешивать, достаточно определить объемы растворов. Кроме того, реакции в растворах протекают с большими скоростями. Но стехиометрические расчеты для реакций в растворах усложняются: прежде чем проводить стехиометрический расчет, необходимо вычислить массу реагента, находящегося в данном исходном растворе.

Пример 5.4. Какой объем 10%-й серной кислоты (ρ = 1066 кг/м³) потребуется для взаимодействия со 100 мл 13,7%-го раствора карбоната натрия Na_2CO_3 плотностью 1145 кг/м³?

Решение. 1. Масса 100 мл раствора Na_2CO_3 равна 114,5 г. Определяем массу карбоната натрия в этом растворе:

$$m(Na_2CO_3) = 114,5\ 0,137 = 15,68 \text{ г}.$$

2. Записываем уравнение реакции и рассчитываем массу серной кислоты, взаимодействующую с 15,68 г карбоната натрия:

$$Na_2CO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + CO_2\uparrow + H_2O,$$

$$m(H_2SO_4) = \frac{106 \cdot 98}{15,68} = 66,25 \text{ г}.$$

3. Вычисляем массу и объем 10%-й серной кислоты:

$$m = \frac{66,25 \cdot 100}{10} = 662,5 \text{ г}; \quad V = \frac{662,5}{1,066} = 621,5 \text{ мл}.$$

5.3. Растворимость веществ

Растворимостью называется свойство вещества растворяться в том или ином растворителе. Мерой растворимости является концентрация его *насыщенного* раствора. Поэтому растворимость может быть выражена теми же способами, что и концентрация, в том числе массовой долей растворенного вещества в насыщенном растворе и молярной концентрацией насыщенного раствора. При этом растворимость любого вещества (твёрдого, жидкого, газообразного) обозначается символом s.

Вместе с тем растворимость твердых веществ часто выражают в граммах растворённого вещества, приходящегося на 100 г воды в насыщенном растворе. Эта величина – *коэффициент растворимости* (массовый); её обозначение – k_m. Коэффициент растворимости наиболее распространенных соединений при 273 К (0 ºС) равен: NaCl – 35,7, Na_2SO_4 – 4,5, Na_2CO_3 – 7,0, $NaNO_3$ – 72,7, KCl – 28,0, NH_4Cl – 29,4 и т.д. Растворимость большинства твёрдых веществ при повышении температуры увеличивается. Например, при 100 ºС коэффициент растворимости равен: NaCl – 39,4, Na_2SO_4 – 42,3, Na_2CO_3 – 44,7, $NaNO_3$ – 176.

Растворимость газов выражают в мл газа, растворяющихся в 100 г воды при нормальном давлении газа (101325 Па). Эта величина называется *объёмным коэффициентом растворимости* газа; его обозначение – k_v. Для наиболее распространенных газов объёмный коэффициент растворимости при 0 ºС равен: O_2 – 4,89, N_2 – 2,35, CO_2 – 71,3, Cl_2 – 460, NH_3 –114250. При нагревании растворимость всех газов уменьшается.

Данные о растворимости неорганических соединений при различных температурах приведены в указанном во введении справочнике.

Пример 5.5. При растворении 360 г хлорида натрия в одном литре воды при 20 °С образовался насыщенный раствор плотностью 1,2 кг/л. Вычислите коэффициент растворимости хлорида натрия, его массовую долю в насыщенном растворе и молярную концентрацию насыщенного раствора.

Решение. 1. Масса одного литра воды равна 1 кг (или 1000 г). Если в одном литре воды растворяется 360 г вещества, то в 100 г – 36,0 г. Следовательно, коэффициент растворимости NaCl в воде при температуре 20 ºС равен 36,0.

2. Масса насыщенного раствора равна 1360 г, масса соли в нем 360 г, поэтому массовая доля хлорида натрия в насыщенном растворе равна:

$$\omega = \frac{360}{1360} \cdot 100 = 26{,}5\ \%.$$

3. Объем получаемого насыщенного раствора составляет 1,36 **:** 1,2 = 1,13 л. Молярная масса NaCl равна 58,5 г/моль, следовательно, количество хлорида натрия в растворе равно 360**:**58,5 = 6,15 моль. Вычисляем молярную концентрацию раствора:

$$C = \frac{6{,}15}{1{,}13} = 5{,}44 \quad \text{моль / л}\ .$$

Пример 5.6. Коэффициент растворимости нитрата калия при 60 ˚С равен 110. Какая масса этого вещества растворяется при данной температуре в 500 мл воды и чему равна масса получаемого насыщенного раствора?

Решение. Масса 500 мл воды составляет 500 г. Коэффициент растворимости (110) показывает массу вещества, которая растворяется в 100 г воды, следовательно, в 500 г воды растворяется 550 г KNO_3. Масса полученного насыщенного раствора будет равна 1050 г (или 1,05 кг).

Пример 5.7. Растворимость хлора в воде при 20 ˚С равна 300 мл газа в 100 г воды (k_v = 300). Чему равна массовая доля хлора в насыщенной при этой температуре хлорной воде?

*Решение.*1. Растворимость газа выражается объемом, приведенным к нормальным условиям. Поэтому вначале вычисляем массу хлора в растворе, имея в виду, что его молярная масса равна 71 г/моль:

$$m = n \cdot M = \frac{V \cdot M}{Vm} = \frac{300 \cdot 71}{22400} = 0{,}95\ \text{г}.$$

2. Масса раствора составляет 100 + 0,95 = 100,95 г, следовательно, массовая доля хлора в нем равна:

$$\omega = \frac{0{,}95}{100{,}95} \cdot 100 = 0{,}94\ \%.$$

Растворимость вещества зависит от его состава, строения и свойств, а также от состава, строения и свойств растворителя.

Вещество считается *растворимым* при концентрации его насыщенного раствора >0,1 моль/л, *малорастворимым* при концентрации от 0,001 до 0,1 моль/л и *практически нерастворимым* при концентрации его насыщенного раствора менее 0,001 моль/л. Соответствующие дан-

ные приведены в табл. 5.1, в которой растворимые вещества обозначены, как принято, буквой **р**, малорастворимые – **м** и практически нерастворимые – **н**. Символ ∞ обозначает неограниченную растворимость, а прочерк – невозможность получения вещества в водном растворе вследствие его неустойчивости или гидролиза.

Таблица 5.1

Общая характеристика растворимости кислот, оснований и солей в воде

Ион	OH^-	F^-	Cl^-	Br^-	I^-	NO_3^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}	PO_4^{3-}
H^+		Р	Р	Р	Р	∞	М	М	∞	–	Н	∞
NH_4^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р
Li^+	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М
Na^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
K^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Ag^+	–	Р	Н	Н	Н	Р	Н	М	М	Н	–	Н
Mg^{2+}	Н	Н	Р	Р	Р	Р	–	Р	Р	Н	Н	Н
Ca^{2+}	М	Н	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	Н	Н	Н
Sr^{2+}	М	Н	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н
Ba^{2+}	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н
Cu^{2+}	Н	Р	Р	Р	Н	Р	Н	–	Р	–	–	Н
Zn^{2+}	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Н	–	Р	Н	Н	Н
Cd^{2+}	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Н	–	Р	Н	Н	Н
Hg^{2+}	–	–	Р	М	Н	Р	Н	–	–	–	–	Н
Sn^{2+}	Н	Р	Р	Р	М	Р	Н	–	Р	–	–	Н
Pb^{2+}	Н	М	М	М	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н
Co^{2+}	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Н	–	Р	Н	–	Н
Ni^{2+}	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Н	–	Р	Н	–	Н
Mn^{2+}	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Н	–	Р	Н	–	Н
Fe^{2+}	Н	М	Р	Р	Р	Р	Н	–	Р	Н	–	Н
Fe^{3+}	Н	–	Р	Р	Р	Р	–	–	Р	–	–	Н
Al^{3+}	Н	М	Р	Р	Р	Р	–	–	Р	–	–	Н
Cr^{3+}	Н	М	Р	Р	Н	Р	–	–	Р	–	–	Н
Bi^{3+}	Н	Н	–	–	–	Р	Н	–	Р	–	–	Н

Из таблицы видно, что в воде растворимы все нитраты и нитриты. Растворимы все хлориды, бромиды и йодиды, кроме соответствующих соединений серебра и свинца. Все сульфаты растворимы, кроме сульфатов кальция, стронция, бария, серебра и свинца. Растворимы все соли натрия, калия и аммония. В воде растворимы все кислоты, кроме кремниевой и сероводородной. К нерастворимым веществам относятся все основания, кроме щелочей и NH_4OH, а из солей – карбонаты, сульфиды, фосфаты и силикаты, за исключением соответствующих солей щелочных металлов.

На растворимость веществ влияет температура (приложение 9). У большинства твёрдых и жидких веществ растворимость при повышении температуры увеличиваются, а у всех газообразных – уменьшается. Поэтому при кипячении воды из неё можно удалить все растворённые газы. На растворимость газов влияет давление, причём, растворимость газа пропорциональна его давлению. Растворимость твердых и жидких веществ от давления практически не зависит.

5.4. Электролитическая диссоциация

Электролитами называются вещества, которые в растворах проводят электрический ток. К электролитам относятся кислоты, основания и соли. При растворении в воде они распадаются на ионы, движение которых обеспечивает электропроводность растворов этих веществ. Распад электролитов на ионы при растворении их в воде называется *электролитической диссоциацией.*

Основные положения теории электролитической диссоциации были разработаны Аррениусом (1887) и сводятся к следующему.

1. Электролиты при растворении в воде диссоциируют на ионы – частицы с положительным (катионы) и отрицательным (анионы) зарядом. Ионы могут быть простыми (Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+} и т.д.) и сложными (NH_4^+, NO_3^-, SO_4^{2-} и т.д.). Название «ион» в переводе с греческого означает «странствующий»: в растворе ионы беспорядочно передвигаются («странствуют») в различных направлениях.

2. Под действием электрического тока движение ионов становится направленным: катионы движутся к катоду, анионы – к аноду.

3. Диссоциация, как считал Аррениус, – обратимый процесс, поэтому в схемах диссоциации вместо знака равенства ставится знак обратимости. Схема диссоциации электролита, состоящего из катионов (К) и анионов (А), в кратком виде записывается так:

$$КА \leftrightarrows К^+ + А^-$$

Позднее было установлено, что многие электролиты (они называются сильными электролитами) диссоциируют необратимо. В схемах электролитической диссоциации сильных электролитов ставится знак равенства, а не знак обратимости.

Теория Аррениуса не объясняет механизма электролитической диссоциации. Причину и механизм электролитической диссоциации объяснили российские химики И.А. Каблуков и В.А. Кистяковский (1890–1891), которые опирались на химическую теорию растворов Д.И. Менделеева.

Легче всего и нацело (необратимо) диссоциируют вещества, состоящие из ионов. При их растворении полярные молекулы воды притягиваются к поверхностным ионам вещества, ориентируясь по отношению к ним противоположно заряженными полюсами. Из-за этого взаимодействие между ионами ослабляется, происходит разрыв химических связей между ними, и ионы переходят в раствор в гидратированном состоянии. На рис. 5.1 показан механизм электролитической диссоциации ионного соединения. Полярные молекулы воды (диполи) изображены в виде эллипсов, противоположные стороны которого имеют противоположные заряды.

Ослабление химической связи между ионами зависит от *диэлектрической проницаемости* растворителя. Диэлектрическая проницаемость показывает, во сколько раз взаимодействие между зарядами в данной среде меньше, чем в вакууме. Диэлектрическая проницаемость вакуума принимается равной единице. Для воды значение диэлектрической проницаемости очень велико ($\varepsilon = 81$), поэтому ослабление связи происходит настолько, что для распада на отдельные ионы достаточно энергии теплового движения молекул.

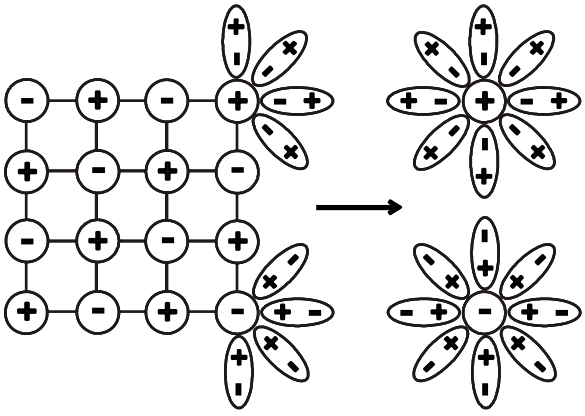


Рис. 5.1. Схема электролитической диссоциации ионного соединения в водном растворе

Несколько иной механизм диссоциации электролитов, молекулы которых образованы ковалентно-полярными связями. В этом случае диполи воды ориентируются вокруг каждой полярной молекулы растворимого вещества. В результате происходит дополнительная поляризация связи, полярная молекула превращается в ионную, которая легко распадается на гидратированные ионы (рис. 5.2).

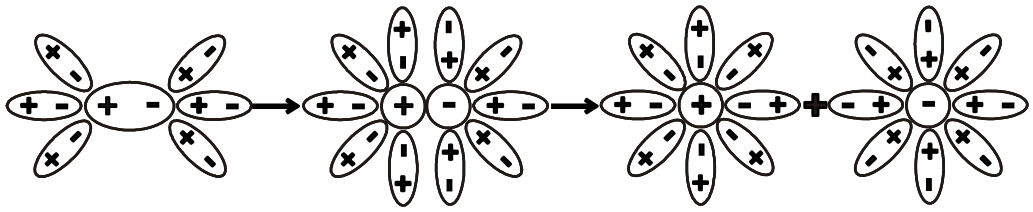


Рис. 5.2. Схема электролитической диссоциации полярных молекул в водном растворе

Экспериментально доказано, что в водных растворах электролитов существуют только гидратированные ионы, свободных ионов нет. Совокупность молекул воды, окружающих ион, называется его *гидратной оболочкой.* Наличие гидратных оболочек у ионов затрудняет их обратное соединение – *ассоциацию.*

5.5. Степень электролитической диссоциации

Для количественной характеристики обратимого процесса электролитической диссоциации используются несколько показателей. В этом пособии рассматривается один из них: степень диссоциации.

Степень электролитической диссоциации (α) показывает, какая доля от общего количества электролита распадается на ионы. Её выражают в процентах или в долях от единицы. Численное значение α варьируется от нуля (неэлектролиты) до 1 (или 100 %) при полной диссоциации электролита.

Степень диссоциации зависит от природы электролита и растворителя, от концентрации и температуры раствора. Существует классификация электролитов по степени электролитической диссоциации, которую ввёл Аррениус.

Электролиты, у которых в децимолярном растворе при 25 ºС степень диссоциации $\alpha > 0{,}03$ (> 3 %), называются *сильными.* К ним относятся почти все растворимые соли, все щелочи и ряд кислот: HCl, HBr, HI, HNO_3, H_2SO_4, $HClO_3$, $HClO_4$, $HMnO_4$ и др.

Электролиты, для которых в тех же условиях $\alpha < 0{,}03$ (< 3 %), называются *слабыми.* Это гидроксид аммония NH_4OH, пероксид водорода

H_2O_2, кислоты H_2S, H_2CO_3, H_3BO_3, H_2SiO_3, HCN, HClO, HBrO, HIO, CH_3COOH и некоторые растворимые соли: $HgCl_2$, $Hg(CN)_2$, $Fe(SCN)_3$.

Иногда в особую группу выделяют электролиты *средней силы* со степенью диссоциации в тех же условиях от 0,03 до 0,3 (3–30 %). Это кислоты HNO_2, H_2SO_3, HF, H_3PO_4, HCOOH, $H_2C_2O_4$, $HClO_2$.

Эта классификация является условной по следующим причинам.

1. Степень диссоциации зависит от природы растворителя. Например, соли (сильные электролиты в водных растворах) в органических растворителях бывают слабыми электролитами и даже неэлектролитами.

2. Степень диссоциации слабого электролита зависит от концентрации. Например, для азотистой кислоты она равна 2,3 % (1 М), 7,1 % (0,1 М), 22,6 % (0,01 М), 71,4 % (10^{-3} М) и т.д. вплоть до 100 %. Иными словами, слабые электролиты в очень разбавленных растворах становятся сильными.

3. Степень диссоциации увеличивается при повышении температуры.

Поэтому электролиты сравнивают по степени их электролитической диссоциации при одинаковой концентрации раствора (0,1 М) и одинаковой температуре (25 ºС).

5.6. Ионная теория кислот и оснований

(материал этого параграфа частично рассмотрен во второй главе)

Представление о кислотах как о своеобразном типе химических соединений возникло ещё во времена алхимии: термин «кислота» происходит от лат. «acidum» (кислый вкус) или «acetum» (уксус). Также давно было установлено существование соединений, обладающих противоположными свойствами; их получали из коры растений (арабск. «alcali») и называли щёлочами.

Автором первой теории кислот был Лавуазье, согласно которой кислота – это кислородсодержащее соединение, и общие свойства кислот объясняются присутствием в них кислорода. Теория Лавуазье была признана неверной после изучения соляной (HCl) и других кислот (HI, HCN), которые не содержат кислорода.

В результате многочисленных исследований, проведенных Дэви, Гей-Люсаком, Либихом и др., химики пришли к выводу, который чётко сформулировал Либих, что кислотой следует считать соединение, содержащее водород, который может быть замещён на металл.

Представления о кислотах и основаниях изменились с появлением теории электролитической диссоциации Аррениуса. Сформулированные в ней понятия кислоты и основания используются до настоящего времени в виде ионной теории кислот и оснований.

Кислоты. Характерные свойства кислот, которые проявляются в водных растворах (кислый вкус, изменение цвета индикаторов, взаимодействие с основаниями с образованием соли и воды и т.д.), в ионной теории объясняются присутствием в растворах *катионов водорода*. Если их нет, то и кислотные свойства не проявляются. Например, сухой хлороводород на лакмус и на металлы не действует. Поэтому в ионной теории кислоты определяются как *электролиты, диссоциирующие с образованием катионов водорода и анионов кислотных остатков.*

Кислоты подразделяются на сильные и слабые. Сильные диссоциируют необратимо, слабые – обратимо. Среди бескислородных кислот сильными являются хлороводородная (соляная) HCl, бромоводородная HBr и иодоводородная HI. Другие бескислородные кислоты – слабые: HF, H_2S, HCN. Среди кислородосодержащих кислот сильными являются азотная HNO_3, серная H_2SO_4, хлорная $HClO_4$, хлорноватая $HClO_3$, хромовая H_2CrO_4 и марганцевая $HMnO_4$. Остальные кислородосодержащие кислоты – слабые; приводим их формулы без названий: HNO_2, H_2SO_3, $HClO_2$, HClO, H_2CO_3, H_2SiO_3, H_3PO_4, CH_3COOH.

Одноосновные кислоты диссоциируют в одну ступень, причём, сильные необратимо, а слабые – обратимо, например:

$$HCl = H^+ + Cl^-; \qquad HCN \leftrightarrows H^+ + CN^-.$$

Двухосновные и многоосновные слабые кислоты диссоциируют обратимо по всем ступеням, причём, степень диссоциации на каждой последующей степени резко уменьшается по сравнению с предыдущей:

$$H_3PO_4 \leftrightarrows H^+ + H_2PO_4^-; \quad H_2PO_4^- \leftrightarrows H^+ + HPO_4^{2-}; \quad HPO_4^{2-} \leftrightarrows H^+ + PO_4^{3-}.$$

Сильные двухосновные кислоты диссоциируют в две ступени: по первой – необратимо, а по второй – обратимо:

$H_2SO_4 \leftrightarrows H^+ + HSO_4^-$ – первая ступень диссоциации,

$HSO_4^- \leftrightarrows H^+ + SO_4^{2-}$ – вторая ступень диссоциации.

Основания. Характерные свойства оснований в водных растворах (своеобразный «мыльный» вкус, взаимодействие с кислотами с образованием солей, способность изменять цвета индикаторов иначе, чем изменяют кислоты) объясняются присутствием в них гидроксид-ионов. Поэтому в ионной теории *основания – это электролиты, диссоциирующие в растворах с отщеплением гидроксид-ионов OH^-*, например:

$Ca(OH)_2 = CaOH^+ + OH^-$ – первая ступень диссоциации,

$CaOH^+ \leftrightarrows Ca^{2+} + OH^-$ – вторая ступень диссоциации.

Сила оснований определяется их растворимостью и полнотой электролитической диссоциации. Имеется точное число (11) сильных оснований, которые хорошо растворяются в воде и диссоциируют практически нацело. Это гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, FrOH, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, $Ra(OH)_2$, а также гидроксид талия (I) TlOH. Они называются *щелочами*.

Растворимое основание гидроксид аммония – слабое. Гидроксид аммония образуется и диссоциирует при растворении аммиака в воде в результате протекания следующих обратимых процессов:

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrows NH_3 \cdot H_2O \leftrightarrows NH_4OH \leftrightarrows NH_4^+ + OH^-.$$

Примечание. В последние годы экспериментально установлено, что молекул NH_4OH не существуют, а ионы NH_4^+ и OH^- образуются в результате электролитической диссоциации непосредственно гидрата аммиака $NH_3 \cdot H_2O$.

Все остальные основания – малорастворимые или практически нерастворимые в воде вещества – являются слабыми электролитами.

Амфотерные основания. Многие малорастворимые и практически нерастворимые основания взаимодействуют с образованием соли и воды не только с кислотами, но и со щелочами (именно со щелочами, а не с любыми основаниями). Такие основания называются *амфотерными* (двойственными). Например, гидроксид цинка, взаимодействующий с кислотами:

$$Zn(OH)_2 + 2HCl = ZnCl_2 + 2H_2O,$$

$$Zn(OH)_2 + 2HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + 2H_2O,$$

взаимодействует и со щелочами: с расплавленными щелочами он образует оксоцинкаты, а с растворами щелочей – комплексные гидроксоцинкаты:

$$Zn(OH)_2 + 2KOH(\text{расплав}) = K_2ZnO_2 + 2H_2O,$$

$$Zn(OH)_2 + 2KOH(\text{раствор}) = K_2[Zn(OH)_4].$$

Двойственная природа амфотерных оснований объясняется тем, что в водных растворах они диссоциируют одновременно как по типу основания, так и по типу кислоты. Например, схема равновесия (суммарного, учитывающего две ступени диссоциации) в растворе гидроксида цинка такова:

$$2H^+ + ZnO_2^{2-} \leftrightarrows \underset{\text{(раствор)}}{Zn(OH)_2} \leftrightarrows Zn^{2+} + 2OH^-$$

$$\uparrow\downarrow$$

$$\underset{\text{(осадок)}}{Zn(OH)_2}.$$

Существует разделение оснований на сильноамфотерные и слабоамфотерные. К сильноамфотерным обычно относят те основания, которые взаимодействуют с разбавленными растворами щелочей. Это $Be(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Ga(OH)_3$, $Sn(OH)_2$, $Pb(OH)_2$, $Cr(OH)_3$, $Sb(OH)_3$ и др. К слабоамфотерным относят те основания, которые взаимодействуют с концентрированными растворами и расплавами щелочей: $Cu(OH)_2$, $Mn(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, $Mn(OH)_3$, $Au(OH)_3$ и др.

Соли. В ионной теории соли рассматриваются как *электролиты, которые в водных растворах диссоциируют на катионы металлов (или аммония) и анионы – кислотные остатки.*

Средние (нормальные) соли, как правило, являются сильными электролитами и диссоциируют в одну ступень независимо от числа ионов, входящих в формальную единицу вещества:

$$NaCl = Na^+ + Cl^-,$$

$$K_3PO_4 = 3K^+ + PO_4^{3-},$$

$$Al_2(SO_4)_3 = 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}.$$

Кислые соли диссоциируют ступенчато. На первой (необратимой) ступени образуются катионы металла и гидроанионы, а на последующих ступенях гидроанионы диссоциируют с отрывом катионов водорода, например:

$$KH_2PO_4 = K^+ + H_2PO_4^-,$$

$$H_2PO_4^- \leftrightarrows H^+ + HPO_4^{2-},$$

$$HPO_4^{2-} \leftrightarrows H^+ + PO_4^{3-}.$$

Также ступенчато диссоциируют основные соли, например:

$$Cr(OH)_2Cl = Cr(OH)_2^+ + Cl^-,$$

$$Cr(OH)_2^+ \leftrightarrows CrOH^{2+} + OH^-,$$

$$CrOH^{2+} \leftrightarrows Cr^{3+} + OH^-.$$

Первая ступень диссоциации кислых и основных солей протекает практически необратимо, а последующие – обратимо. Поэтому концентрация H^+-ионов в растворах кислых солей и OH^--ионов в растворах основных солей невелика. В некоторых случаях, например при написании ионных уравнений (см. п. 5.7), диссоциация гидроанионов и гидроксокатионов не учитывается.

Ионная теория применима для водных растворов, а в связи с тем, что водные растворы широко применяются в химии и химической технологии, эта теория сохраняет своё первостепенное значение.

На основе ионной теории разработана классификация неорганических соединений.

Большим достижением ионной теории является объяснение постоянства теплового эффекта реакций нейтрализации. Это явление объясняется тем, что все процессы нейтрализации сводятся к одной реакции:

$$H^+ + OH^- = H_2O.$$

Многие кислоты используются в качестве катализаторов. Ионная теория кислот и оснований объясняет каталитические свойства кислот высокой подвижностью катионов водорода.

Пример 5.8. Напишите схемы диссоциации: 1) кислот HNO_3 и H_2SO_4, 2) щелочей KOH и $Ba(OH)_2$, 3) нормальных солей K_2SO_4 и $CaCl_2$, 4) кислой соли $NaHCO_3$ и основной соли ZnOHCl.

Решение. 1. Азотная кислота является одноосновной кислотой и относится к сильным электролитам, поэтому она диссоциируют в одну ступень необратимо:

$$HNO_3 = H^+ + NO_3^-.$$

Серная кислота тоже является сильным электролитам, но, в отличие от азотной, она двухосновная, поэтому её диссоциация идёт в две ступени, причём первая ступень необратима, а вторая – обратима:

$$H_2SO_4 = H^+ + HSO_4^-, \quad HSO_4^- \leftrightarrows H^+ + SO_4^{2-}.$$

2. Аналогично диссоциируют щёлочи: гидроксид калия – в одну ступень, а гидроксид бария – в две:

$$KOH = K^+ + OH^-; \quad Ba(OH)_2 = BaOH^+ + OH^-, \quad BaOH^+ \leftrightarrows Ba^{2+} + OH^-.$$

3. Нормальные соли – сильные электролиты, они диссоциируют в одну ступень независимо от состава, поэтому

$$K_2SO_4 = 2K^+ + SO_4^{2-}; \quad CaCl_2 = Ca^{2+} + 2Cl^-.$$

4. Кислые и основные соли диссоциируют ступенчато – необратимо на первой ступени и обратимо на последующих:

$$NaHCO_3 = Na^+ + HCO_3^-, \quad HCO_3^- \leftrightarrows H^+ + CO_3^{2-}.$$

$$ZnOHCl = ZnOH^+ + Cl^-, \quad ZnOH^+ \leftrightarrows Zn^{2+} + OH^-.$$

5.7. Ионообменные реакции

В растворах электролитов реакции осуществляются между ионами. Если такие реакции сопровождаются изменением степени окисления элементов, то они называются окислительно-восстановительными, а если степени окисления не изменяются, то *ионообменными* или, для краткости, *ионными*. К таким реакциям относятся взаимодействия кислот с основаниями (основно-кислотные реакции), кислот и щёлочей с солями, солей с солями, реакции гидролиза.

Практически необратимо идут такие ионообменные реакции, в которых образуются слабые электролиты, осадки малорастворимых и практически нерастворимых веществ и газообразные соединения:

$KOH + HCl = KOH + H_2O$ – слабый электролит,

$BaCl_2 + Na_2SO_4 = 2NaCl + BaSO_4\downarrow$ – нерастворимое вещество,

$K_2S + H_2SO_4 = K_2SO_4 + H_2S\uparrow$ – газообразное вещество.

Кроме этих простых ионообменных реакций, часто встречаются более сложные реакции:

- образование слабого электролита и газообразного соединения одновременно:

$$Na_2CO_3 + 2HC1 = 2NaCl + H_2O + CO_2\uparrow,$$

- образование нерастворимого соединения и слабого электролита одновременно:

$$Pb(CH_3COO)_2 + H_2SO_4 = PbSO_4\downarrow + CH_3COOH,$$

- разложение нерастворимого вещества с образованием газа:

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2\uparrow,$$

- взаимодействие амфотерных оснований с кислотами:

$$Cr(OH)_3 + ЗHCl = CrC1_3 + ЗH_2O,$$

- взаимодействие амфотерных оснований со щелочами:

$$Cr(OH)_3 + 3NaOH = Na_3[Cr(OH)_6],$$

- получение нормальных (средних) солей из кислых:

$$KHSO_4 + KOH = K_2SO_4 + H_2O,$$

- получение нормальных (средних) солей из основных:

$$[CuOH]_2Cl + HCl = CuCl_2 + H_2O.$$

К ионообменным относятся также реакции гидролиза солей, которые рассматриваются в п. 5.8.

Уравнения ионообменных реакций, кроме обычного вида, записываются в ионном виде, в котором из него исключаются ионы, которые не связываются в молекулы слабых электролитов, нерастворимых и газообразных веществ. Ионные уравнения ценны тем, что точнее отображают сущность реакций. Обычно одно такое уравнение соответствует нескольким молекулярным.

Рекомендуется следующая последовательность составления ионных уравнений:

1. Записывается уравнение реакции в молекулярном виде.

2. Уравнение повторяется, но сильные электролиты записываются в виде тех ионов, на которые они диссоциируют с учётом их числа в формуле и коэффициента перед формулой вещества.

3. Из уравнения исключаются (сокращаются) «неработающие» ионы, после чего записывается ионное уравнение в окончательном, кратком виде.

При составлении ионных уравнений необходимо уметь отличать сильные электролиты от слабых и знать, какие вещества при условиях протекания реакций являются газами. Необходимо также иметь «под рукой» таблицу растворимости веществ. При наличии опыта второй этап составления ионного уравнения выполняется «в уме», то есть после молекулярного сразу же записывается краткое ионное.

Пример 5.9. Напишите молекулярные и ионные уравнения следующих реакций: 1) нитрата свинца (II) с сульфидом калия; 2) гидросульфида натрия с соляной кислотой; 3) гидроксида хрома (III) с азотной кислотой; 4) гидроксида хрома (III) с гидроксидом калия.

Решение. Для первой реакции показываем всю последовательность составления ионного уравнения:

$$Pb(NO_3)_2 + K_2S = 2KNO_3 + PbS\downarrow,$$

$$Pb^{2+} + 2NO_3^- + 2K^+ + S^{2-} = 2K^+ + 2NO_3^- + PbS\downarrow,$$

$$Pb^{2+} + S^{2-} = PbS\downarrow.$$

Для остальных реакций второй этап выполняем «в уме» и окончательное краткое уравнение реакции записываем сразу же после молекулярного:

$H_2SO_4 + 2NaClO = 2HClO + Na_2SO_4,$	$H^+ + ClO^- = HClO.$
$NaHS + HCl = H_2S\uparrow + NaCl,$	$HS^- + H^+ = H_2S\uparrow.$
$Cr(OH)_3 + 3HNO_3 = Cr(NO_3)_3 + 3H_2O,$	$Cr(OH)_3 + 3H^+ = Cr^{3+} + 3H_2O.$
$Cr(OH)_3 + 3KOH = K_3[Cr(OH)_6],$	$Cr(OH)_3 + 3OH^- = [Cr(OH)_6]^{3-}.$

5.8. Гидролиз солей

Гидролизом («гидро» – вода, «лиз» – разложение) *называются реакции ионообменного разложения веществ водой*. Гидролиз возможен для различных неорганических и органических соединений, но в неорганической химии он наиболее характерен для солей.

Гидролиз соли является результатом взаимодействия ионов соли с молекулами воды. Некоторые катионы разрывают молекулы воды по связи H–OH, присоединяют гидроксид-анионы, а катионы водорода остаются при этом в растворе. Анионы, наоборот, присоединяют катионы водорода, а в растворе остаются OH^--ионы. Появление в растворе ионов H^+ или OH^- приводит к изменению среды раствора. В связи с этим, су-

ществует следующее определение: *гидролизом солей называются протекающие при их растворении реакции с водой, в результате которых изменяется среда растворов.*

Реакции гидролиза солей обратны реакциям нейтрализации слабых кислот и оснований.

При взаимодействии сильных кислот со щелочами происходит полная нейтрализация этих веществ и среда становится нейтральной. Но при взаимодействии слабых электролитов полная нейтрализация невозможна. Например, взаимодействие циановодородной кислоты с гидроксидом аммония обратимо:

$$HCN + NH_4OH \leftrightarrows NH_4CN + H_2O;$$

обратная реакция цианида аммония с водой как раз и является реакцией гидролиза этой соли:

$$NH_4CN + H_2O \leftrightarrows HCN + NH_4OH.$$

Многие соли образованы сильными основаниями (щелочами) и сильными кислотами: NaCl, $CaCl_2$, KNO_3, Na_2SO_4, $Ba(NO_3)_2$ и т.д. Катионы и анионы этих солей с водой практически не взаимодействуют. Следовательно, такие соли гидролизу не подвергаются и растворы таких солей имеют нейтральную среду. Другие соли по типу гидролиза подразделяются на три группы.

1. Соли образованы сильными основаниями (щелочами) и слабыми кислотами: Na_2CO_3, KCN, Na_2S, K_2SiO_3, $Ba(CH_3COO)_2$ и т.д. Гидролиз этих солей идёт *по аниону* с образованием слабых кислот, и среда раствора становится щелочной:

$$KCN + H_2O \leftrightarrows HCN + KOH; \quad CN^- + H_2O \leftrightarrows HCN + OH^-.$$

2. Соли образованы слабыми основаниями и сильными кислотами: NH_4Cl, $ZnCl_2$, $FeSO_4$, $Fe_2(SO_4)_3$, $Al(NO_3)_3$ и т.д. Гидролиз таких солей идёт *по катиону* с образованием слабого основания, а среда раствора становится кислотной (кислой):

$$NH_4Cl + H_2O \leftrightarrows NH_4OH + HCl; \quad NH_4^+ + H_2O \leftrightarrows NH_4OH + H^+.$$

3. Соли образованы слабыми основаниями и слабыми кислотами: NH_4CN, $Al(CH_3COO)_3$, Cr_2S_3 и т.д. Такие соли гидролизуются *по катиону и по аниону* одновременно с образованием слабого основания и слабой кислоты, например:

$$NH_4CN + H_2O \leftrightarrows NH_4OH + HCN; \quad NH_4^+ + CN^- + H_2O \leftrightarrows NH_4OH + HCN.$$

Среда растворов этих солей зависит от силы образующихся основания и кислоты: если основание имеет бóльшее значение константы диссоциации, то среда будет щелочной, а если кислота – то кислотной.

У солей, заряды ионов которых больше единицы, гидролиз протекает ступенчато. При этом на первой ступени образуются кислые (при гидролизе по аниону) или основные (при гидролизе по катиону) соли, которые могут подвергаться дальнейшему взаимодействию с водой. Но вторая и последующие ступени гидролиза при обычных условиях выражены настолько слабо, что их можно не принимать во внимание.

Пример 5.10. Опишите ступенчатый гидролиз карбоната натрия, нитрата цинка и хлорида алюминия.

Решение. 1. Гидролиз карбоната натрия теоретически может протекать в две ступени:

- первая ступень: $Na_2CO_3 + H_2O \leftrightarrows NaHCO_3 + NaOH$,
  $CO_3^{2-} + HOH \leftrightarrows HCO_3^- + OH^-$;
- вторая ступень: $NaHCO_3 + H_2O \leftrightarrows H_2CO_3 + NaOH$,
  $HCO_3^- + HOH \leftrightarrows H_2CO_3 + OH^-$.

Но вторая ступень гидролиза при обычных условиях практически не идёт и её можно не учитывать. Отсутствие второй ступени гидролиза можно объяснить тем, что накопление в растворе OH^--ионов при гидролизе по первой ступени препятствует их образованию по второй.

2. Гидролиз нитрата цинка также идёт в две ступени:

- первая ступень: $Zn(NO_3)_2 + H_2O \leftrightarrows ZnOHNO_3 + HNO_3$,
  $Zn^{2+} + HOH \leftrightarrows ZnOH^+ + H^+$;
- вторая ступень: $ZnOHNO_3 + H_2O \leftrightarrows Zn(OH)_2 + HNO_3$,
  $ZnOH^+ + HOH \leftrightarrows Zn(OH)_2 + H^+$.

Но вторая ступень гидролиза практически не идёт. Отсутствие второй ступени гидролиза можно объяснить тем, что накопление в растворе H^+-ионов при гидролизе по первой ступени препятствует их образованию по второй.

3. При гидролизе хлорида алюминия возможны три ступени:

- первая ступень: $AlCl_3 + H_2O \leftrightarrows AlOHCl_2 + HCl$,
  $Al^{3+} + HOH \leftrightarrows AlOH^{2+} + H^+$;
- вторая ступень: $AlOHCl_2 + H_2O \leftrightarrows Al(OH)_2Cl + HCl$,
  $AlOH^{2+} + HOH \leftrightarrows Al(OH)_2^+ + H^+$;
- третья ступень: $Al(OH)_2Cl + H_2O \leftrightarrows Al(OH)_3 + HCl$,
  $Al(OH)_2^+ + HOH \leftrightarrows Al(OH)_3 + H^+$.

Реально при обычных условиях почти нацело проходит гидролиз по первой ступени и частично по второй, а по третьей ступени гидролиз практически не идёт.

Гидролиз некоторых солей может протекать необратимо. Гидролиз соли протекает необратимо, когда один или оба продукта гидролиза выводятся из реакции: выпадают в осадок или улетучиваются в виде газа, например:

$$ZnSiO_3 + 2H_2O = Zn(OH)_2\downarrow + H_2SiO_3\downarrow;$$

$$Al(CN)_3 + 3H_2O = Al(OH)_3\downarrow + 3HCN.$$

Такие соли невозможно синтезировать в водном растворе. Например, при попытке получения карбоната алюминия взаимодействием растворов сульфата алюминия и карбоната натрия образуется не карбонат, а гидроксид алюминия:

$$Al_2(SO_4)_3 + 3Na_2CO_3 + 3H_2O = 2Al(OH)_3\downarrow + 3Na_2SO_4 + 3CO_2\uparrow.$$

Эту и другие подобные ей реакции можно объяснить протеканием необратимого гидролиза образующегося в результате ионообменной реакции карбоната алюминия:

$$Al_2(SO_4)_3 + 3Na_2CO_3 = Al_2(CO_3)_3\downarrow + 3Na_2SO_4;$$

$$Al_2(CO_3)_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3 + 3H_2CO_3(H_2O + CO_2\uparrow).$$

5.9. Тест для самоконтроля

(ответы приведены в приложении 2)

1. Для реакции, схема которой приведена в молекулярном виде

$$NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + CO_2 + H_2O,$$

напишите на черновике краткое ионно-молекулярное уравнение. В ответе укажите округлённую суммарную молекулярную массу ионов в левой части этого уравнения.

2. Напишите на черновике уравнение гидролиза сульфита натрия. В ответе укажите округлённую молекулярную массу соли, образующейся на первой ступени гидролиза.

3. Напишите на черновике уравнение гидролиза сульфата алюминия. В ответе укажите округлённую молекулярную массу соли, образующейся на первой ступени гидролиза.

4. Для реакции совместного гидролиза двух солей

$$Cr_2(SO_4)_3 + Na_2S + H_2O =$$

напишите формулу вещества, выпадающего в осадок.

5. Установите соответствие между формулой соли и средой её раствора:

Формула	*Среда*
А. $Zn(NO_3)_2$	1) кислотная
Б. NH_4Cl	2) щелочная
В. K_2S	3) нейтральная
Г. $NaNO_3$	

Ответ приведите четырьмя цифрами без запятых и пробелов.

5.10. Задачи и упражнения для самостоятельного решения

(ответы приведены в приложении 2)

1. Для насыщения 250 мл воды поваренной солью при 20 °С требуется 87,5 г этой соли. Определите коэффициент растворимости NaCl в воде при этой температуре.

2. Растворимость сульфата аммония при 20 °С равна 75,4 г в 100 г воды. Определите массовую доля $(NH_4)_2SO_4$ в насыщенном растворе.

3. Какой объем серной кислоты с массовой долей 50,5% и плотностью 1,40 потребуется для приготовления 1,5 л 0,1 М раствора кислоты?

4. Какие вещества из числа HCl, HF, H_2S, HNO_3, C_2H_5OH, $C_{12}H_{22}O_{11}$ являются неэлектролитами, слабыми электролитами и сильными электролитами.

5. Напишите схемы электролитической диссоциации сульфата алюминия, гидросульфата кальция, нитрата гидроксоцинка.

6. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций гидроксида хрома (III) с серной кислотой и гидроксидом калия.

7. К раствору карбоната натрия прилили раствор: а) хлорида натрия; б) гидроксида натрия; в) хлороводородной кислоты; г) хлорида кальция. Напишите молекулярные и ионные уравнения возможных реакций.

8. Укажите вещества из числа K_2SO_4, K_2SO_3, $(NH_4)_2SO_4$, $SiCl_4$, у которых происходит гидролиз при их растворении в воде. Напишите уравнения гидролиза в молекулярном и ионном виде и укажите среду растворов.

9. Укажите соли из числа KCl, Na_3PO_4, $ZnCl_2$, $CuSO_4$, Na_2SiO_3, $FeCl_3$, при гидролизе которых образуются основные соли. Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионном виде и укажите среду растворов.

10. Укажите соли из числа $NaNO_3$, K_3PO_4, $FeSO_4$, $CuCl_2$, K_2SiO_3, при гидролизе которых образуются кислые соли. Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионном виде, укажите среду растворов.

ПРИЛОЖЕНИЕ 1

ПЕРЕЧЕНЬ ЗНАНИЙ И УМЕНИЙ,

которыми должны овладеть студенты **нехимических** направлений и специальностей при изучении дисциплины «Химия»

Модуль (раздел) I
СОСТАВ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

Тема 1. **Атомно-молекулярное учение и стехиометрия**

1. Показывать знание законов атомно-молекулярного учения (сохранения массы, постоянства состава, кратных отношений, простых объемных отношений, Авогадро).

2. Проводить расчеты по соотношениям, которые связывают массу, объем (для газов), количество, молярную массу и молярный объем (для газов) вещества, вычислять состав вещества по его формуле.

3. Выполнять расчеты по газовым уравнениям, по уравнению Клапейрона-Менделеева, приводить объем газообразного вещества к нормальным условиям.

4. Устанавливать простейшие и истинные формулы газообразных соединений по их составу и относительной плотности по другому газу.

5. Проводить простые стехиометрические расчеты по уравнениям реакций: по известной массе (объему) одного вещества вычислять массы (объемы) остальных веществ, участвующих в реакции.

6. Проводить сложные стехиометрические расчеты: при избытке или недостатке вещества, при наличии примесей в веществе, при неполном выходе реакции вследствие её обратимости.

7. Знать определение эквивалента и закон эквивалентов, проводить расчеты по закону эквивалентов: вычислять эквивалентную и атомную массу химического элемента, используя закон эквивалентов и правило Дюлонга-Пти.

8. Вычислять стехиометрическую валентность элемента и записывать формулы его бинарных соединений.

Тема 2. **Классификация и номенклатура неорганических соединений**

1. Знать основные правила международной номенклатуры неорганических соединений, владеть международной номенклатурой неорганических соединений, знать тривиальные названия распространенных неорганических (HCl, NaOH, NH_3, CaO, $Ca(OH)_2$, Na_2CO_3, $NaHCO_3$, $KClO_3$, NaCl,) и органических (CH_4, C_2H_6, C_2H_4, C_2H_2, C_6H_6, C_2H_5OH, CH_3COOH, $H_2C_2O_4$) соединений.

2. Знать основные признаки классификации неорганических соединений (по составу, по свойствам), приводить примеры: оксидов (основные, кислотные, амфотерные, несолеобразующие), оснований (типичные, амфотерные; растворимые, нерастворимые; однокислотные, двухкислотные, трехкислотные), кислот (безкислородные и кислородные; однооснóвные, двухосновные, трехосновные), солей (нормальные, кислые, основные, оксосоли, соли-кристаллогидраты).

3. Устанавливать формулу ангидрида кислоты и кислоты, соответствующей данному ангидриду.

4. Показывать знание характерных химических свойств соединений основных классов.

5. Показывать знание наиболее распространенных способов получения соединений основных классов.

6. Показывать знание генетической связи между основными классами неорганических соединений (цепочки превращений).

Тема 3. **Строение атома, периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева**

1. Знать названия, обозначения, заряд и относительную массу элементарных частиц, входящих в состав атома и атомного ядра.

2. Объяснять, чем отличаются изотопы одного и того же химического элемента, уметь записывать символы изотопов, уметь вычислять среднюю атомную массу химического элемента по его изотопному составу.

3. Понимать теоретические основы (принцип квантования, корпускулярно-волновая двойственность, принцип неопределенности) и знать экспериментальные факты, на которых основана современная модель строения атома.

4. Уметь объяснять понятие «атомная орбиталь» и знать наглядные формы её представления, изображать формы граничной поверхности s-, p- и d-орбиталей.

5. Знать квантовые числа: названия, обозначения, физический смысл, значения, взаимосвязь.

6. Знать закономерности формирования электронных оболочек многоэлектронных атомов: принцип наименьшей энергии, правило Клечковского, принцип Паули, правила Хунда.

7. Уметь записывать электронную формулу атома по атомному номеру элемента и указывать в атоме валентные электроны; для валентных электронов уметь записывать графическую формулу.

8. Определять значения квантовых чисел для любого электрона в электронной оболочке атома.

9. Знать формулировку периодического закона, структуру двух основных форм Периодической системы (8- и 18-клеточной), признак разделения элементов на семейства s-, p-, d- и f-элементов.

10. Объяснять физический смысл атомного номера, периода и группы, знать отличия побочной подгруппы от главной в 8-клеточной форме Периодической системы.

11. Объяснять по электронному строению атома и месту элемента в Периодической системе химические свойства элемента, а также состав и свойства его оксидов и гидроксидов.

12. Знать и объяснять закономерности изменения в периодах и группах характеристик атомов (радиус и ионизационный потенциал), свойств элементов и простых веществ (электроотрицательность, металлические и неметаллические, окислительно-восстановительные свойства).

13. Объяснять закономерности изменения в периодах и в группах состава и свойств оксидов и гидроксидов.

Тема 4. **Химическая связь и строение вещества**

1. Объяснять содержание основных характеристик химической связи (длина, энергия, полярность) и закономерности изменения длины и энергии связи в однотипных молекулах: неорганических (HF–HCl—HBr–HI, H_2O–H_2S–H_2Se–H_2Te) и органических (C_2H_6–C_2H_4–C_2H_2).

2. Объяснять причину образования ковалентной связи и её свойства (направленность, насыщаемость).

3. Изображать схемами метода валентных связей обменный механизм образования химической связи в молекулах H_2, N_2, F_2, HF, H_2O, H_2O_2, NH_3, CO_2.

4. Различать в молекулах N_2 и CO_2 σ-связь и π-связь, определять в них кратность химической связи; на примере молекул C_2H_6–C_2H_4–C_2H_2 и H_2–N_2 объяснять влияние кратности связи на ее энергию.

5. Знать простейшие молекулы (CO) и ионы (NH_4^+), в которых химическая связь образуется по донорно-акцепторному механизму; определять в них степень окисления, стехиометрическую и электронную валентность элементов.

6. Знать и иллюстрировать примерами основные типы гибридизации (sp, sp^2, sp^3, sp^3d^2); уметь определять тип гибридизации по геометрическому строению молекулы (иона) и значению валентного угла.

7. Объяснять влияние несвязывающих орбиталей на строение молекул аммиака и воды.

8. Объяснять природу ионной связи; знать, между какими элементами она возникает и как она влияет на свойства веществ; объяснять закономерность изменения степени ионности в ряду однотипных соединений.

9. Объяснять металлическую связь и её свойства теорией электронного газа.

10. Знать, между какими молекулами образуется водородная связь и как она влияет на свойства соединений (температуру и энтальпию кипения, плотность, растворимость).

11. Знать, между какими молекулами имеет место ориентационное, индукционное и ориентационное взаимодействия и как они влияют на свойства соединений.

12. Знать агрегатные состояния вещества (твердое, жидкое, газ, плазма) и как они отличаются по виду частиц и энергии связи между ними.

13. Для твердого состояния знать классификацию кристаллов по виду частиц в узлах кристаллической решетки и типу взаимодействия межу ними (атомные, ионные, металлические, молекулярные) и характерные физико-химические свойства веществ с тем или иным типом кристаллов.

Модуль II
ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПРОТЕКАНИЯ РЕАКЦИЙ

Тема 5. **Основы химической термодинамики**

1. Знать предмет химической термодинамики и её значение; знать параметры стандартного состояния, объяснять понятие «химическая система» и знать типы систем (открытая, закрытая, изолированная, неизолированная).

2. Знать классификацию реакций в химической термодинамике (экзотермические и эндотермические, изохорные и изобарные, самопроизвольные и несамопроизвольные).

3. Объяснять понятия внутренней энергии и энтальпии системы (вещества) и знать их взаимосвязь (первый закон термодинамики).

4. Определять, не проводя вычислений, тип реакции (экзотермическая или эндотермическая) при известном и неизвестном значении энтальпии этой реакции.

5. Знать определение понятия «стандартная энтальпия образования вещества»; уметь вычислять её, если известны масса (объем – для газа) простого вещества, взаимодействующего без остатка с другим простым веществом, и количество выделяющегося при этом тепла.

6. По энтальпии образования вещества вычислять количество тепла, которое выделяется или поглощается при получении любой массы (объема – для газа) этого вещества.

7. Уметь записывать термохимические уравнения реакций, знать их особенности.

8. Вычислять энтальпию реакции по закону Гесса посредством алгебраических преобразований данных термохимических уравнений.

9. Вычислять энтальпию реакции по следствию закона Гесса.

10. Вычислять количество тепла, которое выделяется или поглощается при получении известной массы (объема – для газа) продукта или при израсходовании известной массы или объема (для газов) реагента.

11. Объяснять физико-химический смысл энтропии системы и стандартной энтропии вещества; определять по уравнению реакции, не проводя расчетов, как изменяется энтропия (увеличивается, уменьшается) при её протекании.

12. Вычислять энтропию реакции и по полученному результату определять направление её протекания в изолированной системе (второй закон термодинамики).

13. Вычислять энергию Гиббса химической реакции при стандартной и нестандартной температуре и делать выводы о возможности и направлении её самопроизвольного протекания в неизолированной закрытой системе.

14. Сравнивать термодинамическую устойчивость соединений по справочным значениям их стандартной энергии Гиббса образования.

Тема 6. **Химическое равновесие**

1. Приводить примеры обратимых реакций, знать термодинамические признаки химического равновесия, записывать выражение закона действующих масс для равновесия обратимых гомо- и гетерогенных реакций.

2. Вычислять исходную концентрацию реагентов при известных равновесных концентрациях реагентов и продуктов; вычислять равновесную концентрацию всех веществ при известной исходной концентрации реагентов и степени их превращения в продукты.

3. Вычислять константу равновесия при известных равновесных концентрациях реагентов и продуктов или вычисленных по п. 2.

4. Вычислять константу равновесия по энергии Гиббса прямой реакции.

5. Вычислять температуру, при которой константа равновесия равна единице.

6. Устанавливать по принципу Ле Шателье направление смещения химического равновесия при изменении условий проведения реакции.

Тема 7. **Основы химической кинетики**

1. Объяснять предмет химической кинетики и её соотношение с химической термодинамикой.

2. Знать принципы классификации реакций на гомогенные и гетерогенные; простые и сложные; последовательные, параллельные и цепные; моно-, би- и тримолекулярные; приводить примеры соответствующих реакций.

3. Знать закон действующих масс для скорости реакций, записывать кинетические уравнения реакций; для сложных реакций различать кинетический порядок и молекулярность реакции.

4. Устанавливать кинетический порядок реакции по зависимости её скорости от концентрации реагентов, вычислять константу скорости реакции по данным о зависимости её скорости от концентрации реагентов.

5. Объяснять физический смысл энергии активации и причину увеличения скорости реакции при повышении температуры; знать правило Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса, проводить по ним прямые и обратные расчёты.

6. Объяснять сущность катализа и общую причину увеличения скорости реакций при использовании катализаторов, приводить примеры каталитических реакций.

7. Вычислять увеличение скорости или константы скорости реакции при использовании катализаторов (при известных значениях константы скорости реакции без использования и при использовании катализатора).

8. Объяснять с позиций химической кинетики состояние химического равновесия.

Модуль III
РАСТВОРЫ И ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

Тема 8. **Способы выражения концентрации растворов**

1. Знать названия, обозначения, определения и соответствующие определениям формулы шести способов выражения концентрации растворов: массовая доля, молярная, эквивалентная, титр, моляльность и мольная доля.

2. Проводить расчеты на переход от одного способа выражения концентрации к другому.

3. Проводить расчеты на приготовление раствора заданной концентрации методом растворения чистого вещества (твердого, жидкого, газообразного), разбавления водой данного раствора или выпаривания воды из данного раствора.

4. Вычислять концентрацию раствора, получаемого смешиванием двух растворов с известной концентрацией.

5. Вычислять массу или объем раствора, необходимого для проведения реакции и который можно получить при проведении реакции.

6. Знать закон эквивалентов для реакций в растворах, вычислять концентрацию раствора кислоты или щёлочи по результатам основно-кислотного титрования.

7. Проводить вычисления, связанные с коэффициентом растворимости вещества.

Тема 9. **Свойства растворов неэлектролитов и электролитов**

1. Знать сущность химической теории растворения, разработанной Д.И. Менделеевым и другими российскими учеными, проводить вычисления, связанные с энтальпией растворения и гидратации вещества.

2. Приводить примеры растворов неэлектролитов, уметь вычислять свойства растворов неэлектролитов: понижение давления пара, повышение и понижение температур кипения и замерзания, осмотическое давление.

3. Вычислять молекулярную массу неэлектролита по температурам кипения или замерзания его раствора.

4. Приводить примеры растворов электролитов, объяснять механизм их электролитической диссоциации, записывать схемы диссоциации кислот, оснований, солей (средних, кислых, основных).

5. Объяснять смысл константы и степени диссоциации электролита, уметь записывать выражения для константы диссоциации слабых электролитов.

6. Знать закон разбавления Оствальда (его формулировку и математическое выражение) и проводить по нему расчеты.

7. Вычислять водородный показатель растворов сильных и слабых электролитов.

8. По справочным значениям произведения растворимости вычислять концентрацию насыщенного раствора данного малорастворимого вещества и объем воды, необходимый для растворения данной массы малорастворимого вещества.

Тема 10. **Реакции в растворах электролитов**

1. Записывать в молекулярном и ионном виде уравнения ионообменных реакций с образованием нерастворимого вещества, газа, слабого электролита, перевода кислых и основных солей в нормальные.

3. Устанавливать направление ионообменной реакции, если в левой и правой частях её уравнения имеются нерастворимые вещества или слабые электролиты.

4. Определять по формуле соли тип её гидролиза и среду её раствора.

5. Записывать молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей и солеподобных соединений неметаллов.

6. Сравнивать соли по полноте их гидролиза (без расчетов).

7. Устанавливать, что происходит с гидролизом данной соли (усиление, ослабление, изменений нет) при разбавлении раствора и введении в её раствор других веществ.

8. Вычислять степень гидролиза соли, если известна концентрация H^+- или OH^--ионов в её растворе.

Тема 11. **Окислительно-восстановительные реакции**

1. Определять степень окисления элементов в любом соединении, отличать ОВР от реакций, протекающих без изменения степени окисления элементов.

2. Находить в ОВР окислитель, восстановитель и среду.

3. Устанавливать тип ОВР: межмолекулярная, внутримолекулярная, диспропорционирование, конпропорционирование.

4. Определять стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса.

5. Вычислять эквивалентные массы восстановителей и окислителей.

Тема 12. **Электрохимические процессы**

1. Объяснять физико-химический смысл электродного потенциала металла, знать свойства ряда напряжений и его условного разделения на три части, знать приблизительное расположение наиболее известных металлов (Na, Mg, Al, Zn, Fe, Cu, Au) в ряду напряжений.

2. Записывать электрохимические схемы гальванических элементов, катодные и анодные полуреакции и токообразующие реакции.

3. Вычислять ЭДС гальванического элемента при стандартных и нестандартных условиях.

4. Записывать катодные и анодные полуреакции и суммарные реакции электролиза расплавов и растворов солей в электролизёре с инертным и активным анодом.

5. Проводить количественные расчеты по законам Фарадея.

6. Приводить примеры и описывать применение электролиза в химической промышленности (получение водорода и щелочей), в металлургии (получение и рафинирования металлов) и при нанесении покрытий.

7. Объяснять преимущества топливных элементов, описывать работу водородно-кислородного элемента.

8. Описывать химические процессы, протекающие при зарядке и разрядке автомобильного (свинцового) аккумулятора и объяснять преимущества аккумуляторов над гальваническими элементами.

Элементы содержания химии,
изучаемые студентами отдельных направлений и специальностей
согласно требованиям Государственного образовательного стандарта

Федеральные требования. Дисперсные системы. Классы органических соединений, полимеры и олигомеры. Фазовое равновесие. Поверхностные эффекты на границе раздела фаз, адсорбция. Основы учения о катализе. Колебательные реакции. Комплементарность. Химическая идентификация: качественный и количественный анализ, аналитический сигнал, физико-химический и физический анализ.

Региональные требования. Особенности климатических условий региона и их влияние на протекание химических процессов и на измерительную технику. Виды и объёмы сырьевых ресурсов (нефть, газ, нерудные месторождения) в регионе. Химическая термодинамика процессов сгорания топлива. Коррозия металлов, электрохимическая коррозия, методы защиты от коррозии. Современные способы разделения и очистки элементов, получение веществ высокой степени чистоты. Химические загрязнения и его последствия, роль химии в охране окружающей среды.

Университетские требования. Вклад выдающихся учёных Томского политехнического университета в развитие химии.

ПРИЛОЖЕНИЕ 2

ОТВЕТЫ

на задания тестов для самоконтроля
и на задачи и упражнения для самостоятельного решения

Глава 1
Атомно-молекулярное учение и стехиометрия

Тест для самоконтроля

Задание	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Ответ	4	4	3	1	2	2	3	2	3	1

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. а) 490 г; б) 1,5 моль, в) 112 л; г) $1{,}5 \cdot 10^{23}$.

2. 9.

3. $AuCl_3$, валентность III.

4. Al_4C_3.

5. Валентность III, атомная масса 55,84; металл – железо.

6. Эквивалентная масса соли равна 52,78; формула соли $CrCl_3$.

7. $Mg_3(PO_4)_2$ – ортофосфат магния.

8. $BaCl_2 \cdot 2H_2O$.

9. C_2H_2 (ацетилен) и C_6H_6 (бензол).

10. 55 % Cu и 45 % Al.

Глава 2
Классификация и номенклатура неорганических соединений

Тест для самоконтроля

Задание	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Ответ	2	4	3	3	2	3	4	3	4	3

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Оксиды: MgO – оксид магния; N_2O_5 – оксид азота (V), азотный ангидрид. Основания: $Pb(OH)_2$ – гидроксид свинца (II), $Fe(OH)_3$ – гидроксид железа (III). Кислоты: H_2SO_3 – сернистая; H_2S – сероводородная. Соли: $CaSO_4$ – сульфат кальция; $CaCl_2$ – хлорид кальция; Na_2HPO_4 – гидрофосфат натрия; Mg(OH)Cl – хлорид гидроксомагния; $KHCO_3$ – гидрокарбонат калия.

2. С водой взаимодействуют оксиды бария, кальция, фосфора, серы, натрия и азота. Уравнения реакций:

$BaO + H_2O = Ba(OH)_2$; $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$;
$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$; $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$;
$Na_2O + H_2O = 2NaOH$; $2NO_2 + H_2O = HNO_3 + HNO_2$.

3. 1) Калий сгорает с образованием пероксида:

$$2K + O_2 = K_2O_2.$$

2) Для получения оксида калия проводят реакцию пероксида с металлическим калием:

$$K_2O_2 + 2K = 2K_2O.$$

3) Гидроксид калия образуется по реакции оксида с водой:

$$K_2O + 2H_2O = 2KOH.$$

4) При взаимодействии одного моля гидроксида калия с одним молем серной кислоты образуется кислая соль:

$$KOH + H_2SO_4 = KHSO_4 + H_2O.$$

5) Кислая соль превращается в нормальную при взаимодействии со щелочью:

$$KHSO_4 + KOH = K_2SO_4 + H_2O.$$

6) Из сульфата калия можно получить нерастворимый сульфат бария при проведении ионообменной реакции с растворимой солью бария:

$$K_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2KCl.$$

4. 1) $10Fe + 36HNO_3 = 10Fe(NO_3)_3 + 3N_2 + 18H_2O$;

2) $Fe(NO_3)_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3\downarrow + 3NaNO_3$;

3) $2Fe(OH)_3 \xrightarrow{T} = Fe_2O_3 + 3H_2O\uparrow$;

4) $Fe_2O_3 + 3C \xrightarrow{T} 2Fe + 3CO\uparrow$;

5) $Fe + H_2SO_4(разб) = FeSO_4 + H_2\uparrow$;

6) $FeSO_4 + 2KOH = Fe(OH)_2\downarrow + K_2SO_4$;

7) $2Fe(OH)_2 + H_2O_2 = 2Fe(OH)_3$;

8) $Fe(OH)_3 + NaOH(расплав) \xrightarrow{T} NaFeO_2 + 2H_2O\uparrow$.

5. Осушитель должен поглощать пары воды (взаимодействовать с водой), но не взаимодействовать с осушаемым газом. Поэтому концентрированную серную кислоту можно использовать для осушки кислых газов (CO_2) и несолеобразующих (CO, NO, N_2O), но ее нельзя использовать для осушки аммиака, так как аммиак взаимодействует с серной кислотой:

$$2NH_3 + H_2SO_4 = (NH_4)_2SO_4.$$

Фосфорный ангидрид (P_2O_5) – кислотный оксид, поэтому его также нельзя использовать для осушки аммиака, но можно – для осушки кислых и несолеобразующих газов.

Твердый гидроксид натрия, наоборот, можно использовать для осушки аммиака и несолеобразующих газов, но нельзя – для осушки кислых газов, так как он будет с ними взаимодействовать:

$$CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O;$$

$$SO_2 + 2NaOH = Na_2SO_3 + H_2O$$

Глава 3
Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева

Тест для самоконтроля

Задание	1	2	3	4	5	6	7	8
Ответ	3	4	4	Mg, Al, S, O	4	1	2	3

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. $E_{ион} = 96,5 \cdot J = 96,5 \cdot 24,68 = 2381,6$ кДж/моль.

2. В формулах бинарных соединений на первом месте указывается символ элемента с меньшей, а на втором – с большей электрооотрицательностью. Исходя из этого и учитывая, что валентность элементов четвертой группы равна четырем, записываем формулы соединений: H_4C, SiH_4, GeH_4, SuH_4, PbH_4. Но для первого соединения в химии сохраняется исторически сложившаяся запись формулы метана – CH_4.

3. CaH_2, CaO, CaS, CaF_2.

4. Sb_2O_5, V_2O_5, CrO_3, Re_2O_7, H_3SbO_4, HVO_3, H_2CrO_4, $HReO_4$.

5. В соединениях с кислородам химические элементы проявляют, как правило, максимальную валентность, равную номеру группы, следовательно, данный элемент расположен в шестой группе. В четвертом периоде в шестой группе находятся сера и хром, но хром стехиометрического соединения с водородом с формулой $H_2Э$ не образует, а сера образует (H_2S – сероводород). Следовательно, этот элемент – сера.

Глава 4
Химические реакции

Тест для самоконтроля

Задание	1	2	3	4	5
Ответ	2	2	5	22	1

Упражнения для самостоятельного решения

1. 6 **2.** 19 **3.** 13 **4.** 17 **5.**
6. **7.** **8.** **9.** **10.**

Глава 5
Растворы

Тест для самоконтроля

Задание	1	2	3	4	5
Ответ	62	104	140	$Cr(OH)_3$, CO_2	1123

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. 35,0 г/100 г H_2O

2. 43 %

3. 3

4. Неэлектролиты: C_2H_5OH, $C_{12}H_{22}O_{11}$; сильные электролиты: HCl, HNO_3; слабые электролиты: HF, H_2S.

5.

$$Al_2(SO_4)_3 = 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}.$$

$$Ca(HSO_4)_2 = Ca^{2+} + 2HSO_4^- \text{ (I)}; \quad HSO_4^- \leftrightarrows H^+ + SO_4^{2-}.$$

$$Zn(OH)NO_3 = ZnOH^+ + NO_3^- \text{ (I)}; \quad ZnOH^+ \leftrightarrows Zn^{2+} + OH^-.$$

6.

$$2Cr(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + 6H_2O;$$
$$Cr(OH)_3 + 3H^+ = Cr^{3+} + 3H_2O.$$

$$Cr(OH)_3 + 3KOH = K_3[Cr(OH)_6];$$
$$Cr(OH)_3 + 3OH^- = [Cr(OH)_6]^{3-}.$$

7.

$$Na_2CO_3 + NaCl \neq; \qquad Na_2CO_3 + NaOH \neq.$$

$$Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + CO_2 + H_2O;$$
$$CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2 + H_2O.$$

$$Na_2CO_3 + CaCl_2 = CaCO_3\downarrow + 2NaCl;$$
$$Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow.$$

8. Гидролиз возможен для всех данных солей, кроме K_2SO_4.

$$K_2SO_3 + H_2O \leftrightarrows KHSO_3 + KOH;$$
$$SO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrows HSO_3^- + OH^- \text{ – среда щелочная.}$$

$$(NH_4)_2SO_4 + 2H_2O \leftrightarrows 2NH_4OH + H_2SO_4;$$
$$NH_4^+ + H_2O \leftrightarrows NH_4OH + H^+ \text{ – среда кислотная.}$$

$$Al_2S_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow \text{ – среда нейтральная.}$$

9. Основные соли образуются при гидролизе $ZnCl_2$, $CuSO_4$ и $FeCl_3$:

$$ZnCl_2 + H_2O \leftrightarrows ZnOHCl + HCl;$$
$$Zn^{2+} + H_2O \leftrightarrows ZnOH^+ + H^+ \text{ – среда кислотная.}$$

$$CuSO_4 + H_2O \leftrightarrows (CuOH)_2SO_4 + H_2SO_4;$$
$$Cu^{2+} + H_2O \leftrightarrows CuOH^+ + H^+ \text{ – среда кислотная.}$$

$$FeCl_3 + H_2O \leftrightarrows FeOHCl_2 + HCl;$$
$$Fe^{3+} + H_2O \leftrightarrows FeOH^{2+} + H^+ \text{ – среда кислотная.}$$

10. Кислые соли образуются при гидролизе K_3PO_4 и K_2SiO_3:

$$K_3PO_4 + H_2O \leftrightarrows K_2HPO_4 + KOH;$$
$$PO_4^{3-} + H_2O \leftrightarrows HPO_4^{2-} + OH^- \text{ – среда щелочная.}$$

$$K_2SiO_3 + H_2O \leftrightarrows KHSiO_3 + KOH;$$
$$SiO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrows HSiO_3^- + OH^- \text{ – среда щелочная.}$$

ПРИЛОЖЕНИЕ 3

ПРИМЕР

зачётного задания по материалу учебного пособия
«Введение в химию»

1. Какой объем углекислого газа, приведенного к н.у., выделяется при прокаливании 920 г минерала доломита ($CaCO_3 \cdot MgCO_3$) при отсутствии в нём примесей?

2. Какой объем занимает метан массой 64 г при температуре 110 °С и давлении $0{,}96 \cdot 10^5$ Па?

3. Укажите, к каким классам относятся соединения и напишите их названия: $Cu(OH)_2$, CO_2, CuO, $HClO_3$, K_2HPO_4, H_2CrO_4, $Fe(OH)_2NO_3$.

4. Напишите названия следующих данных соединений и укажите, к каким классам они относятся: P_4O_{10}, CrO_3, $Cd(OH)_2$, $Sn(OH)_2$, H_3PO_4, HPO_3, K_2S, Na_3PO_4, Na_2HPO_4, NaH_2PO_4, $NaHS$, $AlOH(NO_3)_2$.

5. Объясните, почему и как изменяются атомные радиусы элементов с увеличением их атомного номера, как отражается изменение радиусов атомов на свойствах химических элементов и образуемых ими соединений?

6. Среди веществ Mn, MnO_2, $KMnO_4$ укажите окислитель, восстановитель и вещество с окислительно-восстановительной двойственностью. Приведите названия веществ.

7. Определите стехиометрические коэффициенты в реакциях:

а) $FeSO_4 + KClO_3 + H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + KCl + H_2O$

б) $MnO_2 + KNO_3 + KOH = K_2MnO_4 + KNO_2 + H_2O$

8. В каком объеме воды необходимо растворить 30 г бромида калия для получения раствора с массовой долей KBr 6 %?

9. Вычислите объем 15%-й серной кислоты ($\rho = 1{,}10$), который потребуется для реакции с 24,3 г магния?

10. Напишите схемы электролитической диссоциации: а) серной кислоты; б) сульфата хрома (III); в) гидросульфида калия.

11. Закончите молекулярные и напишите ионные уравнения:

а) $Ba(OH)_2 + HCl =$ б) $NaHSO_4 + NaOH =$

в) $Al(OH)_3 + HNO_3 =$ г) $Al(OH)_3 + KOH =$

д) $Mg(NO_3)_2 + NaOH =$ е) $ZnOHCl + HCl =$

12. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза (по всем ступеням) следующих веществ: Na_2S, $Cr_2(SO_4)_3$, $(NH_4)_2SO_3$.

ПРИЛОЖЕНИЕ 5

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА (8-клеточная форма)

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	**H 1** 1,0079 водород						**(H)**			**2 He** 4,0026 гелий
2	**Li 3** 6,941 литий	**Be 4** 9,012 бериллий	**5 B** 10,811 бор	**6 C** 12,011 углерод	**7 N** 14,0067 азот	**8 O** 15,9994 кислород	**9 F** 18,9984 фтор			**10 Ne** 20,179 неон
3	**Na 11** 22,9898 натрий	**Mg 12** 24,3050 магний	**13 Al** 26,9815 алюминий	**14 Si** 28,0855 кремний	**15 P** 30,9737 фосфор	**16 S** 32,066 сера	**17 Cl** 35,4527 хлор			**18 Ar** 39,948 аргон
4	**K 19** 39,0983 калий	**Ca 20** 40,078 кальций	**Sc 21** 44,956 скандий	**Ti 22** 47,867 титан	**V 23** 50,9415 ванадий	**Cr 24** 51,996 хром	**Mn 25** 54,938 марганец	**Fe 26** 55,845 железо	**Co 27** 58,933 кобальт	**Ni 28** 58,693 никель
	29 Cu 63,546 медь	**30 Zn** 65,39 цинк	**31 Ga** 69,723 галлий	**32 Ge** 72,61 германий	**33 As** 74,9216 мышьяк	**34 Se** 78,96 селен	**35 Br** 79,904 бром			**36 Kr** 83,80 криптон
5	**Rb 37** 85,468 рубидий	**Sr 38** 87,62 стронций	**Y 39** 88,906 иттрий	**Zr 40** 91,224 цирконий	**Nb 41** 92,906 ниобий	**Mo 42** 95,94 молибден	**Tc 43** 98,907 технеций	**Ru 44** 101,07 рутений	**Rh 45** 102,9055 родий	**Pd 46** 106,42 палладий
	47 Ag 107,868 серебро	**48 Cd** 112,411 кадмий	**49 In** 114,818 индий	**50 Sn** 118,710 олово	**51 Sb** 121,760 сурьма	**52 Te** 127,60 теллур	**53 I** 126,904 йод			**54 Xe** 131,29 ксенон
6	**Cs 55** 132,905 цезий	**Ba 56** 137,327 барий	**La* 57** 138,905 лантан	**Hf 72** 178,49 гафний	**Ta 73** 180,948 тантал	**W 74** 183,84 вольфрам	**Re 75** 186,207 рений	**Os 76** 190,23 осмий	**Ir 77** 192,217 иридий	**Pt 78** 195,08 платина
	79 Au 196,9665 золото	**80 Hg** 200,59 ртуть	**81 Tl** 204,383 таллий	**82 Pb** 207,2 свинец	**83 Bi** 208,980 висмут	**84 Po** 208,9824 полоний	**85 At** 209,987 астат			**86 Rn** 222,0176 радон
	Fr 87 223,0197 франций	**Ra 88** 226,0254 радий	**Ac** 89** 227,0278 актиний	**Rf 104** 261,11 резерфордий	**Db 105** 262,114 дубний	**Sg 106** 263,118 сиборгий	**Bh 107** 262,12 борий	**Hs 108** [265] хассий	**Mt 109** [266] мейтнерий	**110**

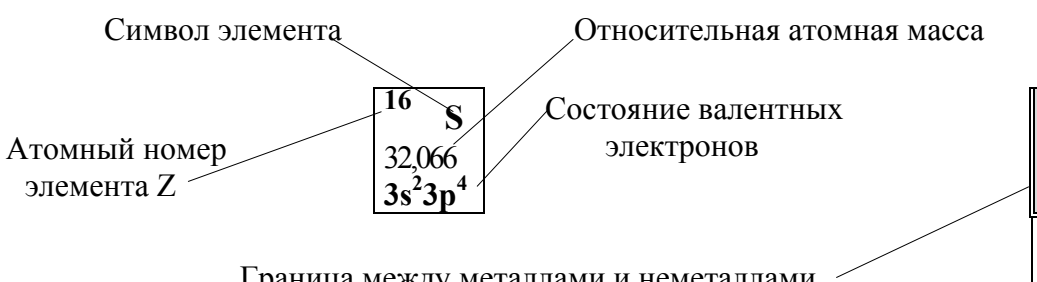
***)** ЛАНТАНОИДЫ

Ce 58 140,115 церий	**Pr 59** 140,907 празеодим	**Nd 60** 144,24 неодим	**Pm 61** 144,913 прометий	**Sm 62** 150,36 самарий	**Eu 63** 151,965 европий	**Gd 64** 157,25 гадолиний	**Tb 65** 158,925 тербий	**Dy 66** 162,52 диспрозий	**Ho 67** 164,93 гольмий	**Er 68** 167,26 эрбий	**Tm 69** 168,934 тулий	**Yb 70** 173,04 иттербий	**Lu 71** 174,967 лютеций

****)** АКТИНОИДЫ

Th 90 232,038 торий	**Pa 91** 231,036 протактиний	**U 92** 238,051 уран	**Np 93** 237,048 нептуний	**Pu 94** 244,064 плутоний	**Am 95** 243,061 америций	**Cm 96** 247,070 кюрий	**Bk 97** 247,070 берклий	**Cf 98** 251,080 калифорний	**Es 99** 252,083 эйнштейний	**Fm 100** 257,095 фермий	**Md 101** 258,1 менделевий	**No 102** 259,101 нобелий	**Lr 103** 262,11 лоуренсий

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА (18-клеточная форма)



^{1}H 1,008 1s^1																	^{2}He 4,003 1s^2
^{3}Li 6,941 2s^1	^{4}Be 9,012 2s^2											^{5}B 10,811 2s^{2}2p^1	^{6}C 12,011 2s^{2}2p^2	^{7}N 14,007 2s^{2}2p^3	^{8}O 15,999 2s^{2}2p^4	^{9}F 18,998 2s^{2}2p^5	^{10}Ne 20,18 2s^{2}2p^6
^{11}Na 22,99 3s^1	^{12}Mg 24,305 3s^2											^{13}Al 26,982 3s^{2}3p^1	^{14}Si 28,086 3s^{2}3p^2	^{15}P 30,974 3s^{2}3p^3	^{16}S 32,066 3s^{2}3p^4	^{17}Cl 35,453 3s^{2}3p^5	^{18}Ar 39,95 3s^{2}3p^6
^{19}K 39,098 4s^1	^{20}Ca 40,078 4s^2	^{21}Sc 44,956 3d^{1}4s^2	^{22}Ti 47,867 3d^{2}4s^2	^{23}V 50,94 3d^{3}4s^2	^{24}Cr 51,996 3d^{5}4s^1	^{25}Mn 54,94 3d^{5}4s^2	^{26}Fe 55,84 3d^{6}4s^2	^{27}Co 58,93 3d^{7}4s^2	^{28}Ni 58,69 3d^{8}4s^2	^{29}Cu 63,546 3d^{10}4s^1	^{30}Zn 65,39 3d^{10}4s^2	^{31}Ga 69,72 4s^{2}4p^1	^{32}Ge 72,61 4s^{2}4p^2	^{33}As 74,92 4s^{2}4p^3	^{34}Se 78,96 4s^{2}4p^4	^{35}Br 79,90 4s^{2}4p^5	^{36}Kr 83,80 4s^{2}4p^6
^{37}Rb 85,47 5s^1	^{38}Sr 87,62 5s^2	^{39}Y 88,906 4d^{1}5s^2	^{40}Zr 91,22 4d^{2}5s^2	^{41}Nb 92,91 4d^{4}5s^1	^{42}Mo 95,94 4d^{5}5s^1	^{43}Tc 98,91 4d^{5}5s^2	^{44}Ru 101,07 4d^{7}5s^1	^{45}Rh 102,901 4d^{8}5s^1	^{46}Pd 106,42 4d^{10}5s^0	^{47}Ag 107,87 4d^{10}5s^1	^{48}Cd 112,41 4d^{10}5s^2	^{49}In 114,82 5s^{2}5p^1	^{50}Sn 118,71 5s^{2}5p^2	^{51}Sb 121,76 5s^{2}5p^3	^{52}Te 127,60 5s^{2}5p^4	^{53}I 126,90 5s^{2}5p^5	^{54}Xe 131,29 5s^{2}5p^5
^{55}Cs 132,905 6s^1	^{56}Ba 137,33 6s^2	^{57}La* 138,905 5d^{1}6s^2	^{72}Hf 178,49 5d^{2}6s^2	^{73}Ta 180,95 5d^{3}6s^2	^{74}W 183,84 5d^{4}6s^2	^{75}Re 186,21 5d^{5}6s^2	^{76}Os 190,23 5d^{6}6s^2	^{77}Ir 192,22 5d^{7}6s^2	^{78}Pt 195,08 5d^{9}6s^1	^{79}Au 196,966 5d^{10}6s^1	^{80}Hg 200,59 5d^{10}6s^2	^{81}Tl 204,38 6s^{2}6p^1	^{82}Pb 207,2 6s^{2}6p^2	^{83}Bi 208,98 6s^{2}6p^3	^{84}Po 208,98 6s^{2}6p^4	^{85}At 209,99 6s^{2}6p^5	^{86}Rn 222,02 6s^{2}6p^6
^{87}Fr 223,02 7s^1	^{88}Ra 226,02 7s^2	^{89}Ac** 227,03 6d^{1}7s^2	^{104}Rf 261,11 6d^{2}7s^2	^{105}Db 262,11 6d^{3}7s^2	^{106}Sg 263,12 6d^{4}7s^2	^{107}Bh 262,12 6d^{5}7s^2	^{108}Hs [265] 6d^{6}7s^2	^{109}Mt [266] 6d^{7}7s^2	110	111	112	113	114	115	116	117	118

*) Лантаноиды	^{58}Ce 140,12 4f^{2}6s^2	^{59}Pr 140,91 4f^{3}6s^2	^{60}Nd 144,24 4f^{4}6s^2	^{61}Pm 144,91 4f^{5}6s^2	^{62}Sm 150,36 4f^{6}6s^2	^{63}Eu 151,96 4f^{7}6s^2	^{64}Gd 157,25 4f^{7}5d^{1}6s^2	^{65}Tb 158,92 4f^{9}6s^2	^{66}Dy 162,52 4f^{10}6s^2	^{67}Ho 164,93 4f^{11}6s^2	^{68}Er 167,26 4f^{12}6s^2	^{69}Tm 168,93 4f^{13}6s^2	^{70}Yb 173,04 4f^{14}6s^2	^{71}Lu 174,97 5d^{1}6s^2
**) Актиноиды	^{90}Th 232,04 6d^{2}7s^2	^{91}Pa 231,036 5f^{2}6d^{1}7s^2	^{92}U 238,051 5f^{3}6d^{1}7s^2	^{93}Np 237,048 5f^{4}6d^{1}7s^2	^{94}Pu 244,064 5f^{6}7s^2	^{95}Am 243,06 5f^{7}7s^2	^{96}Cm 247,07 5f^{7}6d^{1}7s^2	^{97}Bk 247,07 5f^{8}6d^{1}7s^2	^{98}Cf 251,08 5f^{10}6s^2	^{99}Es 252,08 5f^{11}7s^2	^{100}Fm 257,09 5f^{12}7s^2	^{101}Md 258,1 5f^{13}7s^2	^{102}No 259,1 5f^{14}7s^2	^{103}Lr 260,11 6d^{1}7s^2

ПРИЛОЖЕНИЕ 6

НАЗВАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Z	*Элемент*	*Символ*	*Латинское название*	*Английское название*	*Немецкое название*
1	Водород	H	Hydrogenium	Hydrogen	Wasserstoff
2	Гелий	He	Helium	Helium	Helium
3	Литий	Li	Lithium	Lithium	Lithium
4	Бериллий	Be	Beryllum	Beryllum	Beryllum
5	Бор	B	Borum	Boron	Bor
6	Углерод	C	Carboneum	Carbon	Kohlenstoff
7	Азот	N	Nitrogenium	Nitrogen	Stickstoff
8	Кислород	O	Oxygenium	Oxygen	Sauerstoff
9	Фтор	F	Fluorum	Fluorine	Fluor
10	Неон	Ne	Neon	Neon	Neon
11	Натрий	Na	Natrium	Sodium	Natrium
12	Магний	Mg	Magnesium	Magnesium	Magnesium
13	Алюминий	Al	Aluminium	Aluminum	Aluminium
14	Кремний	Si	Silicium	Silicon	Silizium
15	Фосфор	P	Phosphorus	Phosphorus	Phosphor
16	Сера	S	Sulfur	Sulfur	Schwefer
17	Хлор	Cl	Chlorum	Clorine	Chlor
18	Аргон	Ar	Argon	Argon	Argon
19	Калий	K	Kalium	Potassium	Kalium
20	Кальций	Ca	Calcium	Calcium	Kalcium
21	Скандий	Sc	Scanium	Scanium	Scanium
22	Титан	Ti	Titanium	Titanium	Titan
23	Ванадий	V	Vanadium	Vanadium	Vanadin
24	Хром	Cr	Chromium	Chromium	Chrom
25	Марганец	Mn	Manganum	Manganese	Mangan
26	Железо	Fe	Ferrum	Iron	Eisen
27	Кобальт	Co	Cobaltum Nic-	Cobalt	Kobalt
28	Никель	Ni	colum	Nickel	Nickel
29	Медь	Cu	Cuprum	Copper	Kupfer
30	Цинк	Zn	Zincum	Zinc	Zink
31	Галлий	Ga	Gallium	Gallium	Gallium
32	Германий	Ge	Germanium	Germanium	Germanium
33	Мыщьяк	As	Arsenicum	Arsenic	Arsen
34	Селен	Se	Selenium	Selenium	Selen

35	Бром	Br	Bromum	Bromine	Brom
36	Криптон	Kr	Krypton	Krypton	Krypton
37	Рубидий	Rb	Rubidium	Rubidium	Rubidium
38	Стронций	Sr	Strontium	Strontium	Strontium
39	Иттрий	Y	Yttrium	Yttrium	Yttrium
40	Цирконий	Zr	Zirconium	Zirconium	Zirkonium
41	Ниобий	Nb	Niobium	Niobium	Niob
42	Молибден	Mo	Molybdaenum	Molybdenum	Molybdän
43	Технеций	Tc	Technetium	Technetium	Technetium
44	Рутений	Ru	Ruthenium	Ruthenium	Ruthenium
45	Родий	Rh	Rhodium	Rhodium	Rhodium
46	Палладий	Pd	Palladium	Palladium	Palladium
47	Серебро	Ag	Argentum	Silver	Silber
48	Кадмий	Cd	Cadmium	Cadmium	Kadmium
49	Индий	In	Indium	Indium	Indium
50	Олово	Sn	Stannum	Tin	Zinn
51	Сурьма	Sb	Stibium	Antimony	Antimon
52	Теллур	Te	Tellurium	Tellurium	Tellur
53	Йод	I	Jodum	Iodine	Jod (J)
54	Ксенон	Xe	Xenon	Xenon	Xenon
55	Цезий	Cs	Cesium	Cesium	Zäsium
56	Барий	Ba	Barium	Barium	Barium
57	Лантан	La	Lanthanum	Lanthanum	Lanthan
58	Церий	Ce	Cerium	Cerium	Zerium
59	Празеодим	Pr	Praseodymium	Praseodymium	Praseodym
60	Неодим	Nd	Neodymium	Neodymium	Neodym
61	Прометий	Pm	Promethium	Promethium	Promethium
62	Самарий	Sm	Samarium	Samarium	Samarium
63	Европий	Eu	Europium	Europium	Europium
64	Гадолиний	Gd	Gadolinium	Gadolinium	Gadolinium
65	Тербий	Tb	Terbium	Terbium	Terbium
66	Диспрозий	Dy	Dysprosium	Dysprosium	Dysprosium
67	Гольмий	Ho	Holmium	Holmium	Holmium
68	Эрбий	Er	Erbium	Erbium	Erbium
69	Тулий	Tm	Thulium	Thulium	Thulium
70	Иттербий	Yb	Ytterbium	Ytterbium	Ytterbium
71	Лютеций	Lu	Lutetium	Lutetium	Lutetium
72	Гафний	Hf	Hafnium	Hafnium	Hafnium
73	Тантал	Ta	Tantalum	Tantalum	Tantal

74	Вольфрам	W	Wolfram	Tungsten	Wolfram
75	Рений	Re	Rhenium	Rhenium	Rhenium
76	Осмий	Os	Osmium	Osmium	Osmium
77	Иридий	Ir	Iridium	Iridium	Iridium
78	Платина	Pt	Platinum	Platinum	Platin
79	Золото	Au	Aurum	Gold	Gold
80	Ртуть	Hg	Hydrargyrum	Mercury	Quecksilber
81	Таллий	Tl	Thallium	Thallium	Thallium
82	Свинец	Pb	Plumbum	Lead	Blei
83	Висмут	Bi	Bismuthum	Bismuth	Wismut
84	Полоний	Po	Polonium	Polonium	Polonium
85	Астат	At	Astatium	Astatine	Astatin
86	Радон	Rn	Radon	Radon	Radon
87	Франций	Fr	Francium	Francium	Francium
88	Радий	Ra	Radium	Radium	Radium
89	Актиний	Ac	Actinium	Actinium	Aktinium
90	Торий	Th	Thorium	Thorium	Thorium
91	Протактиний	Pa	Protactinium	Protactinium	Protaktinium
92	Уран	U	Uranium	Uranium	Uran
93	Нептуний	Np	Neptunium	Neptunium	Neptunium
94	Плутоний	Pu	Plutonium	Plutonium	Plutonium
95	Америций	Am	Amerecium	Amerecium	Amerezium
96	Кюрий	Cm	Curium	Curium	Curium
97	Берклий	Bk	Berkelium	Berkelium	Berkelium
98	Калифорний	Cf	Californium	Californium	Kalifornium
99	Энштейний	Es	Einsteinium	Einsteinium	Einsteinium
100	Фермий	Fm	Fermium	Fermium	Fermium
101	Менделевий	Md	Mendelevium	Mendelevium	Mendelevium
102	Нобелий	No	Nobelium	Nobelium	Nobelium
103	Лоуренсий	Lr	Lawrencium	Lawrencium	Lawrencium
104	Резерфордий	Rf			
105	Дубний	Db			
106	Сиборгий	Sg			
107	Борий	Bh			
108	Хассий	Hs			
109	Мейтнерий	Mt			
110					
111					
112					

ПРИЛОЖЕНИЕ 7

НАЗВАНИЯ КИСЛОТ И СОЛЕЙ

(формулы несуществующих и неустойчивых кислот приведены в скобках)

Элемент	*Кислота*	*Название:*	
		кислоты	*соли*
Азот	HNO_2 HNO_3	Азотистая Азотная	Нитрит Нитрат
Алюминий	$(HAlO_2)$ (H_3AlO_3)	– –	Метаалюминат Ортоалюминат
Бор	HBO_2 H_3BO_3 $(H_2B_4O_7)$	Метаборная Ортоборная –	Метаборат Ортоборат Тетраборат
Бром	HBr HBrO $(HBrO_2)$ $HBrO_3$ $HBrO_4$	Бромоводородная Бромноватистая – Бромноватая Бромная	Бромид Гипобромит Бромит Бромат Пербромат
Ванадий	HVO_3 H_3VO_4	Метаванадиевая Ортованадиевая	Метаванадат Ортованадат
Висмут	$(HBiO_3)$	–	Висмутат
Вольфрам	H_2WO_4	Вольфрамовая	Вольфрамат
Германий	(H_2GeO_2) H_2GeO_3	– Германиевая	Германит Германат
Железо	$(HFeO_2)$ (H_2FeO_4)	– –	Феррит Феррат
Йод	HI HIO (HIO_2) HIO_3 HIO_4 H_5IO_6	Йодоводородная Йодноватистая – Йодноватая Метайодная Ортойодная	Йодид Гипойодит Йодит Йодат Метаперйодат Ортоперйодат
Кремний	H_2SiO_3 H_4SiO_4	Метакремниевая Ортокремниевая	Метасиликат Ортосиликат
Марганец	(H_2MnO_4) $HMnO_4$	– Марганцевая	Манганат (VI) Перманганат
Молибден	H_2MoO_4	Молибденовая	Молибдат
Мышьяк	$HAsO_2$ H_3AsO_3 $HAsO_3$ H_3AsO_4	Метамышьяковистая Ортомышьяковистая Метамышьяковая Ортомышьяковая	Метаарсенит Ортоарсенит Метаарсенат Ортоарсенат
Олово	(H_2SnO_2) H_2SnO_3 H_2SnO_4	– Метаоловянная Ортооловянная	Станнит Метастаннат Ортостаннат

Свинец	(H_2PbO_3) (H_4PbO_4)	– –	Метаплюмбат Ортоплюмбат
Селен	H_2Se H_2SeO_3 H_2SeO_4	Селеноводородная Селенистая Селеновая	Селенид Селенит Селенат
Сера	H_2S H_2SO_3 H_2SO_4 $H_2S_2O_3$ $H_2S_2O_7$ $H_2S_2O_8$	Сероводородная Сернистая Серная Тиосерная Пиросерная Пероксодисерная	Сульфид Сульфит Сульфат Тиосульфат Пиросульфат Персульфат
Сурьма	$(HSbO_2)$ $HSbO_3$ H_3SbO_4	- Метасурьмяная Ортосурьмяная	Стибит Метастибат Ортостибат
Теллур	H_2Te H_2TeO_3 H_2TeO_4 H_6TeO_6	Теллуроводородная Теллуристая Метателлуровая Ортотеллуровая	Теллурид Теллурит Метателлурат Ортотеллурат
Титан	H_2TiO_3 H_4TiO_4	Метатитановая Ортотитановая	Метатитанат Ортотитанат
Углерод	(H_2CO_3) HCN $H_2C_2O_4$ CH_3COOH $HSCN$	– Циановодородная Щавелевая Уксусная Родановодородная	Карбонат Цианид Оксалат Ацетат Роданид
Фосфор	H_3PO_2 H_3PO_3 HPO_3 H_3PO_4 $H_4P_2O_7$	Фосфорноватистая Фосфористая Метафосфорнаф Ортофосфорная Пирофосфорная	Гипофосфит Фосфит Метафосфат Ортофосфат Пирофосфат
Фтор	HF	Фтороводородная	Фторид
Хлор	HCl $HClO$ $HClO_2$ $HClO_3$ $HClO_4$	Хлороводородная Хлорноватистая Хлористая Хлорноватая Хлорная	Хлорид Гипохлорит Хлорит Хлорат Перхлорат
Хром	$(HCrO_2)$ H_2CrO_4 $H_2Cr_2O_7$	– Хромовая Двухромовая	Хромит Хромат Дихромат
Цинк	(H_2ZnO_2)	–	Цинкат

ПРИЛОЖЕНИЕ 8

ТРИВИАЛЬНЫЕ НАЗВАНИЯ НЕКОТОРЫХ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Название	*Формула*
Алюмокалиевые квасцы	$KAl(SO_4)\cdot 2H_2O$
Алебастр	$CaSO_4\cdot 0{,}5H_2O$
Ангидрон	$Mg(ClO_4)_2$
Антихлор	$Na_2S_2O_3$
Берлинская лазурь	$KFe[Fe(CN)_6]$
Бертолетова соль	$KClO_3$
Болотный газ	CH_4
Боразол	$B_3N_3H_6$
Бура	$Na_2B_4O_7\cdot 10H_2O$
Веселящий газ	N_2O
Гипосульфит	$Na_2S_2O_3\cdot 5H_2O$
Глауберова соль	$Na_2SO_4\cdot 10H_2O$
Глина	$Al_2O_3\cdot 2SiO_2\cdot 2H_2O$
Горькая соль	$MgSO_4\cdot 7H_2O$
Глинозём	Al_2O_3
Едкий барит	$Ba(OH)_2$
Едкий натр	$NaOH$
Едкое кали	KOH
Железный купорос	$FeSO_4\cdot 7H_2O$
Железный сурик	Fe_3O_4
Жёлтая кровяная соль	$K_4[Fe(CN)_6]$
Жжёная магнезия	MgO
Известь гашёная	$Ca(OH)_2$
Известь негашёная	CaO
Каломель	Hg_2Cl_2
Каменная соль	$NaCl$
Карборунд	SiC
Красная кровяная соль	$K_3[Fe(CN)_6]$
Кремнезём	SiO_2
Купоросное масло	H_2SO_4
Квасцы алюмокалиевые	$KAl(SO_4)_2\ 12H_2O$

Квасцы железокалиевые	$KFe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$
Квасцы хромокалиевые	$KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$
Ляпис	$AgNO_3$
Медный купорос	$CuSO_4 \cdot 5H_2O$
Мочевина	$CO(NH_2)_2$
Нашатырь	NH_4Cl
Песок	SiO_2
Поваренная соль	$NaCl$
Поташ	K_2CO_3
Преципитат	$CaHPO_4 \cdot 2H_2O$
Растворимое стекло	$Na_2SiO_3 \cdot 9H_2O$
Рудничный газ	CH_4
Свинцовый сахар	$Pb(CH_3COO)_2$
Свинцовый сурик	Pb_3O_4
Селитра аммиачная	NH_4NO_3
Селитра калиевая (индийская)	KNO_3
Селитра натриевая (чилийская)	$NaNO_3$
Селитра известковая	$Ca(NO_3)_2$
Сернистый газ	SO_2
Серный газ	SO_3
Сода кальцинированная	Na_2CO_3
Сода питьевая (пищевая)	$NaHCO_3$
Сода кристаллическая	$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$
Сода каустическая	$NaOH$
Соляная кислота	HCl
Сулема	$HgCl_2$
Суперфосфат	$Ca(H_2PO_4)_2$
Сусальное золото	SnS_2
Сухой лёд	CO_2 – твёрдый
Угарный газ	CO
Уксусная кислота	CH_3COOH
Углекислый газ	CO_2
Фосген	$COCl_2$
Хромпик	$K_2Cr_2O_7$
Хлорная известь	$CaCl_2 \cdot Ca(ClO)_2$

ПРИЛОЖЕНИЕ 9

НАЗВАНИЯ МИНЕРАЛОВ

Минерал	*Формула*	*Минерал*	*Формула*
Алмаз	C(куб.)	Магнезит	$MgCO_3$
Альбит	$Na_2O·Al_2O_3·6SiO_2$	Магнетит	Fe_3O_4
Анатаз	$TiO_2(\alpha)$	Малахит	$(CuOH)_2CO_3$
Ангидрит	$CaSO_4$	Мирабилит	$Na_2SO_4·10H_2O$
Антимонит	Sb_2O_3	Молибденит	MoS_2
Апатит	$3Ca_3(PO_4)_2·CaF_2$	Монацит	$(р.з.э.)PO_4$
Арагонит	$CaCO_3$(ромб.)	Нефелин	$Na_2O·Al_2O_3·2SiO_2$
Аргентит	Ag_2S	Никелин	NiAs
Аурипигмент	As_2S_3	Ортоклаз	$K_2O·Al_2O_3·6SiO_2$
Бадделеит	ZrO_2	Периклаз	MgO
Барит	$BaSO_4$	Перовскит	$CaTiO_3$
Бемит	AlOOH	Пирит	FeS_2
Берилл	$3BeO·Al_2O_3·6SiO_2$	Пиролюзит	MnO_2
Бишофит	$MgCl_2·6H_2O$	Родонит	$MnSiO_3$
Волластонит	$CaSiO_3$	Родохрозит	$MnCO_3$
Вольфрамит	WO_3	Рутил	$TiO_2(\beta)$
Вюртцит	ZnS	Сидерит	$FeCO_3$
Галенит	PbS	Сильвин	KCl
Галит	NaCl	Сильвинит	KCl+NaCl
Гематит	Fe_2O_3	Смитсонит	$ZnCO_3$
Гетит	FeOOH	Стронцианит	$SrCO_3$
Гипс	$CaSO_4·2H_2O$	Сфалерит	ZnS
Графит	C(гекс.)	Тридимит	SiO_2(гекс.)
Гринокит	CdS	Уранинит	UO_2
Диаспор	AlOOH	Фаялит	Fe_2SiO_4
Диопсид	$CaO·MgO·3SiO_2$	Флюорит	CaF_2
Доломит	$CaCO_3·MgCO_3$	Форстерит	Mg_2SiO_4
Кальцит	$CaCO_3$(триг.)	Фосфорит	$3Ca_3(PO_4)_2·Ca(OH)_2$
Карналлит	$KCl·MgCl_2·6H_2O$	Халькозин	Cu_2S
Касситерит	SnO_2	Хлорокальцит	$KCl·CaCl_2$
Каолинит	$Al_2O_3·2SiO_2·2H_2O$	Хлормагнезит	$MgCl_2$
Кварц	SiO_2(триг.)	Хризоберилл	$BeO·Al_2O_3$
Кизельгур	SiO_2(ам.)	Целестин	$SrSO_4$
Киноварь	HgS	Цинкит	ZnO
Ковеллин	CuS	Цинкозит	$ZnSO_4$
Корунд	Al_2O_3	Циркон	$ZrSiO_4$
Кристобалит	SiO_2(куб.)	Шеелит	$CaWO_4$
Куприт	Cu_2O	Шпинель	$MgO·Al_2O_3$
Лимонит	$Fe_2O_3·nH_2O$	Эсколаит	Cr_2O_3

ПРИЛОЖЕНИЕ 10

НАЗВАНИЯ СМЕСЕЙ И РАСТВОРОВ

Название	*Состав*
Алунд	Огнеупорный материал на основе Al_2O_3
Аммиачная вода	Водный раствор NH_3
Аммофос	Смесь $NH_4H_2PO_4$ и $(NH_4)_2HPO_4$
Баритовая вода	Водный раствор $Ba(OH)_2$
Бордосская смесь	Смесь растворов $CuSO_4$ и $Ca(OH)_2$
Бромная вода	Водный раствор брома
Водяной газ	Смесь CO и H_2
Воздушный газ	Смесь CO (25%), N_2 (70%) и CO_2 (4%)
Генераторный газ	см. Воздушный газ
Гремучая смесь	Смесь H_2 (2 объема) и O_2 (1 объем)
Жавелевая вода	Водный раствор KOH, насыщенный хлором
Жидкое стекло	Щелочной раствор Na_2SiO_3 и K_2SiO_3
Известка	Смесь $Ca(OH)_2$, песка и воды
Известковая вода	Водный раствор $Ca(OH)_2$
Известковое молоко	Суспензия $Ca(OH)_2$ в известковой воде
Йодная вода	Водный раствор йода
Магнезиальный цемент	Смесь MgO и $MgCl_2$
Натронная известь	Смесь CaO, $Ca(OH)_2$ и NaOH
Нашатырный спирт	см. Аммиачная вода
Олеум	Раствор SO_3 в H_2SO_4 (содержит $H_2S_2O_7$)
Пергидроль	30%-й водный раствор H_2O_2
Плавиковая кислота	Водный раствор HF
Сероводородная вода	Насыщенный водный раствор H_2S
Синильная кислота	Водный раствор HCN
Соляная кислота	Водный раствор HCl
Термит	Смесь порошкообразных Al и Fe_3O_4
Хлорная вода	Водный раствор хлора
Хромовая смесь	Смесь концентрированной H_2SO_4 и насыщенного раствора $K_2Cr_2O_7$
Царская водка	Смесь концентрированных HNO_3 и HCl (1:3)

ПРИЛОЖЕНИЕ 11

ПЛОТНОСТЬ РАСТВОРОВ КИСЛОТ, ЩЕЛОЧЕЙ, СОЛЕЙ

ρ, г/мл	Массовая доля, %							
	HCl	HNO_3	H_2SO_4	H_3PO_4	NaOH	KOH	NaCl	$NaNO_3$
1,000	0,360	0,330	0,261	0,296	0,159	0,196	-	-
1,025	5,407	4,883	4,000	4,296	2,39	2,93	3,70	4,00
1,050	10,52	9,259	7,706	9,426	4,65	5,66	7,21	6,78
1,075	15,48	13,48	11,26	13,76	6,92	8,35	10,6	10,5
1,100	20,39	17,57	14,73	17,86	9,19	11,03	14,0	14,1
1,125	25,22	21,59	18,09	21,79	11,46	13,65	17,1	17,9
1,150	30,14	25,47	21,38	25,56	13,73	16,3	20,2	20,9
1,175	35,20	29,25	24,58	29,23	15,99	18,9	23,4	24,0
1,200	40,44	32,94	27,72	32,75	18,25	21,4	26,2	27,5
1,225		36,70	30,79	36,17	20,53	23,9		30,0
1,250		40,58	33,82	39,48	22,81	26,3		32,7
1,275		44,48	36,78	42,73	25,10	28,8		35,2
1,300		48,42	39,67	45,88	27,40	31,2		38,2
1,325		52,55	42,51	48,89	29,72	33,5		39,4
1,350		56,95	45,26	51,84	32,09	35,8		41,5
1,375		61,68	47,92	54,72	34,51	38,1		43,6
1,400		66,97	50,49	57,54	36,99	40,4		45,8
1,425		72,86	53,01	60,29	39,50	42,6		
1,450		79,43	55,45	62,98	42,07	44,8		
1,475		87,28	57,84	65,58	44,69	47,0		
1,500		96,73	60,16	68,07	47,33	49,1		
1,525			62,45	70,50	50,05	51,2		
1,550			64,71	72,90				
1,575			66,91	75,30				
1,600			69,09	77,63				
1,650			73,37	82,08				
1,700			77,63	86,38				
1,750			82,09	90,52				
1,800			87,69	94,58				
1,870				100,0				

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1 Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: Интеграл-Пресс, 2002. – 728 с.

2. Капуцкий Ф.Н. Тикавый В.Ф. Пособие по химии для поступающих в вузы. – Минск: Вышейшая школа, 1986. – 413 с.

3. Князева Е.М. Химия: справочные материалы для поступающих в вуз. – Томский политехнический университет, Центр довузовской подготовки. – Томск: Изд-во ТПУ, 2006. – 100 с.

4. Макареня А.А. Завлин П.М. Повторим химию: для поступающих в вузы. – М.: Высшая школа, 1984. – 191 с.

5. Михайлов М.Д., Петрова Г.А., Семёнов И.Н. Тренировочные упражнения по химии: пособие по химии для поступающих в вузы. – Ленинград: Изд-во ЛГУ, 1989. – 141 с.

6. Оганесян Э.Т. Руководство по химии для поступающих в вузы. – М.: Высшая школа, 1987. – 398 с.

7. Петрова Г.А., Семёнов И.Н. Химия: для поступающих в вузы. – СПб, 1995. – 318 с.

8. Стась Н.Ф. Справочник по общей и неорганической химии. – Томск: Изд-во Томского политехнического университета, 2003. – 72 с.

9. Хомченко Г.П. Химия для поступающих в вузы. – М.: Высшая школа, 1993, 1994. – 446 с.

10. Хомченко Г.П. Пособие по химии: для поступающих в вузы. – М.: Новая Волна, 1997. – 463 с.

11. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Задачи по химии для поступающих в вузы. – М.: Высшая школа, 1996. – 301 с.

12. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач по химии с решениями: для поступающих в вузы. – М.: Новая Волна, 2000. – 304 с.

13. Хомченко И.Г. Общая химия: учебник. – М.: Новая Волна, 1997. – 464 с.

14. Хомченко И.Г. Общая химия: сборник задач и упражнений. – М.: Новая Волна, 1998. – 255 с.

15. Хомченко И.Г. Сборник задач и упражнений по химии для средней школы. – М.: Новая Волна, 1997. – 221 с.

ОГЛАВЛЕНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ…… 3
ВВЕДЕНИЕ…… 6
1. Предмет химии……... 6
2. Этапы развития химии……... 6
Глава 1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ
И СТЕХИОМЕТРИЯ……. 8
1.1. Стехиометрические законы…… 8
1.2. Химические элементы…… 10
1.3. Простые вещества и химические соединения…….. 11
1.4. Валентность……. 12
1.5. Формулы соединений……. 13
1.6. Структурные формулы……... 14
1.7. Атомные и молекулярные массы…….. 15
1.8. Количество и молярная масса вещества…….. 16
1.9. Молярный объём газа……. 18
1.10. Закон эквивалентов…….. 20
1.11. Химические реакции…… 23
1.12. Стехиометрические расчёты…… 24
1.12.1. Расчёты по формулам веществ…..……... 24
1.12.2. Расчёты по уравнениям реакций……. 25
1.12.3. Расчёты по закону эквивалентов……. 27
1.13. Способы определения атомной массы…… 28
1.14. Определение молекулярных масс соединений…….. 31
1.15. Установление формул соединений……. 33
1.16. Тест для самоконтроля……. 34
1.17. Задачи и упражнения для самостоятельного решения.. 35
Глава 2. КЛАССИФИКАЦИЯ И НОМЕНКЛАТУРА
НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ…… 36
2.1. Оксиды……. 36
2.1.1. Состав и классификация оксидов…….. 36
2.1.2. Номенклатура оксидов…… 37
2.1.3. Свойства оксидов……. 38
2.1.4. Закономерности изменения свойств оксидов…… 40
2.1.5. Получение оксидов…….. 40
2.1.6. Двойные оксиды……... 41
2.2. Пероксиды……... 41
2.3. Основания…… 43
2.3.1. Состав и классификация оснований…….. 43
2.3.2. Номенклатура оснований…… 44

2.3.3. Свойства оснований…… 44
2.3.4. Получение оснований……. 45
2.4. Кислоты…… 46
2.4.1. Состав и классификация кислот……. 46
2.4.2. Номенклатура кислот…….. 48
2.4.3. Свойства кислот…….. 49
2.4.4. Взаимодействие кислот с металлами……. 50
2.4.5. Получение кислот…… 53
2.5. Соли……. 54
2.5.1. Состав и классификация солей…….. 54
2.5.2. Номенклатура солей…… 55
2.5.3. Свойства солей……. 55
2.5.4. Получение солей…….. 56
2.6. Взаимосвязь между классами веществ……. 58
2.7. Современный подход к классификации оснований и кислот 59
2.8. Тривиальные названия неорганических соединений….. 60
2.9. Тест для самоконтроля……... 60
2.10. Упражнения для самостоятельной работы……. 61
Глава 3. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА
ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА……... 62
3.1. Основные формы периодической системы……. 63
3.2. Периодические свойства химических элементов…… 63
3.2.1. Атомные и ионные радиусы элементов……. 63
3.2.2. Энергия и потенциал ионизации атомов……... 65
3.2.3. Сродство к электрону…….. 66
3.2.4. Электроотрицательность……. 67
3.2.5.Валентность…… 69
3.3. Периодические свойства соединений…….. 71
3.4. Тест для самоконтроля…… 72
3.5. Задачи и упражнения для самостоятельного решения… 73
Глава 4. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ…… 74
4.1. Степень окисления и валентность……. 75
4.2. Окислительно-восстановительные реакции…….. 78
4.3. Окислители и восстановители …….. 78
4.4. Классификация окислительно-восстановительных реакций. 80
4.5. Метод электронного баланса……. 81
4.6. Метод полуреакций……. 82
4.7. Реакции с участием пероксидов……. 85
4.8. Эквиваленты восстановителей и окислителей…… 87
4.9. Тест для самоконтроля…… 87
4.10. Упражнения для самостоятельного решения..... 88

Глава 5. РАСТВОРЫ……. 89
5.1. Концентрация растворов……. 89
5.2. Стехиометрические расчёты по уравнениям реакций в растворах…….. 91
5.3. Растворимость веществ…….. 92
5.4. Электролитическая диссоциация……... 95
5.5. Степень электролитической диссоциации…… 97
5.6. Ионная теория кислот и оснований……... 98
5.7. Ионообменные реакции…….. 102
5.8. Гидролиз солей…… 104
5.9. Тест для самоконтроля…… 107
5.10. Задачи и упражнения для самостоятельного решения.. 108
ПРИЛОЖЕНИЕ 1. Перечень знаний и умений, которыми должны овладеть студенты нехимических направлений и специальностей при изучении дисциплины «Химия»…… 109
ПРИЛОЖЕНИЕ 2. Ответы на задания тестов для самоконтроля и на задачи и упражнения для самостоятельного решения…… 117
ПРИЛОЖЕНИЕ 3. Пример зачётного задания по материалу учебного пособия «Введение в химию»…… 122
ПРИЛОЖЕНИЕ 4. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева (18-клеточная форма)…… 123
ПРИЛОЖЕНИЕ 5. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева (8-клеточная форма…… 124
ПРИЛОЖЕНИЕ 6. Названия химических элементов…….. 125
ПРИЛОЖЕНИЕ 7. Названия кислот и солей…… 128
ПРИЛОЖЕНИЕ 8. Тривиальные названия некоторых неорганических веществ…… 130
ПРИЛОЖЕНИЕ 9. Названия минералов……... 132
ПРИЛОЖЕНИЕ 10. Названия смесей и растворов…….. 133
ПРИЛОЖЕНИЕ 11. Плотность растворов кислот, щелочей, солей. 134
СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ…..... 135

Учебное издание

Стась Николай Фёдорович

ВВЕДЕНИЕ В ХИМИЮ

Учебное пособие

Научный редактор
доктор химических наук,
профессор *Г.Г. Савельев*

Редактор *Р.Д. Игнатова*

Подписано к печати 03.09.08. Формат 60x84/16. Бумага «Классика».
Печать RISO. Усл.-печ.л. 12. Уч.-изд.л. 11.
Заказ №. . Тираж 150 экз.

Томский политехнический университет
Система менеджмента качества
Томского политехнического университета сертифицирована
NATIONAL QUALITY ASSURANCE по стандарту ISO 9001:2000

ИЗДАТЕЛЬСТВО ТПУ. 634050, г. Томск, пр. Ленина, 30.

УДК 546(076.5)
ББК 24я73
С77

Стась Н.Ф.

С77 Введение в химию: учебное пособие / Н.Ф. Стась. – Томск: Изд-во Томского политехнического университета, 2008. – 139 с.

В пособии рассматриваются понятия и закономерности атомно-молекулярного учения, классификация и номенклатура неорганических соединений, структура и закономерности периодической системы химических элементов, типы химических реакций, образование и состав растворов.

Предназначено для студентов I курса технических университетов.

УДК 546(076.5)
ББК 24я73

Рецензенты

Доктор технических наук, профессор,
заведующий кафедрой химии ТГАСУ
Ю.С. Саркисов

Доктор химических наук,
профессор кафедры неорганической химии ТГПУ
Л.П. Ерёмин

© Стась Н.Ф., 2008
© Томский политехнический университет, 2008

© Оформление. Издательство Томского
политехнического университета, 2008

Учебное издание

СТАСЬ Николай Федорович

ВВЕДЕНИЕ В ХИМИЮ

Учебное пособие

Научный редактор
доктор химических наук,
профессор *Г.Г. Савельев*

Редактор *Р.Д. Игнатова*

Дизайн обложки *О.Ю. Аршинова*

Подписано к печати 30.10.2008. Формат 60x84/16. Бумага «Снегурочка».
Печать XEROX. Усл.печ.л. 8,07. Уч.-изд.л. 7,32.
Заказ . Тираж 150 экз.

Томский политехнический университет
Система менеджмента качества
Томского политехнического университета сертифицирована
NATIONAL QUALITY ASSURANCE по стандарту ISO 9001:2000

ИЗДАТЕЛЬСТВО ТПУ. 634050, г. Томск, пр. Ленина, 30.