

**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ  
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**

**УРАЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ЭКОНОМИЧЕСКИЙ  
УНИВЕРСИТЕТ**

## **НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

Методическое руководство и задания  
к контрольным работам (с решением типовых задач)  
для студентов технологических специальностей  
заочной формы обучения

**УТВЕРЖДАЮ**  
Проректор университета

\_\_\_\_\_ М.С. Марамыгин

**ЕКАТЕРИНБУРГ  
2007**

**Составители:**

**Л.Э. Стенина, А.В. Чернышева, В.П. Татауров, Е.В. Шибанов**

**Рецензент      Л.А. Минухин**

## I. ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

Химия — это наука о веществах, их составе, строении, свойствах и превращениях.

Для студентов технологических специальностей (ТПОП, ТХ и др.) неорганическая химия служит фундаментом, на котором базируется усвоение всех других химических, а также специальных дисциплин.

Будущий специалист обязан знать состав и физико-химические свойства продуктов питания для того, чтобы использовать их с наибольшей пользой для человека. Химия имеет значение в технологии обработки и хранения пищевых продуктов, в создании новых пищевых продуктов и изготовлении различных видов упаковки.

Работа студентов над курсом неорганической химии должна включать в себя следующие элементы:

- 1.) самостоятельное изучение материала по учебникам и учебным пособиям;
- 2.) посещение лекций;
- 3.) выполнение контрольных заданий;
- 4.) выполнение лабораторного практикума;
- 5.) индивидуальные консультации;
- 6.) сдача зачета по лабораторному практикуму;
- 7.) сдача экзамена по всему курсу.

***Самостоятельные занятия с книгой.*** Приступая к изучению данного курса, прежде всего ознакомьтесь с его содержанием по программе, уточните объем каждой темы и последовательность изучения содержащихся в ней вопросов. Изучать курс рекомендуется по отдельным темам.

Перечень учебников, рекомендуемых для изучения курса неорганической химии, приводится на с.46 данных методических указаний.

При первом чтении не следует особенно задерживаться на математических выводах, составлении уравнений реакций; старайтесь получить общее представление об излагаемых вопросах; отмечайте трудные и неясные места. Затем можно перейти к детальному изучению материала. Вникайте в сущность того или иного вопроса и не пытайтесь запомнить отдельные факты и положения. Изучение любого вопроса на уровне сущно-

сти, а не на уровне отдельных явлений способствует более глубокому и прочному усвоению материала.

Чтобы лучше запомнить и усвоить изучаемый материал, обязательно заведите рабочую тетрадь и заносите в нее значения новых терминов, формулы и уравнения реакций, математические зависимости и их выводы.

Во всех случаях, когда материал поддается систематизации, следует составлять графики, схемы, диаграммы, таблицы. Они облегчают запоминание и сокращают объем конспектируемого материала. Пока тот или иной раздел не усвоен, не переходите к изучению новых разделов.

**Лекции.** Читаются по важнейшим разделам курса в период сдачи установочных и лабораторно-экзаменационных сессий.

Один из наилучших методов прочного усвоения, проверки и закрепления теоретического материала — решение задач по изучаемой теме. Поэтому изучение курса должно обязательно сопровождаться выполнением упражнений и решением задач по основным разделам данного курса.

**Контрольные задания.** Контрольная работа по курсу неорганической химии является обязательной для студентов заочного отделения. К выполнению контрольной работы можно приступить только тогда, когда будет изучена соответствующая часть курса.

Решение задач и ответы на теоретические вопросы должны быть коротко, но четко обоснованы. При решении задач нужно приводить все математические преобразования, избирая простейший путь решения. Не следует переписывать текст из учебников.

### **Порядок выполнения контрольной работы**

1. Контрольная работа выполняется в срок, предусмотренный учебным графиком, и высылается в деканат.

2. Работа выполняется письменно в тонкой тетради, на обложке которой записываются: шифр (серия и номер зачетной книжки), факультет, курс, группа, наименование дисциплины, фамилия, имя, отчество и номер выполняемых задач.

3. Нумерация задач должна соответствовать той, которая указана в контрольном задании. Условия задач списывать обязательно.

4. Приступая к выполнению контрольного задания, студент должен сначала изучить материал по учебному пособию, затем – ознакомиться с решением типовых задач по данным методическим указаниям и только после этого решать задачу своего варианта.

5. Работу следует оформлять аккуратно, все ответы на вопросы должны быть обоснованными. Если по ходу решения приводится расчетная формула, все входящие величины необходимо расшифровать. Расчеты должны сопровождаться кратким пояснением.

6. В конце работы ставится подпись, дата выполнения работы и приводится список использованной литературы (автор, название, издательство, год издания).

7. Контрольная работа, выполненная по чужому варианту, возвращается студенту без проверки.

8. Если работа после проверки не зачтена, ее выполняют повторно (с учетом замечаний) и присылают вновь, вместе с первичной тетрадью и рецензией, на имя проверявшего преподавателя.

9. Для правильного выбора номеров задач вашего задания используйте табл. 1.

Исходя из первых пяти букв Вашей фамилии, из столбцов цифр 1, 2, 3, 4, 5 (табл. 1) подбирают соответствующие буквам номера задач. Затем из столбцов 6, 7, 8 той же таблицы по первым трем буквам вашего имени – еще три задачи. Последние две задачи берут из столбцов 9, 10, исходя из первых двух букв вашего отчества. Букву «Й» считать за «И», букву «Ё» – за «Е».

### **Примеры:**

Петрова	Анна	Николаевна
15, 21, 33, 46, 74	76, 103, 118	133, 144

Если фамилия состоит менее чем из пяти букв, следует соответствующие задачи подобрать по первым буквам имени:

Ким	Вероника	Ивановна
10, 24, 42, 48, 66	76, 104, 118	129, 138

Таблица 1

Буквы алфавита		Первые пять букв фамилии					Первые три буквы имени			Первые две буквы отчества	
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
А	Р	1	16	31	46	61	76	91	106	121	136
Б	С	2	17	32	47	62	77	92	107	122	137
В	Т	3	18	33	48	63	78	93	108	123	138
Г	У	4	19	34	49	64	79	94	109	124	139
Д	Ф	5	20	35	50	65	80	95	110	125	140
Е	Х	6	21	36	51	66	81	96	111	126	141
Ж	Ц	7	22	37	52	67	82	97	112	127	142
З	Ч	8	23	38	53	68	83	98	113	128	143
И	Ш	9	24	39	54	69	84	99	114	129	144
К	Щ	10	25	40	55	70	85	100	115	130	145
Л	Ы	11	26	41	56	71	86	101	116	131	146
М	Ь	12	27	42	57	72	87	102	117	132	147
Н	Э	13	28	43	58	73	88	103	118	133	148
О	Ю	14	29	44	59	74	89	104	119	134	149
П	Я	15	30	45	60	75	90	105	120	135	150

**Лабораторные занятия.** Для глубокого изучения химии как науки, основанной на эксперименте, необходимо выполнить лабораторный практикум – обязательный элемент учебного процесса. Лабораторный практикум выполняется в период лабораторно-экзаменационной сессии. Для выполнения лабораторного практикума необходимо иметь лабораторную тетрадь, в которой записываются тема и цель лабораторной работы, экспериментальные данные, уравнения реакций и выводы.

**Консультации.** В случае каких-либо затруднений, возникающих при изучении курса, следует обращаться за письменной консультацией (через деканат) к преподавателю, рецензирующему контрольные работы, или за устной консультацией на кафедру химии. Консультации также можно получить по вопросам организации самостоятельной работы и по другим организационно-методическим вопросам.

**Зачет.** Выполнив лабораторный практикум, студент сдает зачет. Во время сдачи зачета студент должен изложить ход лабораторной работы, объяснить результаты выполненных опытов и выводы из них, уметь составлять уравнения реакций и решать соответствующие задачи. Студенты, сдающие зачет, предъявляют лабораторную тетрадь с пометкой преподавателя о выполнении всех работ, предусмотренных планом практикума.

**Экзамен.** К сдаче экзамена допускаются студенты, которые выполнили контрольные задания и получили зачет по лабораторному практикуму. При сдаче экзамена предъявляются зачетная книжка, зачетная контрольная работа с рецензией. При повторной сдаче экзамена представляется направление на экзамен из деканата. Если при повторной сдаче экзамена студент получает оценку «неудовлетворительно», то преподаватель направляет студента для сдачи экзамена на комиссию, утвержденную кафедрой химии УрГЭУ.

# МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К РАЗДЕЛАМ

## Тема 1. Введение

Ознакомьтесь с предметом и задачами неорганической химии, ее ролью в развитии других естественных наук.

Приступая к изучению основных химических законов, необходимо ясно представлять, что такое атомная и молярная масса, моль вещества, эквивалент элемента и соединения, является ли эквивалент постоянной величиной, как вычислить эквивалент и эквивалентную массу элемента и сложного вещества.

Вспомните основные классы неорганических соединений (см. рисунок).



Основные классы неорганических соединений

Что представляют собой эти вещества, каковы их состав, строение и свойства? Запомните номенклатурные названия представителей различных классов неорганических соединений.

## Тема 2. Периодический закон Д.И. Менделеева и строение атомов

Изучая тему, прежде всего ознакомьтесь с формулировкой периодического закона. Разберитесь в построении Периодической системы элементов Менделеева, которая является графическим выражением периодического закона.

Обратите внимание на два основных принципа, заложенных Д.И. Менделеевым в построение периодической системы: закономерного сходства – группы (вертикальные ряды) и закономерного различия – пе-



риоды (горизонтальные ряды). Нужно уметь рассказывать о свойствах любого элемента по его месту в периодической системе.

Основные закономерности Периодической системы элементов Менделеева, такие как периодическое изменение свойств элементов, наличие главной и побочной подгрупп, периодическое изменение атомных и ионных радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, следует объяснить исходя из современных представлений о строении атома. Современные квантово-механические представления о строении атома установились не сразу, поэтому полезно проследить, как шло развитие этого учения.

Современные представления о строении атома исходят из того, что электрон обладает и свойствами частицы, и свойствами волны, поэтому его поведение описывается законами квантовой механики.

Состояние электрона в атоме характеризуется четырьмя квантовыми числами. Необходимо научиться определять их значения. В чем заключаются принцип Паули, принцип наименьшей энергии, правило Хунда, правила Клечковского? Научиться писать электронные формулы и с их помощью объяснять свойства элементов, такие как основные валентные состояния, способность отдавать или принимать электроны, проявление металлических свойств, способность к комплексообразованию и др. Для описания свойств отдельных элементов или их групп очень важно знать, к какому электронному семейству (s, p, d или f) относится элемент.

### Тема 3. Химическая связь и строение молекул

Изучение темы следует начать с метода валентных связей (ВС). Обратите внимание на то, что донорно-акцепторная связь – лишь разновидность ковалентной. На основе современных представлений о строении атома объясните свойства химической связи: энергию, длину, насыщенность, направленность, полярность. Разберитесь, как тип химической связи отражается на строении молекул, почему существуют молекулы с линейным строением, плоскостным, тетраэдрическим. Ионная связь, возникающая за счет электростатического взаимодействия заряженных частиц, рассматривается как предельный случай ковалентной полярной связи. Понятие металлической связи отражает специфику объекта – металла, а действующие между атомами (ионами) силы имеют также электрическую при-

роду. Особенностью водородной и Ван-дер-Ваальсовой связи является то, что в отличие от перечисленных видов связи она осуществляется между молекулами, это вид межмолекулярного взаимодействия. Обратите внимание на влияние водородной связи на свойства вещества. Нужно уметь приводить примеры веществ с тем или иным типом связи.

#### Тема 4. Химическая кинетика и химическое равновесие.

Изучение этой темы начать с основных понятий: реакции прямые и обратные, гомогенные и гетерогенные, система, фаза, скорость реакции, катализ и катализаторы. На каком-либо примере следует рассмотреть, что нужно для того, чтобы произошла химическая реакция (столкновение активных молекул, разрыв химических связей, перегруппировка атомов, образование новых связей). Ознакомьтесь с понятиями «активные молекулы» и «энергия активации». Изучая факторы, влияющие на скорость химических реакций (природа вещества, концентрация, степень дисперсности, температура, наличие катализатора), старайтесь вникнуть в соответствующие уравнения зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ (закон действия масс) и температуры (математическое выражение правила Вант-Гоффа). Обратите внимание на то, что для гетерогенных реакций в уравнение закона действующих масс не входят концентрации твердых веществ, а входят только концентрации веществ, находящихся в растворе или в газовой фазе. Уясните физический смысл константы скорости реакции, разберите факторы, влияющие на ее величину (энергия активации, определяемая природой вещества). Ознакомьтесь с особенностями гомогенного и гетерогенного катализа. Катализаторы уменьшают энергию активации и способствуют ориентации молекул в пространстве, удобной для химического взаимодействия. В случае обратимых реакций катализаторы ускоряют наступление равновесия.

Большинство химических реакций обратимы. Когда скорости прямого и обратного процессов станут равными, наступает состояние химического равновесия, количественной характеристикой которого служит константа химического равновесия. Величина константы равновесия зависит от природы реагирующих веществ и температуры. Разберитесь в примене-

нии принципа Ле-Шателье к различным случаям смещения химического равновесия.

## Тема 5. Растворы

Изучение темы следует начать с определения раствора (однородная система переменного состава, в простейшем случае состоящая из растворителя и растворенного вещества и продуктов их взаимодействия) и способов выражения его концентрации (массовая доля, мольная доля, молярная концентрация (молярность), молярная концентрация эквивалентов вещества (нормальность), моляльность, титр). Рассматривая растворы электролитов, обратите внимание на то, чем определяется сила электролита (степень диссоциации). При написании уравнений реакций в ионно-молекулярном виде следует помнить, что вещества, выпадающие в осадок, выделяющиеся в виде газов, и слабые электролиты записываются в молекулярном виде. Следует знать, что к слабым электролитам применим закон действия масс. Диссоциация слабых электролитов обратима, и поэтому ее можно описать, используя понятие «константа равновесия», которую в данном случае называют «константой электролитической диссоциации». Константа диссоциации слабого электролита связана со степенью его диссоциации законом разбавления Оствальда.

Ознакомьтесь с константой диссоциации воды и ее ионным произведением. Следует иметь ясное представление о величинах ионного произведения воды, водородного (рН) и гидроксильного (рОН) показателей, которые характеризуют степень кислотности и щелочности растворов. Величина рН играет большую роль в протекании многих технологических процессов. По величине рН судят о качестве многих продуктов питания. В зависимости от рН среды изменяют свой цвет индикаторы. Запомните примеры и принцип действия кислотно-основных индикаторов.

Изучите гетерогенные равновесия, произведение растворимости (ПР), использование ПР малорастворимых электролитов в практике химического анализа, условия смещения ионных равновесий, амфотерные гидроксиды с точки зрения ионной теории. Уясните условия образования и растворения осадков. Усвойте сущность гидролиза и научитесь писать уравнения реакций гидролиза солей. При этом указывайте рН водных растворов гидролизующихся солей. Обратите внимание, что соли, образован-

ные сильной кислотой и сильным основанием, гидролизу не подвергаются. Количественные характеристики гидролиза: степень гидролиза и константа гидролиза. Зависимость степени гидролиза от концентрации и температуры.

## Тема 6. Окислительно-восстановительные процессы

Приступая к изучению темы, следует уяснить понятия «степень окисления» и «валентность». Степенью окисления называют условный заряд атома в молекуле, вычисляемый исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов. Под валентностью понимают число химических связей, которыми данный атом соединен с другими атомами.

Валентность и степень окисления различаются. Так, в молекуле  $\text{Cl}_2$  оба атома хлора одновалентны, а степень окисления их равна нулю; в ионе аммония  $\text{NH}_4^+$  валентность азота равна четырем, а степень окисления азота равна  $-3$ . Необходимо безошибочно определять степень окисления любого атома в молекуле.

Окислительно-восстановительными реакциями называются реакции, в ходе которых изменяется степень окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. Окислительно-восстановительная реакция представляет собой единство двух процессов: окисления (повышения степени окисления) и восстановительной (понижения степени окисления). Следует помнить, что атомы в низшей степени окисления проявляют себя в реакции как восстановители (например, сера в  $\text{H}_2\text{S}^{-2}$ , азот в  $\text{N}^{-3}\text{H}_3$ , хлор в  $\text{HCl}$ ); в высшей степени окисления – как окислители (атом серы в составе  $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ , азота в  $\text{HN}^{+5}\text{O}_3$ , хлора в  $\text{HCl}^{+7}\text{O}_4$ ); в промежуточной степени окисления могут быть и окислителями, и восстановителями (сера в составе  $\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ , азот в  $\text{HN}^{+3}\text{O}_2$ , хлор в  $\text{HCl}^{+1}\text{O}$ ,  $\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2^0$ ). Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций применяют метод электронного баланса (для газов и твердых веществ) или метод электронно-ионного баланса (для растворов).

Окислительный (восстановительный) эквивалент вещества – это часть моля, отвечающая одному присоединенному (отданному) каждой молекулой электрону. При определении эквивалентной массы окислителя (восстановителя) следует его молярную массу разделить на число принятых (отданных) в результате реакции электронов.

Изучая эту тему, следует разобраться, от каких факторов зависит направление окислительно-восстановительных реакций, что такое стандартные потенциалы окислителей и восстановителей. Научитесь пользоваться таблицей окислительно-восстановительных потенциалов для того, чтобы ответить на вопрос о возможности протекания окислительно-восстановительной реакции.

## Тема 7. Комплексные соединения

Изучая комплексные соединения, обратите внимание на то, что они могут образоваться при сочетании электронейтральных, насыщенных (с точки зрения классического понятия «валентность») молекул простых и сложных веществ. Комплексообразование происходит во всех случаях, когда из менее сложных частиц образуются более сложные. Комплексными соединениями могут быть соли, кислоты, основания. Образование комплексных соединений из более простых не связано с возникновением новых электронных пар. Теория валентных связей объясняет строение комплекса возникновением донорно-акцепторной связи между комплексообразователями и лигандами. Необходимо научиться определять степень окисления и координационное число комплексообразователя, заряд комплексного иона, находить лиганды, составлять уравнения диссоциации комплексного соединения и комплексного иона, уметь написать выражение для константы нестойкости комплексного иона. Учтите, что чем меньше значение константы нестойкости, тем более устойчив данный комплексный ион. Существуют комплексные соединения с малоустойчивой внутренней сферой, которые распадаются в водном растворе почти полностью на простые ионы и молекулы. Такие комплексные соединения называются двойными солями.

## Тема 8. Общие свойства металлов

Обратите внимание на то, что деление элементов на металлы и неметаллы носит, с позиций изучения химии, условный характер, так как резкой границы между ними нет. Рассмотрите положение металлов в Периодической системе элементов Менделеева. Все *s*-элементы (кроме водорода и гелия), *d*- и *f*-элементы являются металлами, часть *p*-элементов (слева

внизу от диагонали бор-астат) – также металлы. Рассмотрите химические и электрохимические свойства металлов, ряд стандартных электродных потенциалов (ряд напряжений) металлов, химические гальванические элементы, принцип их работы. Ознакомьтесь с процессом электролиза растворов, уравнением Нернста, с последовательностью восстановления ионов на катоде, анодными процессами, законами Фарадея.

Ознакомьтесь со способами получения металлов из руд, обратите внимание на то, что металлы в чистом виде получают в результате процесса восстановления (водородом, углеродом, оксидом углерода, другим металлом, электрическим током). Разберите основные вопросы коррозии и меры борьбы с ней.

### Тема 9. Обзор свойств элементов и важнейших соединений

Усвоение огромного фактического материала второй части курса будет успешным, если опираться на глубокие знания теоретических основ неорганической химии. Изучая свойства различных элементов и их соединений, не следует формально запоминать отдельные данные и факты, нужно увязывать эти свойства со строением атома данного элемента и его положением в Периодической системе Менделеева. Далее для элементов всех восьми групп рассмотрите следующие вопросы: общая характеристика элементов, нахождение в природе, способы получения, физические и химические свойства (окислительно-восстановительная способность элементов и их соединений). Применение элементов и их соединений.

## II. МЕТОДИКА РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

### Раздел 1. Основные законы химии

**Пример 1.1.** На восстановление 7,09 г оксида двухвалентного металла требуется 2,24 л водорода (н.у.). Вычислите эквивалентную массу оксида и эквивалентную массу металла. Чему равна атомная масса металла?

*Примечание.* Нормальные условия (н.у.) по Международной системе единиц (СИ): давление  $1,013 \times 10^5$  Па (760 мм р. ст. = 1 атм), температура газа 273°К или 0°С. Привести объем газа к н.у. можно, используя выраже-

ние:  $\frac{P \times V}{T} = \frac{P_0 \times V_0}{T_0}$ , где

$P$  и  $V$  – соответственно давление и объем при температуре  $T$ ;

$P_0$ ,  $V_0$ ,  $T_0$  – соответственно давление, объем и температура при н.у.

Отсюда объем газа при н.у.:  $V_0 = \frac{P \times V \times T_0}{P_0 \times T}$ .

*Дано:*

$$m_{MeO} = 7,09 \text{ г}$$

$$V_{H_2} = 2,24 \text{ л}$$

$$\text{Н.у.: } P = 10^5 \text{ Па; } T = 273^0 \text{ К}$$

Найти:  $m_{\text{э}MeO}$  – ?

$$m_{\text{э}Me} \text{ – ?}$$

$$A_{Me} \text{ – ?}$$

*Решение:*

Согласно закону эквивалентов массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ  $m_1$  и  $m_2$  пропорциональны их эквивалентным массам (объемам):

$$\frac{m_1}{m_{\text{э}1}} = \frac{m_2}{m_{\text{э}2}}.$$

$$\text{Для данного условия } \frac{m_{MeO}}{m_{\text{э}MeO}} = \frac{m_{H_2}}{m_{\text{э}H_2}}. \quad (1)$$

Если одно из веществ находится в газообразном состоянии, то, как правило, его количество измеряется в объемных единицах ( $\text{см}^3$ , л,  $\text{м}^3$ ). Объем, занимаемый при данных условиях молярной (или эквивалентной) массой газообразного вещества, называется мольным (или, соответственно, эквивалентным) объемом этого вещества. Мольный объем любого газа 22,4 л/моль (н.у.). Отсюда эквивалентный объем водорода  $V_{\text{э}H_2}$ , молекула которого состоит из двух атомов, равен  $22,4 : 2 = 11,2$  л/моль (н.у.).

В формуле (1)  $\frac{m_{H_2}}{m_{\text{э}H_2}}$  заменяем равным отношением  $\frac{V_{H_2}}{V_{\text{э}H_2}}$ ,

где  $V_{H_2}$  – объем водорода;  $V_{\text{э}H_2}$  – эквивалентный объем водорода:

$$\frac{m_{MeO}}{m_{\text{э}MeO}} = \frac{V_{H_2}}{V_{\text{э}H_2}} \Rightarrow m_{\text{э}MeO} = \frac{m_{\text{э}MeO} \cdot V_{\text{э}H_2}}{V_{H_2}} \quad (2)$$

По формуле (2) находим эквивалентную массу оксида металла:

$$m_{\text{э}MeO} = \frac{7,09 \cdot 11,2}{2,24} = 35,45 \text{ г/моль}$$

Согласно закону эквивалентов  $m_{\text{э}MeO} = m_{\text{э}Me} + m_{\text{э}O_2}$ ,

отсюда  $m_{\text{э}Me} = 35,45 - 8 = 27,45 \text{ г/моль}$ .

Атомная масса металла определяется из соотношения (3):

$$m_{\text{э}Me} = \frac{A_{Me}}{B_{Me}}, \quad (3)$$

где  $m_{\text{э}}$  – эквивалентная масса;  $A_{Me}$  – молярная масса металла;  $B_{Me}$  – валентность металла:

$$A_{Me} = m_{\text{э}Me} \times B_{Me} = 27,45 \cdot 2 = 54,9 \text{ г/моль}.$$

Так как атомная масса в атомных единицах массы (а.е.м.) численно равна молярной массе металла, выраженной в г/моль, то искомая атомная масса металла 54,9 а.е.м.

**Пример 1.2.** Сколько металла, эквивалентная масса которого 12,16 г/моль, взаимодействует с  $310 \text{ см}^3$  кислорода (н.у.)?

*Дано:*

$$M_{\text{э}Me} = 12,16 \text{ г/моль}$$

$$V_{\text{кисл}} = 310 \text{ см}^3$$

$$\text{Н.у. } P=10^5 \text{ Па; } T=273^0 \text{ К}$$

Найти:  $m_{Me}$  - ?

*Решение:*

По закону эквивалентов:

$$\frac{m_{Me}}{m_{\text{кисл}}} = \frac{m_{\text{э}Me}}{m_{\text{э}кисл}}$$

$$\text{Отсюда } m_{Me} = \frac{m_{\text{кисл}} \cdot m_{\text{э}Me}}{m_{\text{э}кисл}}.$$

Для газов при нормальных условиях (1 моль любого газа при н.у. занимает один и тот же (22,4 л) объем) массовые соотношения можно заменить объемными:

$$\frac{m_{\text{кисл}}}{m_{\text{э}кисл}} = \frac{V_{\text{кисл}}}{V_{\text{э}кисл}}$$



$$\text{Тогда} \quad m_{Me} = \frac{V_{\text{кисл}} \cdot m_{\text{э}Me}}{V_{\text{э}кисл}} \quad (4)$$

При этом эквивалентный объем кислорода  $V_{\text{э}кисл}$  можно найти, зная эквивалентную массу кислорода:  $m_{\text{э}кисл} = 8$  г/моль.

При н. у. молярная масса кислорода

$M_{\text{кисл}} = 32$  г/моль занимает  $V_{\text{м}кисл} = 22,4$  л/моль

$m_{\text{э}кисл} = 8$  г/моль занимает  $V_{\text{э}кисл} = x$ .

$$\text{Тогда} \quad V_{\text{э}кисл} = \frac{8 \cdot 22,4}{32} = 5,6 \text{ л/моль};$$

$$V_{\text{э}кисл} = 5,6 \text{ л/моль} = 5.600 \text{ см}^3/\text{моль}.$$

Подставляем все значения в формулу (4):

$$m_{Me} = \frac{310 \cdot 12,16}{5600} = 0,673 \text{ г}.$$

**Пример 1.3.** Вычислите эквиваленты и эквивалентные массы  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{ZnOHNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  в реакциях, выраженных уравнениями:

1.  $\text{NaHSO}_4 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2.  $\text{ZnOHNO}_3 + \text{HNO}_3 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
3.  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
4.  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
5.  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
6.  $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HNO}_3 = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
7.  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 + 2\text{BaCl}_2 = \text{KCl} + \text{AlCl}_3 + 2\text{BaSO}_4$

*Примечание.* При определении эквивалента  $\text{Э}$  и эквивалентной массы  $m_{\text{э}}$  сложного вещества следует иметь в виду, что они, как и у элемента, могут иметь различные значения и зависят от того, в какую реакцию обмена вступает сложное вещество, эквивалент которого нужно определить.

Для определения эквивалентной массы  $m_{\text{э}}$  сложного вещества следует разделить его молярную массу ( $M$ ) на сумму валентности его радикалов ( $\text{H}^+$ ,  $\text{OH}$ ,  $\text{Кат}^{n+}$ ,  $\text{Ан}^{n-}$ ), приобретенных или замещенных в ходе реакции.

При решении задач следует иметь в виду:

а) эквивалентная масса оксида равна сумме эквивалентных масс кислорода и соответствующего металла или неметалла, входящих в состав молекулы оксида:

$$m_{\text{оксида}} = m_{\text{элемента}} + 8;$$

б) эквивалентная масса гидроксида равна сумме эквивалентных масс металла и гидроксильной группы ( $m_{\text{основания}} = m_{\text{Me}} + 17$ ) или частному от деления молярной массы  $M$  на кислотность основания:

$$m_{\text{основания}} = \frac{M}{n \text{OH}^-},$$

где  $n$  – число гидроксильных групп;

в) эквивалентная масса кислоты равна частному от деления ее молярной массы  $M$  на основность кислоты:

$$m_{\text{к-ты}} = \frac{M}{n \text{H}^+},$$

где  $n$  – число ионов водорода;

г) эквивалентная масса соли равна частному от деления ее молярной массы  $M$  на произведение валентности металла на число его атомов:

$$m_{\text{соли}} = \frac{M}{nB},$$

где  $n$  – число атомов металла;

$B$  – валентность металла.

*Решение.* В реакциях 1–3 эквиваленты  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{ZnOHNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  равны 1 молю, а эквивалентные массы — молярной массе  $M$  этих веществ, деленной на единицу, так как в процессе обмена в каждом из них замещается по одному одновалентному радикалу. В реакциях 4, 5 эквиваленты  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$  равны 1/2 моля, а эквивалентные массы – молярной массе  $M$  этих веществ, деленной на 2, так как в каждом из них замещается по 2 одновалентных радикала. В реакции 6 эквивалент  $\text{Al}(\text{OH})_3$  равен 1/3 моля, а эквивалентная масса –  $M/3$ . В реакции 7 эквивалент  $\text{KA1}(\text{SO}_4)_2$  равен 1/4 моля, а эквивалентная масса –  $M/4$ , так как в реакции замещается два двухвалентных радикала.

**Пример 1.4.** Вычислите атомную и эквивалентную массу 4-валентного элемента, если его содержание в оксиде составляет 46,7%.

*Дано:*

$$B_{\text{эл-та}} = 4$$

$$\omega_{\text{эл-та}} = 46,7\%$$

Найти:  $A_{\text{эл-та}} - ?$

$$m_{\text{эл-та}} - ?$$

*Решение:*

По закону эквивалентов:

$$\frac{m_{\text{эл-та}}}{m_{\text{кисл}}} = \frac{m_{\text{эл-та}}}{m_{\text{экисл}}} \quad (5)$$

Из уравнения (5) следует:

$$m_{\text{эл-та}} = \frac{m_{\text{эл-та}} \times m_{\text{Экисл}}}{m_{\text{кисл}}} \quad (6)$$

В формуле (6) соотношение  $\frac{m_{\text{эл-та}}}{m_{\text{кисл}}}$  можно найти, зная содержание (массовую долю) элемента в оксиде.

Для удобства расчета возьмем 100 г оксида.

Тогда

$$\frac{m_{\text{эл-та}}}{m_{\text{кисл}}} = \frac{46,7}{100 - 46,7} = \frac{46,7}{53,3}$$

Подставляя это соотношение в формулу (6), получаем:

$$m_{\text{эл-та}} = \frac{46,7 \cdot 8}{53,3} = 7 \text{ г/моль.}$$

Атомную массу элемента можно найти, используя выражение (3):

$$m_{\text{эл-та}} = \frac{A_{\text{эл-та}}}{B_{\text{эл-та}}}$$

Отсюда  $A_{\text{эл-та}} = m_{\text{эл-та}} \cdot B = 7 \cdot 4 = 28 \text{ г/моль.}$

Соответственно атомная масса равна 28 а.е.м.

### Раздел III. Периодический закон Д.И. Менделеева.

#### Строение атомов

**Пример 3.1.** Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 52 и 74.

*Решение.* Электронные формулы отображают распределение электронов в атоме по энергетическим уровням, подуровням (атомным орбиталям). Электронная конфигурация обозначается группами символов  $nl^x$ , где  $n$  – главное квантовое число;

$l$  – орбитальное квантовое число (вместо него указывают соответствующее буквенное обозначение –  $s, p, d, f$ ;  $l = 0, 1, 2, 3$  соотв.);

$x$  – число электронов на данном подуровне (орбитали) Максимальное количество электронов, которое может находиться на  $s$ -подуровне – 2, на  $p$ -подуровне – 6, на  $d$ -подуровне – 10, на  $f$ -подуровне – 14.

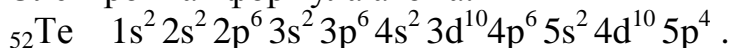
При этом следует учитывать, что электрон занимает энергетический уровень, на котором он обладает наименьшей энергией – меньшая сумма  $n + l$  (правило Клечковского). Последовательность заполнения энергетических уровней и подуровней следующая:

$$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow (5d^1) \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow (6d^1) \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 7p$$

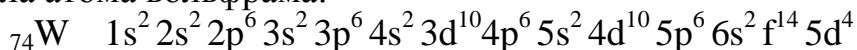
Чтобы составить электронную формулу атома любого элемента, следует знать порядковый номер данного элемента в периодической системе, так как число электронов в атоме того или иного элемента равно его порядковому номеру. В зависимости от того, на какой энергетический подуровень в атоме поступает последний электрон, элементы делят на *s*-, *p*-, *d*-, и *f*-элементы.

Элемент № 52 теллур (Te) относится к *p*-семейству. Поскольку порядковый номер (заряд ядра атома) 52, значит в атоме 52 электрона. Te – элемент V периода – пять энергетических уровней в атоме. Первые четыре уровня полностью заполнены. Элемент главной подгруппы VI группы - 6 валентных электрона, из них два на *s*- и четыре на *p*-орбиталях пятого электронного уровня.

Электронная формула атома:



Элемент № 74 вольфрам (W) относится к *d*-семейству. Заряд ядра – 74, следовательно, в атоме 74 электрона, VI период – шесть энергетических уровней, побочная подгруппа VI – 6 валентных электрона, два электрона на *6s*-орбитали и четыре электрона на *5d*-орбитали. Электронная формула атома вольфрама:



#### Раздел IV. Химическая связь и строение молекул

Химической связью называют силы, под воздействием которых атомы соединяются в молекулы. Показателем способности атомов образовывать химическую связь является валентность, которая определяется числом неспаренных электронов, способных участвовать в образовании химической связи. К таким электронам относятся *s*- и *p*-электроны внешнего и *d*-электроны предвнешнего энергетических уровней.

Основные типы внутримолекулярной химической связи: ковалентная и ионная.

Ковалентная связь может образовываться: а) по обменному механизму – за счет неспаренных электронов невозбужденных атомов или образовавшихся в результате возбуждения атомов; б) по донорно-акцепторному механизму – за счет пары электронов донора и свободной орбитали акцептора.

Основные свойства ковалентной связи: насыщаемость, направленность и поляризуемость. Насыщаемость характеризует способность атомов к образованию определенного числа связей; она определяется общим числом валентных орбиталей (*s*-, *p*- или *d*-), использование которых при образовании связей является энергетически выгодным. Например, молекула  $\text{H}_2$  образована за счет перекрывания *s*-орбиталей атомов водорода, молекула

НСl – за счет перекрывания *s*-орбиталей атома водорода и *2p*-орбитали атома хлора.

Направленность связи может быть различна, так как перекрывание электронных облаков может происходить вдоль линии, соединяющей ядра атомов ( $\sigma$ -связь), и по обе стороны от линии, соединяющей ядра атомов ( $\pi$ -связь).

Атомы могут насыщать свои валентные возможности путем образования кратных связей (образованы более чем одной парой электронов). В случае кратной связи имеют место  $\sigma$ - и  $\pi$ -связи. Так, строение молекулы  $\text{CO}_2$  описывается следующей электронной (валентной) формулой:  $\text{O}::\text{C}::\text{O}$ . При образовании молекул форма исходных атомных орбиталей может изменяться (гибридизация). Пространственная структура молекул зависит от орбиталей, участвующих в гибридизации. Обладая парой *sp*-гибридных орбиталей, атомы способны образовывать молекулы линейной формы ( $\text{BeCl}_2$ ). Вследствие *sp*<sup>2</sup>-гибридизации молекула  $\text{BCl}_3$  имеет тригональную структуру, т.е. атом В находится в центре равностороннего треугольника, а атомы Н – в его вершинах. При *sp*<sup>3</sup>-гибридизации образуется молекула с тетраэдрической структурой (например,  $\text{CH}_4$ , в молекуле которого атом С находится в центре тетраэдра, а атомы Н – в его вершинах).

В зависимости от характера распределения электронной плотности в молекуле связь может быть полярной и неполярной. Для оценки способности атома химического элемента оттягивать к себе электроны, осуществляющие связь, пользуются значением относительной электроотрицательности (ЭО) –  $\chi$ .

Неполярная связь образуется при взаимодействии одинаковых по ЭО атомов ( $\text{H}^\bullet + \text{H}^\bullet = \text{H}:\text{H}$ ), полярная – разных по ЭО атомов ( $\text{H}_2\text{O}$ ). Полярность связи тем больше, чем выше ЭО одного из атомов. При очень большой разности ЭО атомов имеет место практически полное смещение электронного облака к одному из атомов. В результате образуются противоположно заряженные ионы, и возникает молекула с ионным типом связи ( $\text{NaF}$ ). Ионная связь отличается от ковалентной тем, что не обладает насыщенностью и направленностью.

Полярность связи оценивают величиной дипольного момента  $\mu$ . Для ковалентных связей  $\mu$  составляет  $0 \div 4\text{D}$  (Дебая), для ионной –  $4 \div 11\text{D}$ .

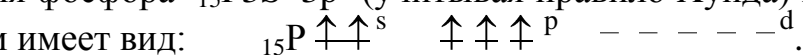
«Полярность связи» и «полярность молекул» как понятия совпадают только в двухатомных молекулах. Полярность многоатомных молекул может значительно отличаться от полярности отдельных связей в ней. Она зависит от симметрии молекул. Так, в линейных ( $\text{CO}_2$ ) и тетраэдрических ( $\text{CH}_4$ ) молекулах  $\mu=0$ . В молекуле воды, имеющей угловое строение,  $\mu_{\text{H}_2\text{O}}=1,84\text{D}$ . В молекуле аммиака, имеющей тригональное строение,  $\mu_{\text{NH}_3}=1,48\text{D}$ .

**Пример 4.1.** Укажите тип химической связи в молекуле  $\text{F}_2$ .

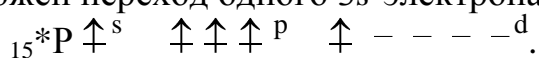
*Решение.* Ковалентная связь в указанной молекуле осуществляется общей для двух атомов электронной парой. Поскольку связь возникает между атомами одного вида (F–F), она является неполярной, так как общая пара электронов находится на одинаковом расстоянии от ядер атомов.

**Пример 4.2.** Какую валентность, обусловленную неспаренными электронами, может проявлять фосфор в нормальном и возбужденном (\*) состоянии?

*Решение.* Распределение электронов внешнего энергетического уровня фосфора  ${}_{15}\text{P}3\text{S}^2 3\text{p}^3$  (учитывая правило Хунда) по квантовым орбиталям имеет вид:



Атомы фосфора имеют свободные электроны  $d$ -подуровня, поэтому возможен переход одного  $3s$ -электрона на  $3d$ -подуровень:



Отсюда, валентность фосфора в нормальном состоянии равна 3, а в возбужденном – 5.

**Пример 4.3.** Что такое гибридизация валентных орбиталей? Какое строение имеют молекулы типа  $\text{AB}_n$ , если связь в них образуется за счет  $sp$ -,  $sp^2$ -,  $sp^3$ -гибридизации орбиталей атома А?

*Решение.* Согласно теории валентных связей (ВС) при образовании ковалентных связей может происходить гибридизация атомных орбиталей (АО). При гибридизации первоначальная форма и энергия орбиталей взаимно изменяется и образуются орбитали новой одинаковой формы и одинаковой энергии. Число гибридных орбиталей равно числу исходных. Ответ на поставленный вопрос отображен в таблице.

Тип молекулы	Исходные орбитали атома А	Тип гибридизации	Число гибридных орбиталей атома А	Пространственная конфигурация атома
$\text{AB}_2$	$s + p$	$sp$	2	Линейная
$\text{AB}_3$	$s + p + p$	$sp^2$	3	Тригональная
$\text{AB}_4$	$s + p + p + p$	$sp^3$	4	Тетраэдрическая

## Раздел V. Химическая кинетика и химическое равновесие

### *Расчет изменения скорости реакции между газами при изменении давления, объема*

**Пример 5.1.** Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции в системе  $2\text{SO}_2\text{г} + \text{O}_2\text{г} + 2\text{SO}_3\text{г}$ , если объем газовой смеси уменьшить в 3 раза?

*Решение.* Концентрации отдельных составных частей системы, которые соответствуют ее состоянию равновесия, принято называть равновесными концентрациями и обозначать [ ]. Обозначим концентрации реагирующих веществ:  $[SO_2]=a$ ,  $[O_2] = b$ ,  $[SO_3]=c$ . Согласно закону действия масс скорости  $v$  прямой и обратной реакции до изменения объема:  $V_{np} = k \cdot a^3 \cdot b$ ;  $V_{обр} = k_1 \cdot c^2$ .

После уменьшения объема гомогенной системы в 3 раза концентрация каждого из реагирующих веществ увеличится в 3 раза:

$[SO_2]=3a$ ,  $[O_2]=3b$ ,  $[SO_3]=c$ . При новых концентрациях скорости  $V'$  прямой и обратной реакции:  $V'_{np}=k(3a)^2 \cdot (3b)=27ka^2b$ ;  $V'_{обр} = k_1(3c)^2 = 9k_1c^2$ .

Отсюда,

$$\frac{V'_{np}}{V_{np}} = \frac{27ka^2b}{ka^2b} = 27; \quad \frac{V'_{обр}}{V_{обр}} = \frac{9k_1c^2}{k_1c^2} = 9.$$

Следовательно, скорость прямой реакции увеличилась в 27 раз, а обратной – только в 9 раз.

*Расчет изменения скорости под влиянием изменения температуры*

**Пример 5.2.** Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 30 до 70°C, если температурный коэффициент реакции  $\gamma$  равен 2.

*Решение.* Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется эмпирическим правилом Вант-Гоффа по формуле

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}}. \quad V_{t_2} = V_{t_1} \cdot 2^{\frac{70-30}{10}} = V_{t_1} \cdot 2^4 = 16 V_{t_1}.$$

Таким образом,

$$V_{t_2} = 16 V_{t_1}.$$

Следовательно, скорость реакции  $V_{t_2}$  при температуре 70°C больше скорости реакции реакции  $V_{t_1}$  при температуре 30°C в 16 раз.

**Пример 5.3.** Расчет константы равновесия реакции по равновесным концентрациям реагирующих веществ и определение исходных концентраций.

При некоторой температуре равновесные концентрации в реакции  $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3$  составляли соответственно:

$[SO_2] = 0,04$  моль/л;  $[O_2] = 0,06$  моль/л;  $[SO_3] = 0,02$  моль/л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации оксида серы (IV) и кислорода при этой температуре.

*Решение.* Запишем выражение константы равновесия:

$$K_p = \frac{p_{SO_3}^2}{p_{O_2} \cdot p_{SO_2}^2}$$

Подставляя в это уравнение величины концентрации, получим:  $K = \frac{(0,02)^2}{(0,04)^2 \cdot (0,06)} = 4,17$ .

Чтобы определить начальные концентрации веществ  $\text{SO}_2$  и  $\text{O}_2$ , нужно учесть, что согласно уравнению реакции из 2 молекул  $\text{SO}_2$  и 1 молекулы  $\text{O}_2$  образуется 2 молекулы  $\text{SO}_3$ . Отсюда следует, что на образование 0,02 моля  $\text{SO}_3$  пошло 0,02 моля  $\text{SO}_2$  и 0,01 моля  $\text{O}_2$ .

Таким образом, исходные концентрации веществ  $\text{CSO}_2$  и  $\text{CO}_2$  (число молей  $\text{SO}_2$  и  $\text{O}_2$  на каждый литр смеси до начала реакции) будут равны:

$$\text{CSO}_2 = [\text{SO}_2] + \text{CSO}_{2\text{ x/p}} = 0,04 + 0,02 = 0,06 \text{ моль/л};$$

$$\text{CO}_2 = [\text{O}_2] + \text{CO}_{2\text{ x/p}} = 0,06 + 0,01 = 0,07 \text{ моль/л}.$$

**Пример 5.4.** Рассчитайте равновесные концентрации реагирующих веществ по константе равновесия.

Константа равновесия гомогенной системы

$\text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} \leftrightarrow \text{CO}_2_{(г)} + \text{H}_2_{(г)}$  при  $850^\circ\text{C}$  равна 1. Вычислите концентрации всех веществ при равновесии, если исходные концентрации:

$$\text{CCO} = 0,3 \text{ моль/л}; \text{CH}_2\text{O} = 0,2 \text{ моль/л}.$$

*Решение.* При равновесии скорости прямой и обратной реакции равны, а отношение констант этих скоростей постоянно и называется константой равновесия данной системы:

$$K_p = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}. \text{ В условии задачи даны исходные концентрации,}$$

тогда как в выражение  $K_p$  входят только равновесные концентрации всех веществ системы. Предположим, что к моменту равновесия концентрация  $[\text{CO}_2] = x$  моль/л. Согласно уравнению системы число молей образовавшегося водорода при этом будет также  $x$  моль/л, по столько же ( $x$  моль/л)  $\text{CO}$  и  $\text{H}_2\text{O}$  расходуется для образования по  $x$  молей  $\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2$ . Следовательно, равновесные концентрации всех четырех веществ будут равны:

$$[\text{CO}_2] = x \text{ моль/л};$$

$$[\text{H}_2] = x \text{ моль/л};$$

$$[\text{CO}] = (\text{CCO} - x) = (0,3 - x) \text{ моль/л};$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = (\text{CH}_2\text{O} - x) = (0,2 - x) \text{ моль/л}.$$

Зная константу равновесия, находим значение  $x$ , а затем исходные концентрации всех веществ:

$$K_p = \frac{x^2}{(0,3 - x)(0,2 - x)} = 1;$$

$$x^2 = 0,06 - 0,3x - 0,2x + x^2;$$

$$0,5x = 0,06;$$

$$x = 0,12 \text{ моль/л}.$$



Таким образом, искомые равновесные концентрации:

$$[\text{CO}_2] = 0,12 \text{ моль/л};$$

$$[\text{H}_2] = 0,12 \text{ моль/л};$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = 0,2 - 0,12 = 0,08 \text{ моль/л};$$

$$[\text{CO}] = 0,3 - 0,12 = 0,18 \text{ моль/л}.$$

**Пример 5.5.** Смещение химического равновесия.

Эндотермическая реакция разложения пентахлорида фосфора протекает по уравнению  $\text{PCl}_{5(g)} \leftrightarrow \text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$ ;  $\Delta H = +92,5 \text{ кДж}$ .

Как надо изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции – разложение  $\text{PCl}_5$ ?

Решение. Смещением или сдвигом химического равновесия называют изменение равновесных концентраций реагирующих веществ в результате изменения одного из условий реакции. Направление, в котором сместилось равновесие, определяется по принципу Ле Шателье:

а) так как реакция разложения  $\text{PCl}_5$  эндотермическая ( $\Delta H > 0$ ), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции нужно повысить температуру;

б) так как в данной системе разложение  $\text{PCl}_5$  ведет к увеличению объема (из одной молекулы газа образуются 2 молекулы газа), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции надо уменьшить давление ( $PV = \text{const}$ );

в) смещение равновесия в указанном направлении можно достигнуть как увеличением концентрации  $\text{PCl}_5$ , так и уменьшением концентрации  $\text{PCl}_3$  или  $\text{Cl}_2$ .

## Раздел VI. Окислительно-восстановительные реакции

**Пример 6.1.** Исходя из степени окисления (с.о.) азота, серы и марганца в соединениях  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$ , определите, какие из них могут быть только восстановителями, только окислителями и какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.

*Решение.* Степень окисления в указанных соединениях соответственно равна: для азота:  $-3$  (низшая),  $+3$  (промежуточная),  $+5$  (высшая); для серы:  $-2$  (низшая),  $+4$  (промежуточная),  $+6$  (высшая); для марганца:  $+4$  (промежуточная),  $+7$  (высшая).

Отсюда,  $\text{N}^{-3}\text{H}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}^{-2}$  – только восстановители;  $\text{HN}^{+5}\text{O}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ ,  $\text{KMn}^{+7}\text{O}_4$  – только окислители;  $\text{HN}^{+3}\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ ,  $\text{Mn}^{+4}\text{O}_2$  – окислители и восстановители.

**Пример 6.2.** Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{HJ}$ ; б)  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;

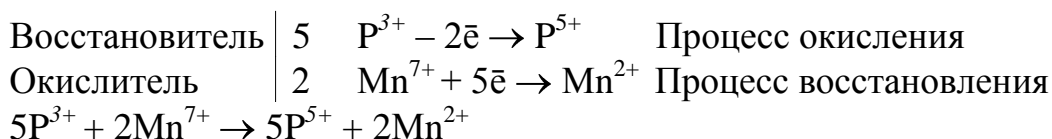
в)  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и  $\text{HClO}_4$ ?

*Решение.* а) степень окисления в  $\text{H}_2\text{S}$  серы равна  $-2$ ; в  $\text{HI}$  с.о. йода равна  $-1$ . Так как сера и йод находятся в своей низшей с.о., то оба взятые вещества проявляют только восстановительные свойства и взаимодействовать друг с другом не могут; б) в  $\text{H}_2\text{S}$  с.о. серы равна  $-2$  (низшая); в  $\text{H}_2\text{SO}_4$  с.о. серы равна  $+6$  (высшая). Следовательно, взаимодействие этих веществ возможно, причем  $\text{H}_2\text{SO}_4$  является окислителем; в) в  $\text{H}_2\text{SO}_3$  с.о. серы равна  $+4$  (промежуточная); в  $\text{HClO}_4$  с.о. хлора равна  $+7$  (высшая). Взятые вещества могут взаимодействовать;  $\text{H}_2\text{SO}_3$  в этом случае будет проявлять восстановительные свойства.

**Пример 6.3.** Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, идущей по схеме:



*Решение.* Если в условии задачи даны как исходные вещества, так и продукты их взаимодействия, то написание уравнения реакции сводится, как правило, к нахождению и расстановке коэффициентов. Коэффициенты определяют методом электронного баланса с помощью электронных уравнений. Вычисляем, как изменяют свою степень окисления восстановитель и окислитель, и отражаем это в электронных уравнениях:



Общее число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, которое присоединяет окислитель. Общее наименьшее кратное для отданных и принятых электронов 10. Разделив это число на 5, получаем коэффициент 2 для окислителя и продукта его восстановления, а при делении 10 на 2 получаем коэффициент 5 для восстановителя и продукта его окисления. Коэффициент перед веществами, атомы которых не меняют свою степень окисления, находят подбором. Уравнение реакции будет иметь следующий вид:



## Раздел VII. Растворы

### Тема 1. Способы выражения концентрации растворов

**Пример 7.1.1.** Массовая доля (процентная концентрация). Определите массу нитрата калия, который надо растворить в воде, чтобы получить 100 мл раствора с массовой долей  $\text{KNO}_3$  0,2 (20%). Плотность раствора  $\rho = 1,15 \text{ г/см}^3$ .

*Решение.* Масса раствора ( $m_{p-ра}$ ), который необходимо приготовить, составляет  $m_{p-ра} = V \cdot \rho$ , где  $V$  – объем раствора.  $100 \cdot 1,15 = 115$  г.

Массовая доля  $\omega$  – это отношение массы растворенного вещества к массе раствора:  $\omega = m_{p.в.} / m_{p-ра}$ , откуда  $m_{p.в.} = m_{p-ра} \cdot \omega$ . Находим  $m(KNO_3) = 115 \cdot 0,2 = 23$  г.

**Пример 7.1.2.** Мольная доля. В 44,1 г воды растворили 2 г гидроксида натрия. Рассчитайте мольную долю NaOH.

*Решение.* Мольная доля – это отношение числа молей данного компонента к общему числу молей всех компонентов раствора. Для бинарного раствора, состоящего из компонентов А и В, мольная доля:

$$N_A = \nu_A / (\nu_A + \nu_B) \text{ и } N_B = \nu_B / (\nu_A + \nu_B),$$

где  $\nu$  – число молей каждого компонента.

Вычисляем количества веществ гидроксида натрия и воды, которые взяты для приготовления раствора:

$$\nu(NaOH) = m(NaOH) / M(NaOH) = 2/40 = 0,05 \text{ моль};$$

$$\nu(H_2O) = m(H_2O) / M(H_2O) = 44,1/18 = 2,45 \text{ моль}.$$

$$\text{Мольная доля гидроксида натрия } N_{NaOH} = \frac{0,05}{0,05 + 2,45} = 0,02.$$

**Пример 7.1.3.** Молярная концентрация раствора (молярность раствора). Определите массу нитрата натрия, которая требуется для приготовления 2 л 0,1 м (децимолярного раствора).

*Решение.* Молярность – это отношение количества растворенного вещества к объему раствора:  $C_M = \nu / V$ . Молярность показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора. Молярная масса нитрата натрия  $M(NaNO_3) = 85$  г/моль. Рассчитаем массу нитрата натрия, которая необходима для приготовления 2 л 0,1 м раствора:

$$m_{(NaNO_3)} = C_m \cdot M \cdot V = 0,1 \cdot 85 \cdot 2 = 17 \text{ г}.$$

**Пример 7.1.4.** Моляльная концентрация раствора. В каком количестве эфира можно растворить 3,04 г анилина  $C_6H_5NH_2$ , чтобы получить раствор, моляльность которого равна 0,3 моль/кг?

*Решение.* Моляльность раствора показывает число молей растворенного вещества, приходящегося на 1 кг (1000 г) растворителя. Размерность моляльной концентрации, моль/кг:

$$C_m = m_{p.в.} / M_{p.в.} \cdot m_{p-ля} \cdot M_{(C_6H_5NH_2)} = 93 \text{ г/моль}.$$

Масса растворителя равна  $m_{p-ля} = m_{p.в.} / C_m \cdot M_{p.в.} = 3,04 / 93 \cdot 0,3 = 0,109$  кг.

**Пример 7.1.5.** Титр раствора. Определите титр 0,01 н раствора KOH.

*Решение.* Титр раствора  $T$  показывает количество граммов растворенного вещества, содержащегося в 1 мл раствора:  $T = m/V$ . В 1 л 0,01 н

КОН содержится 0,56 г КОН. Титр этого раствора равен  $T = 0,56 / 1000 = 0,00056$  г/мл.

**Пример 7.1.6.** Нормальная концентрация (нормальность). Определите нормальность раствора хлорида железа (III), если в 0,3 л раствора содержится 32,44 г.

*Решение.* Нормальность показывает количество эквивалентных масс растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора:

$$C_H = m_{p.v.} / \mathcal{E}_{p.v.} \cdot V.$$

Рассчитаем массу химического эквивалента хлорида железа (III):  $\mathcal{E}_{(FeCl_3)} = M / 3 = 162 / 3 = 54$ . Нормальность раствора равна  $C_H = 32,44 / 54 \cdot 0,3 = 2$ н.

## Тема 2. Произведение растворимости

**Пример 7.2.1.** Вычисление концентрации малорастворимого электролита в его насыщенном растворе.

Произведение растворимости йодида свинца при 20°C равно  $8 \cdot 10^{-9}$ . Вычислите растворимость соли (в моль/л, г/л) при указанной температуре.

*Решение.* Обозначим искомую растворимость через  $S$  моль/л. Тогда в насыщенном растворе йодида свинца содержится  $S$  моль/л ионов  $Pb^{2+}$  и  $2S$  моль/л ионов  $I^-$  ( $PbI_2 \leftrightarrow Pb^{2+} + 2I^-$ ). Отсюда,

$$PP_{PbI_2} = [Pb^{2+}] \cdot [I^-]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3.$$

$$S = \sqrt[3]{PP_{PbI_2} / 4} = \sqrt[3]{8 \cdot 10^{-9} / 4} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

Молярная масса  $PbI_2$  равна 461 г/моль, растворимость йодида свинца, выраженная в г/л, составит:  $1,3 \cdot 10^{-3} \cdot 461 = 0,6$  г/л.

**Пример 7.2.2.** Вычислите произведения растворимости малорастворимого электролита.

Растворимость фосфата серебра в воде при 20°C равна 0,0065 г/л. Рассчитайте величину ПР.

*Решение.*  $M_{(Ag_3PO_4)} = 418$  г/моль.

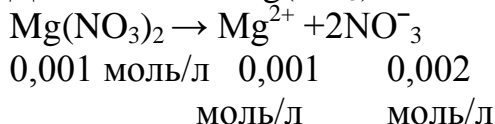
Растворимость  $Ag_3PO_4$  составляет  $6,5 \cdot 10^{-3} / 418 = 1,6 \cdot 10^{-5}$  моль/л. При диссоциации каждой молекулы фосфата серебра образуется три иона  $Ag^+$  и один ион  $PO_4^{3-}$  ( $Ag_3PO_4 \leftrightarrow 3Ag^+ + PO_4^{3-}$ ). Поэтому концентрация иона  $PO_4^{3-}$  равна растворимости  $Ag_3PO_4$ , а концентрация иона  $Ag^+$  в 3 раза больше, т.е.  $[PO_4^{3-}] = 1,6 \cdot 10^{-5}$  моль/л;  $[Ag^+] = 3 \cdot 1,6 \cdot 10^{-5}$  моль/л. Произведение растворимости  $Ag_3PO_4$  равно  $PP_{Ag_3PO_4} = [Ag^+]^3 \cdot [PO_4^{3-}] = (4,8 \cdot 10^{-5})^3 \cdot 1,6 \cdot 10^{-5} = 1,77 \cdot 10^{-18}$ .

**Пример 7.2.3.** Определение условий выпадения осадка. Образуется ли осадок сульфита магния при смешении равных объемов 0,004 н  $Mg(NO_3)_2$  и 0,0006 н  $Na_2S$ ?

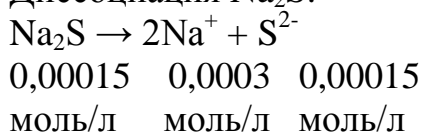
*Решение.* При смешивании двух растворов объем смеси стал в 2 раза больше, а концентрация каждого из растворенных веществ уменьшилась вдвое, т.е. концентрация  $Mg(NO_3)_2$  – 0,002н, а концентрация  $Na_2S$  – 0,0003н. Для определения концентрации ионов  $Mg^{2+}$  и  $S^{2-}$  переведем нормальность в молярность:

$$C_{Mg(NO_3)_2} = 0,002 \text{ н} = 0,001 \text{ моль/л}; C_{Na_2S} = 0,0003 \text{ н} = 0,00015 \text{ моль/л}.$$

Диссоциация  $Mg(NO_3)_2$ :



Диссоциация  $Na_2S$ :



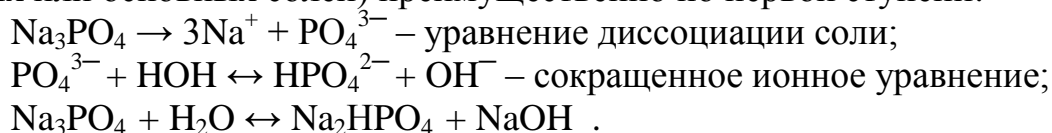
Концентрации ионов  $Mg^{2+}$  и  $S^{2-}$  соответственно равны:

$[Mg^{2+}] = 1 \cdot 10^{-3}$  моль/л,  $[S^{2-}] = 1,5 \cdot 10^{-4}$  моль/л. Произведение концентрации ионов  $Mg^{2+}$  и  $S^{2-}$  составляет:  $[Mg^{2+}] \cdot [S^{2-}] = 1 \cdot 10^{-3} \cdot 1,5 \cdot 10^{-4} = 1,5 \cdot 10^{-7}$ . Эта величина больше  $PP_{MgS} = 2,0 \cdot 10^{-15}$ , поэтому осадок  $MgS$  образуется.

### Тема 3. Гидролиз солей

Гидролиз – результат поляризационного взаимодействия ионов солей с их гидратной оболочкой. Чем значительнее это взаимодействие, тем интенсивнее протекает гидролиз. Соли сильного основания и сильной кислоты гидролизу не подвергаются (в этом случае равновесие диссоциации воды почти не смещается, поэтому  $pH=7$ , т.е. реакция среды растворов таких солей практически нейтральна).

Гидролиз соли может происходить по катиону, по аниону, либо по катиону и аниону. Соли многокислотных оснований ( $Zn(OH)_2$ ,  $Mg(OH)_2$ ,  $Cu(OH)_2$ ,  $Al(OH)_3$ ,  $Fe(OH)_3$ , и т.д.) или многоосновных кислот ( $H_2S$ ,  $H_2CO_3$ ,  $H_3PO_4$ ,  $H_2SO_4$  и т.д.) подвергаются гидролизу ступенчато, причем при обычных условиях он протекает (с образованием в качестве продуктов кислых или основных солей) преимущественно по первой ступени:



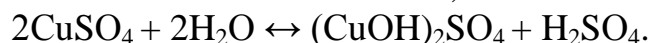
Гидроксид-ионы остались химически несвязанными, реакция среды раствора щелочная, в растворе соли  $pH > 7$ .

Если в результате гидролиза образуется осадок или газообразный продукт, гидролиз может происходить практически необратимо. Количес-

венно гидролиз характеризуется степенью гидролиза  $h$  и константой гидролиза  $K_2$ .

**Пример 7.3.1.** Что нужно сделать, чтобы подавить гидролиз соли  $\text{CuSO}_4$  при приготовлении ее раствора?

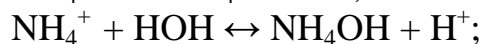
*Решение.* Составим уравнение гидролиза этой соли:



Согласно принципу Ле-Шателье для смещения равновесия реакции влево достаточно подкислить раствор сульфата меди серной кислотой.

**Пример 7.3.2.** Вычисление константы гидролиза соли. Рассчитайте константу гидролиза хлорида аммония, если константа диссоциации  $\text{NH}_4\text{OH}$   $K_{\text{д}}$   $10^{-5}$ .

*Решение.* Запишем уравнение гидролиза хлорида аммония:



Константа гидролиза солей слабого основания и сильной кислоты вычисляется по формуле  $K_{\text{г}} = K_{\text{H}_2\text{O}} / K_{\text{д. осн}}$ ,

где  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  – ионное произведение воды;  $K_{\text{д. осн}}$  – константа диссоциации слабого основания.

$$K_2 = 1 \cdot 10^{-14} / 1,77 \cdot 10^{-5} = 0,565 \cdot 10^{-9} = 5,65 \cdot 10^{-10}.$$

**Пример 7.3.3.** Вычисление степени гидролиза соли и pH водных растворов солей.

Вычислите степень гидролиза  $h$  0,1 М ацетата натрия и pH этого раствора.

*Решение.* Константа гидролиза соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием, равна  $K_2 = K_{\text{H}_2\text{O}} / K_{\text{д.к-ты}}$ .

Поскольку константа диссоциации уксусной кислоты равна  $1,8 \cdot 10^{-5}$ , то  $K_2 = 1 \cdot 10^{-14} / 1,8 \cdot 10^{-5} = 5,56 \cdot 10^{-10}$ .

Степень гидролиза связана с  $K_2$  уравнением:

$$h = \sqrt{K_2 / C} = \sqrt{5,56 \cdot 10^{-10} / 0,1} = 7,5 \cdot 10^{-10}.$$

Гидролиз идет по уравнению  $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{HOH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ .

Концентрация гидроксид иона равна  $h \cdot C = 7,5 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1 = 7,5 \cdot 10^{-6}$  моль/л. Следовательно,  $[\text{H}^+] = K_{\text{H}_2\text{O}} / [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} / 7,5 \cdot 10^{-6} = 1,3 \cdot 10^{-9}$ .

Отсюда,  $\text{pH} = -\lg(1,3 \cdot 10^{-9}) = 9 - 0,11 = 8,89$ .

## Раздел VIII. Комплексные соединения

**Пример 8.1.** Определить заряд комплексного иона, координационное число (к.ч.) и степень окисления комплексообразователя в соединениях:

- а)  $K_4[Fe(CN)_6]$ ;
- б)  $Na[Ag(NO_2)_2]$ ;
- в)  $[Co(NH_3)_6]Cl_3$ ;
- г)  $K_2[MoF_8]$ ;
- д)  $[Cr(H_2O)_2(NH_3)_3]Cl_3$ .

*Решение.* Заряд комплексного иона равен заряду внешней сферы, но противоположен ему по знаку. Координационное число комплексообразователя равно числу лигандов, координированных вокруг него. Степень окисления атома в любом соединении находят, исходя из того, что сумма степеней окисления всех атомов в молекуле равна нулю. Заряды нейтральных молекул ( $CO$ ,  $H_2O$ ,  $NH_3$ ) равны нулю. Заряды кислотных остатков определяют из формул соответствующих кислот. Отсюда,

Заряд иона	к.ч.	с.о.
а) -4	6	+2
б) -1	2	+1
в) +3	6	+3
г) -2	8	+6
д) +3	6	+3

**Пример 8.2.** Напишите выражение для константы нестойкости комплексного иона в соединении  $Na[Sb(SO_4)_2]$ .

*Решение.* Комплексная соль натрия, являясь сильным электролитом, в водном растворе необратимо диссоциирует на ионы внешней и внутренней сфер:  $Na[Sb(SO_4)_2] \rightarrow Na^+ + [Sb(SO_4)_2]^-$ ; комплексный ион диссоциирует обратимо и в незначительной степени на составляющие его частицы:  $[Sb(SO_4)_2]^- \leftrightarrow Sb^{3+} + 2SO_4^{2-}$ . Обратимый процесс характеризуется своей константой равновесия, которая в данном случае называется константой нестойкости  $K_H$  комплексного иона:

$$K_H = \frac{[Sb^{3+}] \cdot [SO_4^{2-}]^2}{[Sb(SO_4)_2]^-}$$

Чем меньше значение  $K_H$ , тем прочнее данный комплекс.

# ПЕРЕЧЕНЬ ЗАДАЧ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

## Раздел I. Основные законы химии

1. Является ли эквивалент элемента постоянной величиной? Чему равны эквивалентные массы хрома в его оксидах, содержащих 76,47; 68,42 и 52,0% хрома? Определите валентность хрома в каждом из этих оксидов и составьте их формулы.

2. Чему равен при н.у. эквивалентный объем кислорода? На сжигание 0,5 г металла требуется 0,23 л кислорода (при н.у.). Какой это металл, если его валентность равна двум?

3. Некоторый элемент образует водородное соединение, содержащее 8,9% водорода. Вычислите атомную массу элемента, если в этом соединении он трехвалентен. Составьте формулу данного гидрида.

4. При восстановлении 6,50 г оксида образовалось 4,45 г металла. Вычислите эквивалентную массу металла и его оксида. Какой это металл, если валентность его равна трем?

5. Чему равен при н.у. эквивалентный объем водорода? Сколько литров водорода, измеренного при н.у., выделилось при растворении в кислоте 0,45 г металла, эквивалентная масса которого равна 20 г/моль?

6. Некоторый элемент образует кислородное соединение, содержащее 31,58% кислорода. Вычислите атомную массу этого элемента, если в данном оксиде он трехвалентен. Составьте формулу оксида.

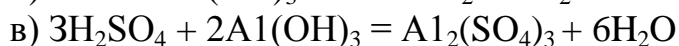
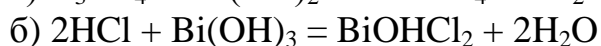
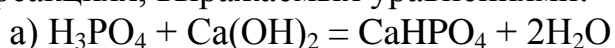
7. Эквивалентная масса металла – 56,2г/моль. Вычислите процентное содержание этого металла в его оксиде.

8. На нейтрализацию 9,979 г ортофосфорной кислоты израсходовано 7,998г NaOH. Вычислите эквивалентную массу, эквивалент и основность  $\text{H}_3\text{PO}_4$  в этой реакции. На основании расчета напишите уравнение реакции.

9. Определите эквивалент металла, если 1 г его вытесняет из воды 540 мл водорода при температуре 15°C и давлении 748 мм рт.ст.

10. При нагревании 4,3 г оксида металла было получено 580 мл кислорода, измеренного при 17°C и 850 мм рт.ст. Определите эквивалент металла и его оксида.

11. Вычислите эквивалентные массы кислот и оснований в следующих реакциях, выражаемых уравнениями:



12. При полном восстановлении 2,4 г оксида металла водородом образовалось 0,54 г воды. Вычислите эквиваленты металла и его оксида.

13. Определите массу кислорода в баллоне объемом 40 л. Давление в баллоне при 20°C равно 150 атм.



14. При сжигании 1,7 г вещества получилось 2,7 г воды и 3 г оксида азота (II). Найдите истинную формулу вещества, если известно, что при н.у. 8,5 г его занимают объем 11,2 л.

15. 0,48 г металлического магния растворено в азотной кислоте определенной концентрации и из полученного раствора кристаллизовано 5,12 г кристаллогидрата соли магния. Установите формулу кристаллогидрата.

## Раздел II. Классы неорганических соединений

16. Напишите формулу кислот: сернистой, азотистой, ортофосфорной; напишите формулы соответствующих им оксидов и формулы теоретически возможных солей с катионами  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ .

17. Какими путями можно получить следующие кислые и основные соли и как перевести их в средние соли: а) гидросульфид бария; б) дигидроксохлорид висмута (III)?

18. Напишите формулы гидроксидов алюминия, аммония, калия, магния. Укажите, какие из них образуют основные соли? Напишите формулы основных солей с анионами  $\text{NO}_2$  и  $\text{S}^{2-}$ . Перевести эти соли в средние.

19. Напишите уравнения реакций получения всех теоретически возможных солей при взаимодействии:

а)  $\text{NH}_3$  и  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ;

б)  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ;

в)  $\text{MgO}$  и  $\text{SiO}_2$ .

20. Напишите для солей сульфит кальция и нитрат алюминия:

а) графические формулы и названия;

б) представьте их в виде суммы двух оксидов;

в) переведите эти соли в кислые или основные;

г) для вновь полученных солей напишите названия и графические формулы.

21. Составьте формулы кислой натриевой соли, кальциевой соли, сероводородной кислоты и основной соли меди серной кислоты. Как превратить эти соли в средние? Напишите уравнения соответствующих реакций.

22. Составьте формулы кислых калиевых солей мышьяковистой кислоты  $\text{H}_3\text{AsO}_3$ , основных алюминиевых солей уксусной кислоты  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

23. Напишите реакции образования всех возможных солей, получающихся при взаимодействии различных стехиометрических количеств кислоты и основания (гидроксид магния + угольная кислота). Назвать полученные соли, привести их графические формулы.

24. Используя перечисленные соединения, составьте не менее трех уравнений реакций на каждое из химических свойств, характеризующих данный класс соединений:  $\text{ZnO}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ .

25. Какими путями можно получить следующие кислые и основные соли и как перевести их в средние соли:

- а) гидрофосфат бария;
- б) гидрокосульфат железа (III)?

26. Напишите реакции получения всех возможных солей. Назовите полученные соли, напишите их графические формулы:

- а) сероводородная кислота + гидроксид бария;
- б) азотная кислота + гидроксид алюминия.

27. С какими из перечисленных веществ может вступить в реакцию гидроксид натрия: оксид кальция, оксид фосфора (V), гидроксид алюминия, оксид хрома (III)? Запишите уравнения возможных реакций.

28. Написать: а) графические формулы солей; б) указанные соли представить в виде суммы двух оксидов:

- 1) сульфат бария;
- 2) нитрат алюминия;
- 3) фосфат натрия.

29. Напишите формулы всех возможных солей, которые можно получить при взаимодействии:

- а) серная кислота и гидроксид натрия;
- б) гидроксид хрома (III) и соляная кислота.

Дайте их названия и изобразите графически.

30. Какие из перечисленных оксидов относятся к основным, кислотным и амфотерным:  $\text{Fr}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ? Напишите реакции, подтверждающие их характер.

### Раздел III. Периодический закон Д.И. Менделеева Строение атома.

31. Какие четыре квантовых числа характеризуют состояние электронов в атоме? Какие значения может принимать каждое из них? Составьте электронные формулы атомов At (астата) и иона хрома ( $\text{Cr}^{3+}$ ).

32. В чем заключается принцип несовместимости Паули? Какое максимальное число электронов могут занимать  $s$ -,  $p$ -,  $d$ -,  $f$ - орбитали данного энергетического уровня? Напишите электронные формулы атомов платины (Pt), йода (I) и их ионов  $\text{Pt}^{4+}$ ,  $\text{I}^-$

33. В чем сущность принципа наименьшей энергии? Какие орбитали атома заполняются электронами раньше:  $4s$  или  $3d$ ,  $5s$  или  $4d$ ? Почему? Напишите электронные формулы атомов полония (Po), Менделеевия (Md) и иона марганца ( $\text{Mn}^{7+}$ ).

34. Сколько и какие значения может принимать магнитное квантовое число  $m_l$  для данного орбитального квантового числа  $l=0, 1, 2, 3$ ? Напишите электронные формулы атома висмута (Bi) и иона висмута  $\text{Bi}^{3+}$ .

35. Что такое энергия ионизации атома? В каких единицах она выражается? Как изменяется восстановленная способность  $s$ - и  $p$ -элементов в группах периодической системы с увеличением порядкового номера? Почему? Составьте электронные формулы для атомов элементов с порядко-

вым номером 15 и 24, учитывая, что у последнего происходит провал одного  $4s$ -электрона на  $3d$ -подуровень.

36. Что такое сродство к электрону? В каких единицах оно выражается? Как изменяется окислительная активность неметаллов в периоде и в группе периодической системы с увеличением порядкового номера? Ответ мотивируйте строением атома соответствующих элементов. Составьте электронные формулы для атомов элементов с порядковыми номерами 17 и 29, учитывая, что у последнего происходит провал одного  $4s$ -электрона на  $3d$ -подуровень.

37. Что такое электроотрицательность? Как изменяется электроотрицательность  $p$ -элементов в периоде и группе периодической системы с увеличением порядкового номера? Почему? Составьте электронные формулы для атомов с порядковыми номерами 22 и 54.

38. Чему равно в атоме число орбиталей на  $p$ -подуровнях данного энергетического уровня? Какова пространственная конфигурация  $p_x$ -,  $p_y$ -,  $p_z$ -электронных облаков (орбиталей). Составьте электронные формулы для атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 46, учитывая, что последний, находясь в пятом периоде, на пятом энергетическом уровне не содержит ни одного электрона.

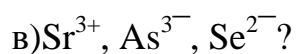
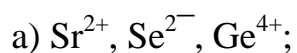
39. В чем заключается правило Хунда? Разместите шесть электронов по квантовым ячейкам (орбиталям)  $3d$ -подуровня. Чему равно их суммарное спиновое число? Напишите электронную формулу атома олова (Sn) и иона  $\text{Sn}^{4+}$ .

40. Что следует понимать под волновыми свойствами электрона? Что такое атомная орбиталь? Какова пространственная конфигурация  $s$ -,  $p$ -орбиталей? Напишите электронные формулы для атомов элементов вольфрама (W) и урана (U).

41. Как объяснить переменную валентность у атомов серы, хлора и отсутствие переменной валентности у атомов кислорода и фтора. Напишите электронные формулы атомов №79 (Au), №35 (Br) и их ионов  $\text{Au}^{3+}$ ,  $\text{Br}^-$ .

42. Определите последовательность заполнения электронами подуровней в атомах элементов, если их суммы  $n+l$  соответственно 4 и 5. Напишите полную электронную формулу атома некоторого элемента со следующей конфигурацией внешнего слоя:  $\dots 6s^2 6p^2$ . Какой это элемент?

43. У каких трех ионов распределение электронов по энергетическим уровням одинаково:



44. Чем отличается последовательность в заполнении атомных орбиталей у атомов  $d$ -элементов от последовательности в заполнении их у атомов  $s$ - и  $p$ -элементов? Составьте электронные формулы для атомов элементов технеция и цезия.

45. Составьте электронную формулу атома элемента с порядковым номером 16. К какому семейству он относится, на каких подуровнях расположены его валентные электроны? Сколько не спаренных электронов в невозбужденном и возбужденном атоме этого элемента? Покажите распределение электронов по энергетическим ячейкам.

#### Раздел IV. Химическая связь и строение молекул

46. Укажите типы химической связи в молекулах  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $HCl$ ,  $KCl$ ,  $CaCl_2$ .

47. В каких из представленных молекул химическая связь является полярной:  $CH_4$ ,  $F_2$ ,  $KJ$ ,  $H_2O$ ,  $Br_2$ ,  $NH_3$ ? Используя таблицу электроотрицательностей, указать, к какому из атомов смещена электронная пара.

48. На основании сравнения величин ЭО для *p*-элементов проследите, как изменяется полярность связи в молекулах:  $NH_3$ ,  $PH_3$ ,  $AsH_3$ .

49. Что такое донорно-акцепторная связь? Укажите, между какими атомами проявляется этот тип связи в соединениях  $[Zn(NH_3)_2]Cl_2$  и  $K_4[Fe(CN)_6]$ ? Какой атом или ион является донором, а какой – акцептором электронов?

50. Приведите схему образования молекулы  $N_2$  с учетом перекрывания электронных облаков соединяющихся атомов. Что такое  $\sigma$ - и  $\pi$ -связь? Сколько  $\sigma$ - и  $\pi$ - связей в молекуле азота?

51. Приведите примеры соединений с ковалентной (полярной и неполярной) связью, с ионной и донорно-акцепторной связью. Какие свойства ковалентной связи отличают ее от ионной?

52. На основании приведенных данных сделайте вывод о зависимости между кратностью связи и ее длиной:

Связь	Длина связи, Å°
$C - C$	1,54
$C = C$	1,34
$C \equiv C$	1,20

Как объясняется эта закономерность?

53. Какой характер имеют связи в молекулах:  $NCl_3$ ,  $CS_2$ ,  $JCl_5$ ,  $NF_3$ ,  $OF_2$ ,  $CO_2$ ? Используя значения электроотрицательностей, укажите для каждого соединения направленные смещения общей электронной пары.

54. Молекула воды и молекула диоксида углерода содержат по две полярные связи. Почему молекула  $H_2O$  полярна, а  $CO$  – неполярна?

55. Используя таблицу электроотрицательностей, укажите направления смещения общей электронной пары для следующих полярных связей:  $H - F$ ;  $C = O$ ;  $C - F$ ;  $B - F$ ;  $S = O$ . Какие механизмы образования ковалентных связей Вы знаете? Приведите примеры.

56. Укажите тип гибридизации АО в молекулах  $SiH_4$  и  $BF_3$ . Полярны ли эти молекулы? Как они построены? Приведите рисунок.

57. Какой тип гибридизации АО осуществляется в молекулах  $\text{NH}_3$  и  $\text{BeCl}_2$ ? Как построены эти молекулы? Дать обоснованный ответ.

58. Что такое дипольный момент, и в каких единицах он измеряется? Как построены молекулы  $\text{CO}_2$  и  $\text{SO}_2$ , если дипольный момент равен 0, а второй – 1,6 Д?

59. Что такое относительная электроотрицательность (ЭО)? От чего зависит и как изменяется в пределах одной подгруппы ЭО? Как с помощью значений ЭО можно оценить полярность связей?

60. Какой тип гибридизации АО осуществляется в молекулах  $\text{SiF}_4$  и  $\text{BeCl}_2$ ? Как построены эти молекулы, полярны ли они?

## Раздел V. Химическая кинетика и химическое равновесие

61. Определите скорость реакции получения диоксида углерода (IV) при сжигании угля в кислороде, если известно, что начальная концентрация веществ одинакова и равна 3 молям, а коэффициент пропорциональности данной реакции равен 1,2.

62. Как изменится скорость реакции синтеза аммиака, если уменьшить объем газовой смеси в 3 раза? В каком направлении сместится равновесие этой экзотермической реакции:

- а) с увеличением температуры;
- б) с увеличением концентрации аммиака;
- в) с увеличением давления в системе?

63. Написать выражение для скорости прямой и обратной реакции:  $\text{SO}_2 + 1/2\text{O}_2 \leftrightarrow \text{SO}_3$ ,  $\Delta H = 96,2$  кДж/моль. Как изменится скорость обратной реакции:

- а) при уменьшении концентрации оксида серы (VI) в два раза;
- б) при увеличении температуры на  $30^\circ\text{C}$ , если температурный коэффициент 4?

64. При повышении температуры на  $10^\circ\text{C}$  скорость химической реакции возрастает в 2 раза. При  $20^\circ\text{C}$  она равна 0,04 моль/с. Какова будет скорость этой реакции при  $40^\circ\text{C}$ ?

65. Напишите выражение константы равновесия следующей системы:  $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \leftrightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ .

В каком направлении сместится равновесие системы при:

- а) увеличении концентрации  $\text{O}_2$ ;
- б) при увеличении давления в системе?

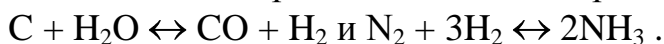
66. В чем заключается принцип Ле-Шателье? В какую сторону сместится равновесие при понижении температуры в системе  $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow \text{CO}_2$  (реакция экзотермична)? Напишите выражение константы равновесия для данной системы.

67. Как изменится скорость прямой реакции  $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ :

- а) при увеличении концентрации  $\text{NO}$  в 2 раза;

б) при одновременном уменьшении концентрации NO и O<sub>2</sub> каждой в 3 раза?

68. Напишите выражение константы равновесия следующих систем:



Первая реакция эндотермична, вторая экзотермична. В каком направлении сместится равновесие систем:

а) при повышении температуры;

б) при понижении давления?

69. Чему равны исходные концентрации веществ, если в момент равновесия  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$  они равны:  $\text{N}_2 - 0,01$  моль/л;  $\text{H}_2 - 3,6$  моль/л и  $\text{NH}_3 - 0,4$  моль/л?

70. При некоторой температуре равновесные концентрации в системе  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$  составили соответственно:  $\text{SO}_2 = 0,04$  моль/л;  $\text{O}_2 = 0,06$  моль/л;  $\text{SO}_3 = 0,02$  моль/л. Вычислить константу равновесия и исходные концентрации оксида серы (IV) и кислорода.

71. Вычислите равновесные концентрации водорода и йода в системе  $\text{H}_2 + \text{J}_2 \leftrightarrow 2\text{HJ}$ , если известно, что их начальные концентрации составляли по 0,02 моль/л, а равновесная концентрация HJ – 0,03 моль/л. Вычислите константу равновесия.

72. При повышении температуры на 10°C скорость химической реакции возрастает в 2 раза. При 30°C она равна 0,06 моль/с. Какова будет скорость этой реакции при 70°C?

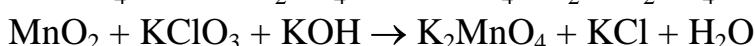
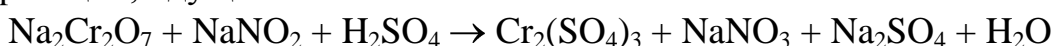
73. Как изменится скорость реакции  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ , если уменьшить объем системы в 3 раза?

74. Как изменится скорость реакции  $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3$ , если давление системы увеличить в 2 раза?

75. Исходные концентрации окиси углерода и паров воды равны и составляют 0,03 моль/л. Вычислите равновесные концентрации CO, H<sub>2</sub>O и H<sub>2</sub> в системе  $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$ , если равновесная концентрация CO<sub>2</sub> оказалась равной 0,01 моль/л. Вычислите константу равновесия.

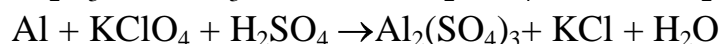
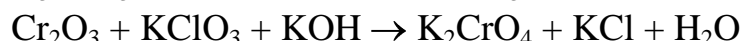
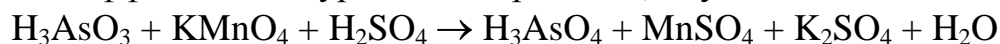
## Раздел VI. Окислительно-восстановительные реакции

76. Исходя из степени окисления марганца, серы и азота в соединениях KMnO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>S и HNO<sub>2</sub>, определите, какое из них – окислитель, какое – восстановитель и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель в уравнениях реакций, идущих по схемам:

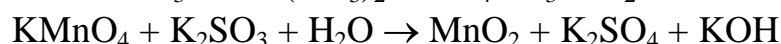


77. Исходя из степени окисления хрома, йода, серы в соединениях K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, KJ и H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, определите какое из них – окислитель, какое – вос-

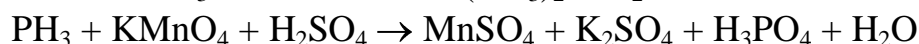
становитель, и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, идущих по схемам:



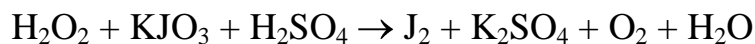
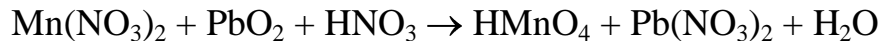
78. Почему азотистая кислота может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, идущих по схемам:



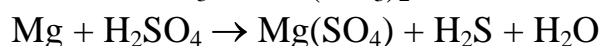
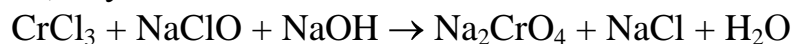
79. Объясните, какую роль в реакциях окисления-восстановления могут играть следующие соединения азота:  $\text{N}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{KNO}_3$ . На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, идущих по схемам:



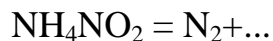
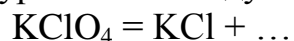
80. Какие из ионов металлов могут проявлять восстановительные свойства:  $\text{Sn}^{4+}$ ,  $\text{V}^{2+}$ ,  $\text{Ti}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ? Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, идущих по схемам:



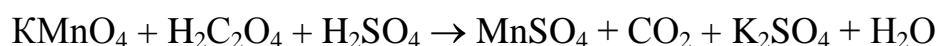
81. Какие реакции называются реакциями самоокисления, самовосстановления или диспропорционирования? Почему пероксид водорода ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) и сульфит калия ( $\text{K}_2\text{SO}_3$ ) способны к диспропорционированию? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, идущих по схемам:

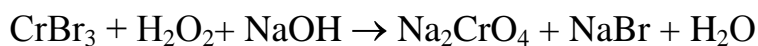


82. Какие реакции называются реакциями внутримолекулярного окисления-восстановления? На основании электронных уравнений закончите уравнения следующих реакций:

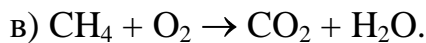
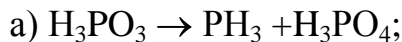


83. Атом какого элемента самый сильный восстановитель и атом какого элемента самый сильный окислитель? Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, идущих по схемам:

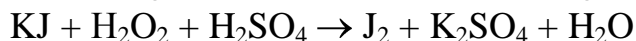
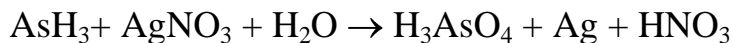
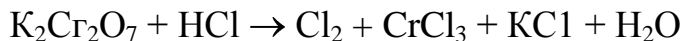




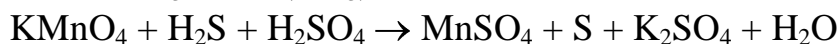
84. Определите типы окислительно-восстановительных реакций:



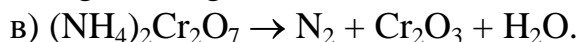
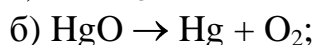
На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнениях, идущих по схемам:



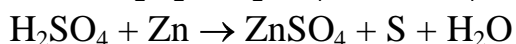
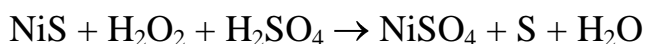
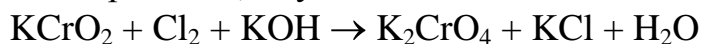
85. Указать только окислители, только восстановители и соединения, которые могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства:  $\text{MnO}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{NaN}$ . На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, идущих по схемам:



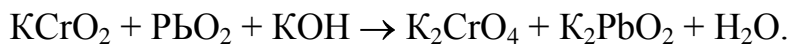
86. Указать типы окислительно-восстановительных реакций:



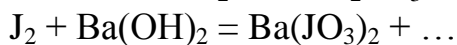
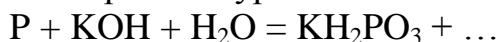
На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, идущих по схемам:



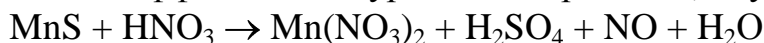
87. Какую роль в окислительно-восстановительных реакциях могут играть: а)  $\text{S}^0$ ; б)  $\text{S}^{-2}$ ; в)  $\text{S}^{+6}$ ; г)  $\text{S}^{+4}$ ? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, идущих по схемам:



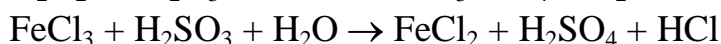
88. Почему атомы большинства *p*-элементов способны к реакциям диспропорционирования (самоокисления – самовосстановления)? На основании электронных уравнений закончите уравнения следующих реакций:



89. Почему сернистая кислота может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, идущих по схемам:



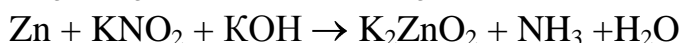
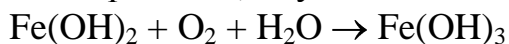




90. Какое из приведенных веществ может быть как окислителем, так и восстановителем и почему:



На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, идущих по схемам:



## Раздел VII. Растворы

### Тема 1. Способы выражения концентрации раствора

91. К 100 мл раствора с массовой долей серной кислоты 96%, плотность которого 1,84 г/мл, прибавили 400 мл воды. Получился раствор плотностью 1,225 г/см<sup>3</sup>. Чему равна массовая доля и нормальность кислоты в полученном растворе?

92. К 100 мл раствора с массовой долей азотной кислоты 80% (плотность 1,46 г/см<sup>3</sup>) прибавили 400 мл воды. Получился раствор плотностью 1,128 г/см<sup>3</sup>. Чему равна массовая доля и нормальность полученного раствора азотной кислоты?

93. К 1 л раствора с массовой долей гидроксида калия 10% (плотность 1,092 г/см<sup>3</sup>) прибавили 0,5 л раствора с массовой долей KOH 5% (плотность 1,045 г/см<sup>3</sup>). Смесь разбавили водой до 3 л. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора.

94. К воде массой 200 г прилили раствор 2 М хлорида калия объемом 40 мл и плотностью 1,09 г/мл. Определите молярную концентрацию и массовую долю KCl в полученном растворе, если его плотность равна 1,015 г/см<sup>3</sup>.

95. Какой объем 96%-й H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (плотность 1,84 г/см<sup>3</sup>) потребуется для приготовления 3 л 0,4 н раствора?

96. Смешали 100 мл 50%-го раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (плотность 1,40 г/см<sup>3</sup>) и 100 мл 10%-го раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (плотность 1,07 г/см<sup>3</sup>). Смесь разбавили водой до 3 л. Определите нормальную концентрацию полученного раствора.

97. Определите нормальность и количество граммов в 1 л 18%-го раствора KOH, имеющего плотность 1,203 г/см<sup>3</sup>.

98. Найти молярность, нормальность и моляльность 15%-го раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (плотность 1,10 г/см<sup>3</sup>).

99. Какая масса раствора с массовой долей гидроксида натрия 10% требуется для нейтрализации раствора массой 20 г с массовой долей серной кислоты 4,9%?

100. Сколько граммов кристаллической соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  нужно взять для приготовления 5 л 0,25 н раствора  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ?

101. Вычислите нормальность 20%-го раствора азотной кислоты (плотность  $1,115 \text{ г/см}^3$ ). Сколько граммов  $\text{HNO}_3$  содержит литр раствора?

102. Вычислите массовую долю гидроксида калия, если его бн раствор имеет плотность  $1,255 \text{ г/см}^3$ .

103. Сколько граммов кристаллогидрата  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  потребуется для приготовления 1,5 л 0,2н раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ?

104. Чему равны нормальность и молярность раствора гидроксида калия с массовой долей 27,8%, если плотность этого раствора равна  $1,265 \text{ г/см}^3$ ?

105. Имеется 20 кг раствора с массовой долей соли 15%. Вычислите массовую долю, если добавить к раствору: а) 2 кг соли; б) 2 кг воды.

## Тема 2. Производство растворимости

106. Растворимость карбоната кальция в воде (при комнатной температуре) равна 0,013 г/л. Вычислите произведение растворимости  $\text{CaCO}_3$ .

107. Произведение растворимости  $\text{AgCl}$  при  $18^\circ\text{C}$  равно  $1,56 \cdot 10^{-10}$ . Вычислите растворимость (моль/л и г/л) хлорида серебра при тех же условиях.

108. Вычислите растворимость (г/л) карбоната бария при комнатной температуре, если произведение растворимости  $\text{BaCO}_3$  в этих условиях равно  $2 \cdot 10^{-9}$ .

109. Произведение растворимости сульфата бария при  $25^\circ\text{C}$  равно  $1,1 \cdot 10^{-10}$ . Вычислите растворимость (моль/л)  $\text{BaSO}_4$  при тех же условиях.

110. Сколько граммов хлорида серебра содержится в 5 л насыщенного раствора, если  $\text{PP}_{\text{AgCl}} = 1,6 \cdot 10^{-10}$  (при  $25^\circ\text{C}$ ).

111. Вычислите растворимость (моль/л и г/л) карбоната кальция, если при  $25^\circ\text{C}$   $\text{PP}_{\text{CaCO}_3} = 4,8 \cdot 10^{-9}$ .

112. Вычислите растворимость (моль/л и г/л) бромид серебра, если  $\text{PP}_{\text{AgBr}} = 7,7 \cdot 10^{-13}$  (при  $25^\circ\text{C}$ ).

113. Сколько граммов сульфата стронция содержится при комнатной температуре в 1 л насыщенного раствора, если при тех же условиях  $\text{PP}_{\text{SrSO}_4} = 2,8 \cdot 10^{-7}$ ?

114. Вычислите растворимость (моль/л и г/л) йодида серебра, если  $\text{PP}_{\text{AgI}} = 1 \cdot 10^{-16}$  (при  $25^\circ\text{C}$ ).

115. Какое количество насыщенного раствора (при  $25^\circ\text{C}$ ) будет содержать 3 г растворившегося карбоната бария, если при тех же условиях  $\text{PP}_{\text{BaCO}_3} = 8,0 \cdot 10^{-9}$ ?

116. Сколько граммов сульфата свинца содержится в литре насыщенного раствора при  $25^\circ\text{C}$ , если при тех же условиях  $\text{PP}_{\text{PbSO}_4} = 2 \cdot 10^{-8}$ ?

117. Рассчитайте растворимость (моль/л и г/л) хромата бария при  $25^\circ\text{C}$ , если при тех же условиях  $\text{PP}_{\text{BaCrO}_4} = 2,3 \cdot 10^{-10}$ .

118. Для растворения 0,00364 г  $\text{AgCl}$  потребовалось 2 л воды. Найти произведение растворимости соли.

119.  $PP_{\text{AgI}} = 1 \cdot 10^{-16}$  (при  $25^\circ\text{C}$ ), а  $PP_{\text{PbSO}_4} = 2 \cdot 10^{-8}$  (при той же температуре). Во сколько раз растворимость (в г/л) сульфата свинца больше растворимости йодида серебра?

120. Вычислите произведение растворимости  $\text{SrCO}_3$  при  $25^\circ\text{C}$ , если растворимость соли при этой температуре равна  $4,0 \cdot 10^{-5}$  моль/л.

### Тема 3. Гидролиз солей

121. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , и  $\text{Na}_2\text{S}$ . Какие из перечисленных растворов имеют  $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pH} > 7$ ?

122. Какую реакцию имеют растворы солей  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{NaCN}$ . Ответ подтвердите ионно-молекулярными и молекулярными уравнениями.

123. Почему растворы  $\text{NaF}$  и  $\text{Na}_2\text{S}$  имеют щелочную, а растворы  $\text{ZnSO}_4$ , и  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  кислую реакцию? Ответ подтвердите ионно-молекулярными и молекулярными уравнениями.

124. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций, протекающих при сливании растворов:

а) нитрата алюминия и сульфида натрия;

б) сульфата хрома и карбоната натрия.

125. Как будут действовать на лакмус растворы солей  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{KJ}$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{NaClO}$ ,  $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ ? Ответ подтвердите, составив ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

126. Какие факторы влияют на степень гидролиза соли? В каких случаях при гидролизе образуются кислые (гидро-) и в каких – основные (гидроксо-) соли? Составьте ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

127. Почему растворы  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  имеют слабокислую,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  – щелочную,  $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ ,  $\text{KCl}$  – нейтральную,  $\text{CuSO}_4$  – кислую реакции? Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

128. Указать, какие из приведенных ниже солей подвергаются гидролизу:  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ . Для солей, подвергающихся гидролизу, составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения.

129. Напишите уравнения реакции с учетом гидролиза: хлорид алюминия и сульфид аммония.

130. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза солей, выражаемых формулами  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Укажите  $\text{pH}$  и реакцию среды водных растворов отмеченных солей.

131. Какие из приведенных солей, выражаемых формулами  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{NaCN}$ ,  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CrCl}_3$ , подвергаются гидролизу? Напишите в мо-

лекулярной и ионной формах. Укажите pH и реакцию среды водных растворов солей, подвергающихся гидролизу.

132. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей, указав реакцию среды их водных растворов:  $ZnSO_4$ ,  $CH_3COONa$ ,  $Na_3PO_4$ . Добавлением какого вещества можно уменьшить степень гидролиза второй соли?

133. Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза, указав реакцию среды растворов следующих солей:  $Cu(NO_3)_2$ ,  $NaCl$ ,  $K_2SO_3$ ,  $ZnSO_4$ . Укажите, какое вещество нужно добавить, чтобы уменьшить степень гидролиза первой соли.

134. Составьте ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза, указав характер среды водных растворов следующих солей:  $BiCl_3$ ,  $Li_2CO_3$ ,  $KNO_3$ . Каким образом можно увеличить степень гидролиза солей и что нужно делать для ее уменьшения?

135. Составьте ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза, указав характер среды водных растворов следующих солей:  $KNO_2$ ,  $NiSO_4$ ,  $Al_2(CO_3)_3$ . Каким образом можно сместить равновесие реакций гидролиза?

### Раздел VIII. Комплексные соединения

136. Составьте координационные формулы семи комплексных соединений, которые можно получить из сочетания частиц  $Co^{3+}$ ,  $NH_3$ ,  $NO_2^-$ ,  $K^+$ . Напишите уравнения их диссоциации в водных растворах. Какое из этих соединений является комплексным неэлектролитом?

137. Определите заряд комплексного иона, координационное число и степень окисления комплексообразователя в соединениях  $K_3[Cr(CN)_6]$ ,  $Na[Ag(NO_2)_2]$ ,  $K_2[MoF_8]$ ,  $[Co(H_2O)_2(NH_3)_3Cl]Cl_2$ . Записать выражение константы нестойкости комплексного иона последней соли.

138. Определите, чему равны заряд комплексного иона, координационное число и степень окисления комплексообразователя в соединениях:

$Na_2[Cd(CN)_4]$ ,  $K_4[TiCl_8]$ ,  $[Cr(H_2O)_4Cl_2]Cl$ ,  $H[ZnCl_2OH]$ . Записать выражение константы нестойкости комплексного иона второй соли.

139. Составьте координационные формулы и напишите уравнения диссоциации комплексных соединений платины  $PtCl_2 \cdot 4NH_3$ ,  $PtCl_2 \cdot 3NH_3$ ,  $PtCl_2 \cdot KCl \cdot NH_3$ ,  $PtCl_2 \cdot 2KCl$  водных растворах. Какое из этих соединений является комплексным неэлектролитом? Координационное число  $Pt^{2+}$  равно 4.

140. Составьте координационные формулы и напишите уравнения диссоциации комплексных соединений  $CoBr_3 \cdot 4NH_3 \cdot 2H_2O$ ;  $CoCl_3 \cdot 4NH_3$ ;  $CoCl_3 \cdot 4NH_3 \cdot H_2O$ ;  $Co(CN)_3 \cdot 3KCl$  в водных растворах. Координационное число  $Co^{3+}$  равно 6.

141. Определите заряд  $x$  следующих комплексных ионов:

а)  $[Pd(NH_3)_2(H_2O)Cl]^x$ ;

б)  $[Co(NO_2)_4(NH_3)_2]^x$ ;

- в)  $[\text{PtCl}(\text{OH})_5]^x$ ;  
г)  $[\text{Au}(\text{CN})_2\text{Br}_2]^x$ .

Степени окисления комплексообразователей: а)+2; б)+3; в)+4; г)+3.  
Напишите формулы соединений, содержащих эти комплексные ионы.

142. Приведите по два примера катионных, анионных и нейтральных комплексов. Укажите, чему равны степень окисления и координационное число комплексообразователя в каждом из них.

143. Составьте координационные формулы семи комплексных соединений, которые можно получить из сочетания частиц  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{K}^+$ . Напишите уравнения их диссоциации в водных растворах. Какое из этих соединений является комплексным неэлектролитом? Координационное число  $\text{Cr}^{3+}$  равно 6.

144. Что называется константой нестойкости комплексного иона? Напишите выражения константы нестойкости для комплексных ионов:  $[\text{CuCl}_2]^-$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ,  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ .

145. Растворы солей кадмия образуют со щелочами осадок  $\text{Cd}(\text{OH})_2$ , а с сероводородом – осадок  $\text{CdS}$ . Почему раствор тетрацианокадмата (+2) калия  $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$  образует осадок с сероводородом и не дает осадка со щелочью?

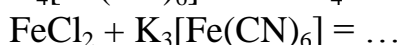
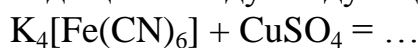
146. Какие комплексные соединения называются двойными солями? Напишите уравнения диссоциации солей  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  и  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ . К каждой из них прилили раствор щелочи. В каком случае выпадет осадок гидроксида железа?

147. Напишите выражения констант нестойкости для комплексных ионов  $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ ,  $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ ,  $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$ . Они соответственно равны  $1,4 \cdot 10^{-17}$ ;  $3,0 \cdot 10^{-16}$ ;  $4,0 \cdot 10^{-41}$ . В растворе какого комплексного иона содержится больше ионов  $\text{CN}^-$  при одинаковой молярной концентрации?

148. Какая ковалентная связь называется донорно-акцепторной? Каков механизм ее образования? Какой атом или ион – донор и какой – акцептор в следующих комплексных ионах:  $[\text{BF}_4]^-$ ,  $[\text{H}_3\text{O}]^+$ ,  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ?

149. Роданидом калия подействовали на растворы солей:  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  и  $3\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_3$ . В первом случае окраска от  $\text{Fe}(\text{CNS})_3$  появилась, а во втором – нет. Указать, какая из приведенных солей комплексная и какая двойная. Как они диссоциируют? Формула роданида калия –  $\text{KCNS}$ .

150. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций обмена, происходящих между следующими солями:



## Библиографический список

### Основная литература

1. *Глинка Н.Л.* Общая химия: Учеб. пособие для вузов. М.: Интеграл-Пресс, 2003 (или более ранние издания).
2. *Глинка Н.Л.* Задачи и упражнения по общей химии. Л.: Химия, 1984 (или более поздние издания).
3. *Зубович И.А.* Неорганическая химия. М.: Высш. Шк. 1989.
4. *Дибров И.А.* Неорганическая химия: Учеб. для студентов вузов. СПб.: Лань, 2001.
5. *Ахметов Н.С.* Общая и неорганическая химия: Учеб. для студентов хим.-технол. спец. вузов. 4-е изд., испр. М.: Высш. шк.; Академия, 2002.

### Дополнительная литература

1. *Князев Д.А., Смаришкин С.Н.* Неорганическая химия. М.: Высш. шк., 1990
2. *Коровин Н.В., Масляникова Т.Н. и др.* Курс общей химии. М.: Высш. шк., 1990.
3. *Коровин Н.В. и др.* Курс общей химии. М.: Высш. шк., 1990.
4. *Хомченко Г.П., Цитович И.К.* Неорганическая химия. М.: Высш. шк., 1987.
5. *Павлов Н.Н.* Неорганическая химия. М.: Высш. шк., 1986.
6. *Романцева Л.М., Суханова и др.* Сборник задач и упражнений по общей химии. М.: Высш. шк., 1991.
7. *Гольбрайх З.Е.* Сборник задач и упражнений по химии. М.: Высш. шк., 1984.
8. *Шеховцева Л.К., Петров Ю.А.* Неорганическая и аналитическая химия: Методические указания для самостоятельного изучения теоретической части курса. Екатеринбург: УРИНХ, 1992.
9. *Карапетьянс М.Х.* Общая и неорганическая химия. Учеб. для студентов вузов. М.: Химия, 2000.
10. *Хомченко Г.П.* Пособие по химии для поступающих в вузы. М.: Новая Волна, 1997.