

МИНОБРАЗОВАНИЯ РОССИИ

ФГБОУ ВПО УРАЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ЛЕСОТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ

Кафедра общей и неорганической химии

Л.Э. Стенина
Л.В. Демидова

ХИМИЯ

Методические указания и контрольные задания
для самостоятельной работы студентов специальностей
250401 «Лесоинженерное дело»
250403 «Технология деревообработки»
270205 «Строительство автомобильных дорог и аэродромов»
сокращенной формы обучения
(с решением типовых задач)

Екатеринбург
2011

Печатается по рекомендации методической комиссии ИЭФ.
Протокол № 3 от 4 октября 2010 г.

Рецензент – доцент, кандидат технических наук Г.В. Киселева

Редактор Е.Л. Михайлова
Оператор компьютерной верстки Г.И. Романова

Подписано в печать 30.09.11		Поз. 76
Плоская печать	Формат 60×84 1/16	Тираж 80 экз.
Заказ №	Печ. л. 2,79	Цена 14 руб. 64 коп.

Редакционно-издательский отдел УГЛТУ
Отдел оперативной полиграфии УГЛТУ

ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

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

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

Будущий специалист обязан знать состав и физико-химические свойства материалов, чтобы использовать их с наибольшей пользой для человека.

Работа студентов над курсом химии должна включать 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) сдачу отчета по лабораторному практикуму;
- 7) сдачу экзамена по всему курсу.

САМОСТОЯТЕЛЬНЫЕ ЗАНЯТИЯ С КНИГОЙ. Приступая к изучению данного курса, прежде всего ознакомьтесь с его содержанием по программе, объемом каждой темы и последовательностью содержащихся в ней вопросов. Изучать курс рекомендуется по отдельным темам.

Перечень учебников, рекомендуемых для изучения курса неорганической химии, приводится в рекомендуемой литературе.

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

Чтобы лучше запомнить и усвоить изучаемый материал, надо обязательно иметь рабочую тетрадь, занося в нее значения новых терминов, формулы и уравнения реакций, математические зависимости и их выводы и т.п. 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. Для студентов читаются лекции по важнейшим разделам курса химии в соответствии с рабочей программой и учебным планом.

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. К выполнению контрольных заданий 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. Задания выполняются в отдельной тетради, на обложке которой указываются название дисциплины; группа; фамилия, имя, отчество студента; номера заданий. Работа, выполненная не по своему варианту, возвращается студенту без проверки.

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 (см. табл. 1) подбирают соответствующие буквам номера задач. Затем из столбцов 6, 7, 8 той же таблицы по первым трем буквам вашего имени – ещё три задачи. Последние две задачи берут из столбцов 9, 10 по первым двум буквам вашего отчества. Букву «Й» считать за «И», «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. Для выполнения лабораторного практикума необходимо иметь лабораторную тетрадь, в которой записываются тема и цель лабораторной работы, экспериментальные данные, уравнения реакций и выводы.

ОТЧЕТ. Выполнив лабораторный практикум, студент сдает отчет. В отчете студент должен изложить ход лабораторной работы, объяснить результаты выполненных опытов и выводы из них, уметь составлять уравнения реакций и отвечать на вопросы по теме работы. В лабораторной тетради студента преподаватель ставит пометку о выполнении работы, предусмотренной планом практикума.

КОНСУЛЬТАЦИИ. В случае каких-либо затруднений, возникающих при изучении курса, следует обращаться за консультацией к преподавателю в часы, отведенные для консультаций. Консультации также можно получить по вопросам организации самостоятельной работы и по другим организационно-методическим вопросам.

ЭКЗАМЕН. К сдаче экзамена допускаются студенты, которые выполнили контрольные задания и сдали отчеты по лабораторному практикуму. При сдаче экзамена предъявляется зачетная книжка. При повторной сдаче экзамена предъявляется направление на экзамен из деканата. Если при повторной сдаче экзамена студент получает оценку «неудовлетворительно», то преподаватель вправе направить студента для сдачи экзамена на комиссию, утвержденную кафедрой общей и неорганической химии УГЛТУ.

І. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К РАЗДЕЛАМ

Тема 1. Основные законы химии

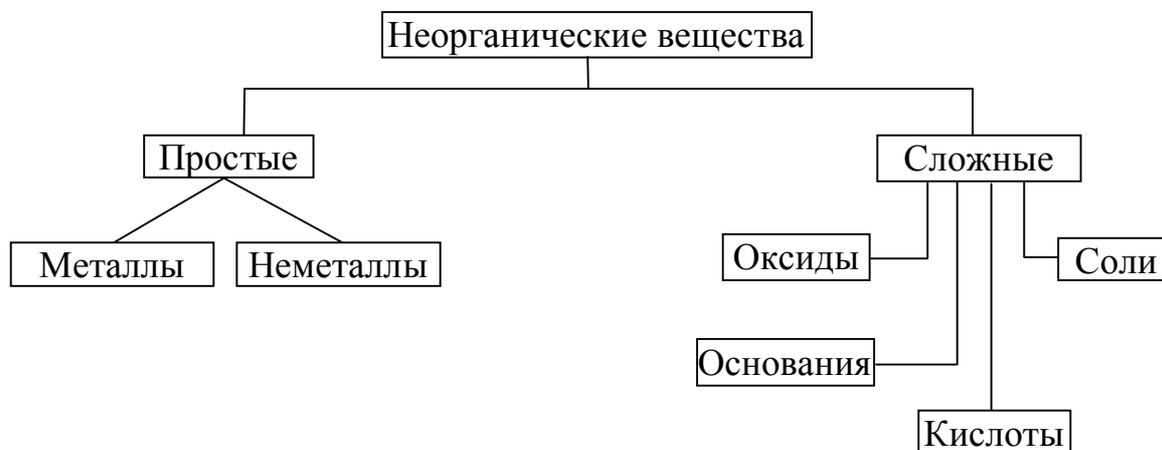
Ознакомьтесь с предметом и задачами неорганической химии, ее ролью в развитии других естественных наук.

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.

Изучите основные химические законы: закон сохранения массы, закон постоянства состава, закон кратных отношений, закон объемных отношений, закон эквивалентов, законы Авогадро, Гей-Люссака, Шарля, Бойля-Мариотта, объединенный газовый закон, уравнение Клапейрона-Менделеева.

Тема 2. Классы неорганических соединений

Вспомните, на какие основные классы делятся неорганические вещества в зависимости от состава:



Простые вещества состоят из атомов одного элемента; сложные – из атомов двух или более элементов. Изучите химические свойства простых веществ (металлов, неметаллов, амфотерных простых веществ, благородных газов), а также строение и свойства сложных веществ (оксидов, оснований, кислот, солей). Научитесь различать основные, кислотные, амфотерные оксиды, несолеобразующие оксиды. Изучите свойства оснований, кислот, амфотерных гидроксидов. Разберитесь со строением и свойствами солей (средних, кислых, основных, двойных).

Тема 3. Строение атома. Периодический закон Д.И. Менделеева

Ознакомьтесь с формулировкой периодического закона. Разберитесь в построении периодической системы элементов, которая является графическим выражением периодического закона.

Обратите внимание на два основных принципа, заложенных Д.И. Менделеевым в построении периодической системы: закономерного сходства – группы (вертикальные ряды) и закономерного различия – периоды (горизонтальные ряды). Нужно уметь рассказывать о свойствах любого элемента по его месту в периодической системе.

Основные закономерности периодической системы, 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 на основании современных представлений о строении атома. 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? Нужно уметь 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 4. Химическая связь и строение молекул

Изучение этой темы следует начать с метода валентных связей (ВС). Разберитесь, как тип химической связи отражается на строении молекул, почему существуют молекулы с линейным строением, плоскостным, тетраэдрическим. Изучите типы и свойства химической связи: внутримолекулярной и межмолекулярной. Ионная связь, возникающая за счет электростатического взаимодействия заряженных частиц, рассматривается как предельный случай ковалентной полярной связи. Понятие металлической связи отражает специфику объекта-металла. 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 5. Химическая кинетика и химическое равновесие

Изучение этой темы следует 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 понятием об активных молекулах и энергии активации. Рассматривая факторы, влияющие на скорость химических реакций (природа вещества, концентрация, степень дисперсности, температура, катализаторы), изучите уравнения зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ (закон действия масс) и от температуры (правило 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. 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 равновесия. Научитесь применять принцип Ле-Шателье к различным случаям смещения химического равновесия.

Тема 6. Растворы. Способы выражения концентраций

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).

Тема 7. Электролитическая диссоциация

Рассматривая растворы электролитов, обратите внимание на то, чем определяется сила электролита (степень диссоциации). При написании уравнений реакций в ионно-молекулярном виде следует помнить, что ве-

щества, 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 её можно описать, используя понятие константы 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. В зависимости от рН среды изменяют свой цвет индикаторы. Запомните примеры кислотно-основных индикаторов. Изучите гетерогенные равновесия, правила образования и растворения осадков.

Тема 8. Гидролиз солей

Усвойте сущность гидролиза и научитесь писать уравнения реакций гидролиза солей. При этом указывайте рН водных растворов гидролизующихся солей. Обратите внимание, что соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, гидролизу не подвергаются. Изучите количественные характеристики гидролиза: степень гидролиза и константу гидролиза. Уясните зависимость степени гидролиза от концентрации и температуры.

Тема 9. Окислительно-восстановительные процессы

Приступая к изучению этой темы, следует вспомнить 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 Cl_2 оба атома хлора одновалентны, а степень окисления их равна нулю; в ионе аммония 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 пред-

ставляет собой единство двух процессов: окисления (повышения степени окисления) и восстановления (понижения степени окисления). Следует помнить, что атомы, находящиеся в низшей степени окисления, проявляют себя в реакции как восстановители (например, сера в H_2S^{-2} , азот в N^{-3}H_3 , хлор в HCl); в высшей степени окисления – как окислители (атом серы в составе $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$, азота в HN^{+5}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 HN^{+3}O_2 , хлор в HCl^{+1}O , $\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$, 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 решения вопроса о возможности протекания окислительно-восстановительной реакции.

Тема 10. 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. Помните, что чем меньше значение константы нестойкости, тем более устойчив комплексный ион. Научитесь отличать комплексные соединения от двойных солей.

II. МЕТОДИКА РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

Тема 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 вы-

ражение
$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0},$$

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.
$$V_0 = \frac{PVT_0}{P_0T}.$$

Дано:

$$m_{MeO} = 7,09 \text{ г};$$

$$V_{H_2} = 2,24 \text{ л};$$

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

Найти: $m_{эMeO}$ - ?

$$m_{эMe} - ?$$

$$A_{Me} - ?$$

Решение

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

$$\frac{m_1}{m_{э1}} = \frac{m_2}{m_{э2}}.$$

Для данного условия задачи
$$\frac{m_{MeO}}{m_{эMeO}} = \frac{m_{H_2}}{m_{эH_2}} \quad (1)$$

Если одно из веществ находится в газообразном состоянии, то, как правило, его количество измеряется в объемных единицах (см^3 , л, 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 $V_{эH_2}$, 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 ему отношением $\frac{V_{H_2}}{V_{\text{Э}H_2}}$,
 где V_{H_2} - объем водорода; $V_{\text{Э}H_2}$ - эквивалентный объем водорода:

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

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

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

где $m_{\text{Э}}$ – эквивалентная масса; A_{Me} - молярная масса металла;
 B_{Me} – валентность металла.

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

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 см³ кислорода (н.у.)?

Дано:
 $M_{\text{Э}Me} = 12,16 \text{ г/моль};$
 $V_{\text{кисл}} = 310 \text{ см}^3;$
 Н.у: $P=10^5 \text{ Па}; T=273$

К

Найти: m_{Me} - ?

Решение

По закону эквивалентов

$$\frac{m_{Me}}{m_{\text{кисл}}} = \frac{m_{\text{Э}Me}}{m_{\text{Экисл}}},$$

отсюда

$$m_{Me} = \frac{m_{\text{кисл}} m_{\text{Э}Me}}{m_{\text{Экисл}}} \cdot$$

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:

$$\frac{m_{\text{кисл}}}{m_{\text{экисл}}} = \frac{V_{\text{кисл}}}{V_{\text{экисл}}},$$

тогда

$$m_{\text{Me}} = \frac{V_{\text{кисл}} m_{\text{эMe}}}{V_{\text{экисл}}}, \quad (4)$$

$V_{\text{экисл}}$ – эквивалентный объем кислорода можно найти, зная эквивалентную массу кислорода $m_{\text{экисл}} = 8$ г/моль.

При н. у. молярная масса кислорода

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

$m_{\text{экисл}} = 8$ г/моль занимает $V_{\text{экисл}} = x$,

тогда

$$V_{\text{экисл}} = \frac{8 \cdot 22,4}{32} = 5,6 \text{ л/моль},$$

$$V_{\text{экисл}} = 5,6 \text{ л/моль} = 5,600 \text{ см}^3/\text{моль}.$$

Подставляем все значения в формулу (4):

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

Пример 1.3. Вычислите эквиваленты и эквивалентные массы NaHSO_4 , ZnOHNO_3 , H_2SO_4 , 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 Э и эквивалентной массы $m_{\text{э}}$ сложного вещества следует иметь в виду, что они так же, 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 (H^+ , OH , Kat^{n+} , An^{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 ($m_{\text{эоснования}} = m_{\text{эMe}} + 17$) или равна частному от деления молярной массы M на кислотность основания:

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

где n - число гидроксильных групп;

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

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

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:

$$m_{\text{эсоли}} = \frac{M}{nB},$$

где n - число атомов металла,

B - валентность металла.

Решение. В реакциях 1-3 эквиваленты NaHSO_4 , ZnOHNO_3 , H_2SO_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 H_2SO_4 равны 1/2 моля, а эквивалентные массы — молярной массе (M) этих веществ, деленной на два, так как в каждом из них замещается по два одновалентных радикала. В реакции 6 эквивалент $\text{Al}(\text{OH})_3$ равен 1/3 моля, а эквивалентная масса — $M/3$. В реакции 7 эквивалент $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ равен 1/4 моля, а эквивалентная масса — $M/4$, так как в реакции замещается два двухвалентных радикала.

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

<p>Дано: $B_{\text{эл-та}} = 4;$ $\omega_{\text{эл-та}} = 46,7\%$</p> <hr style="border: 0.5px solid black;"/> <p>Найти: $A_{\text{эл-та}} - ?$ $m_{\text{эл-та}} - ?$</p>	<p>Решение</p> <p>По закону эквивалентов</p> $\frac{m_{\text{эл-та}}}{m_{\text{кисл}}} = \frac{m_{\text{эл-та}}}{m_{\text{экисл}}} \quad (5)$
---	---

Из уравнения (5) следует:

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

В формуле (6) соотношение $\frac{m_{\text{эл-та}}}{m_{\text{кисл}}}$ можно найти, зная содержание (т.е. 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 $A_{\text{эл-та}} = m_{\text{эл-та}} B = 7 \cdot 4 = 28 \text{ г/моль}$. Соответственно атомная масса равна 28 а.е.м.

Тема 2. Классы неорганических соединений

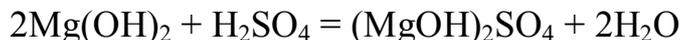
Пример 2.1. Напишите уравнения реакций получения всех теоретически возможных солей при взаимодействии H_2SO_4 и $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Назовите соли.

Решение. В образовании соли могут участвовать анионы SO_4^{2-} ; HSO_4^- и катионы Mg^{2+} ; MgOH^+

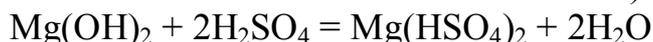
Таким образом, возможно образование следующих солей:

– MgSO_4 – сульфат магния – средняя соль (продукт полной нейтрализации кислоты основанием): $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

– $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$ – гидросульфат магния – основная соль (продукт неполной нейтрализации многокислотного основания кислотой):



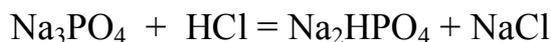
– $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$ – гидросульфат магния – кислая соль (продукт неполной нейтрализации многоосновной кислоты основанием):



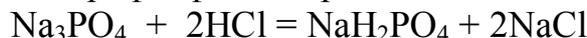
Пример 2.2. Переведите средние соли (фосфат натрия и хлорид железа (III)) в кислые или основные. Напишите названия полученных солей.

Фосфат натрия Na_3PO_4 . Среднюю соль многоосновной кислоты можно перевести в кислую, добавив кислоту. Для трехосновной фосфорной кислоты H_3PO_4 возможно существование двух кислых солей: гидрофосфата и дигидрофосфата.

Образование гидрофосфата натрия Na_2HPO_4 происходит по реакции

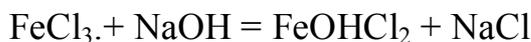


образование дигидрофосфата натрия NaH_2PO_4 – по реакции



Хлорид железа (III) FeCl_3 . Среднюю соль многокислотного основания можно перевести в основную, добавив щелочь. Для трехкислотного основания $\text{Fe}(\text{OH})_3$ с соляной кислотой HCl возможно существование двух основных солей: гидроксохлорида железа (III) FeOHCl_2 и дигидроксохлорида железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$.

Образование гидроксохлорида железа (III) FeOHCl_2 происходит по реакции



образование дигидроксохлорида железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – по реакции

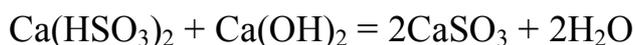


Пример 2.3. Составьте формулы кислой кальциевой соли сернистой кислоты и основной соли никеля серной кислоты. Как превратить эти соли в средние? Напишите уравнения соответствующих реакций.

Решение

Кислые соли содержат ион (или ионы) водорода H^+ . Кислая кальциевая соль сернистой кислоты $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ – гидросульфит кальция.

Кислые соли превращаются в средние под действием оснований:



Основные соли содержат OH^- -группу (или группы). Основная соль никеля серной кислоты $(\text{NiOH})_2\text{SO}_4$ – гидрокосульфат никеля.

Основные соли превращаются в средние под действием кислот:



Тема 3. Строение атома. Периодический закон Д.И.Менделеева

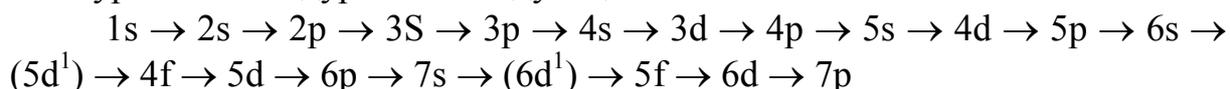
Пример 3.1. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 52 и 74.

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

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

x - число электронов в 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.

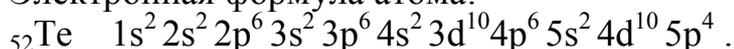
При этом следует учитывать, что электрон занимает энергетический уровень, на котором он обладает наименьшей энергией, – меньшая сумма $n + l$ (правило Клечковского). Последовательность заполнения энергетических уровней и подуровней следующая:



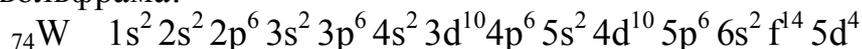
Чтобы составить электронную формулу атома любого элемента, следует знать порядковый номер данного элемента в периодической системе, так как число электронов в атоме того или иного элемента равно его порядковому номеру. В зависимости от того, на какой энергетический подуровень в атоме поступает последний 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 электронов, 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 электронов, два электрона на 6 s-орбитали и четыре электрона на 5 d-орбитали. Электронная формула атома вольфрама:



Тема 4. 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 H_2 образована за счет перекрывания s-орбиталей атомов водорода, молекула HCl – за счет перекрывания s-орбиталей атома водорода и 2 p-орбиталей атома хлора.

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

Атомы могут насыщать свои валентные возможности путем образования кратных связей (образованы более чем одной парой электронов). В случае кратной связи имеют место σ - и π -связи. Так, строение молекулы 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 (BeCl_2). Вследствие sp^2 -гибридизации молекула BCl_3 имеет тригональную структуру, т.е. атом В находится в центре равностороннего треугольника, а атомы Н – в его вершинах. При sp^3 -гибридизации образуется молекула с тетраэдрической структурой (например, 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) - χ .

Неполярная связь образуется при взаимодействии одинаковых по ЭО атомов ($\text{H}^\bullet + \bullet\text{H} = \text{H}:\text{H}$), полярная – разных по ЭО атомов (H_2O). 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 (NaF). Ионная связь отличается от ковалентной тем, что не обладает насыщенностью и направленностью.

Полярность связи оценивают величиной дипольного момента μ . Для ковалентных связей μ составляет 0–4D (Дебая), для ионной - 4–11D.

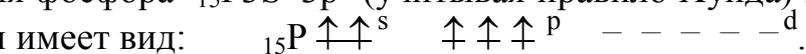
«Полярность связи» и «полярность молекул» как понятия совпадают только в двухатомных молекулах. Полярность многоатомных молекул может значительно отличаться от полярности отдельных связей в ней. Она зависит от симметрии молекул. Так, в линейных (CO_2) и тетраэдрических (CH_4) молекулах $\mu=0$. В молекуле 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 F_2 .

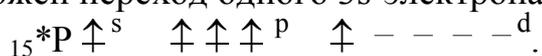
Решение. Ковалентная связь в указанной молекуле осуществляется общей для двух атомов электронной парой. Поскольку связь возникает между атомами одного вида (F-F), она является неполярной, так как общая пара электронов находится на одинаковом расстоянии от ядер атомов.

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

Решение. Распределение электронов внешнего энергетического уровня фосфора ${}_{15}\text{P}3s^2 3p^3$ (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 трем, а в возбужденном – пяти.

Пример 4.3. Что такое гибридизация валентных орбиталей? Какое строение имеют молекулы типа 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 изменяются 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
AB_2	$s + p$	sp	2	Линейная
AB_3	$s + p + p$	sp^2	3	Тригональная
AB_4	$s + p + p + p$	sp^3	4	Тетраэдрическая

Тема 5. 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 $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$, если объем газовой смеси уменьшить в три 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: $V_{np} = k a^2 b$; $V_{обр} = k_1 c^2$.

После уменьшения объема гомогенной системы в три раза концентрации каждого из реагирующих веществ увеличатся в три раза:

$[SO_2]=3a$, $[O_2]=3b$, $[SO_3]=3c$. 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 °С, если температурный коэффициент реакции γ равен 2.

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

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

Таким образом,

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

Следовательно, скорость реакции V_{t_2} при температуре 70 °С больше скорости реакции V_{t_1} при температуре 30 °С 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 $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ составляли соответственно:

$[\text{SO}_2] = 0,04$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,06$ моль/л; $[\text{SO}_3] = 0,02$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации оксида серы (IV) и кислорода при этой температуре.

Решение. Запишем выражение константы равновесия:

$$K_p = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

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 SO_2 и O_2 , нужно учесть, что согласно уравнению реакции из 2 молекул SO_2 и 1 молекулы O_2 образуется 2 молекулы SO_3 . Отсюда следует, что на образование 0,02 моля SO_3 пошло 0,02 моля SO_2 и 0,01 моля O_2 .

Таким образом, исходные концентрации веществ CSO_2 и CO_2 (т.е. число молей SO_2 и 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. Расчет равновесных концентраций реагирующих веществ по константе равновесия

Константа равновесия гомогенной системы

$\text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(г)} + \text{H}_2_{(г)}$ при 850 °С равна 1. Вычислите концентрации всех веществ при равновесии, если исходные концентрации:

$C_{\text{CO}} = 0,3$ моль/л, $C_{\text{H}_2\text{O}} = 0,2$ моль/л.

Решение. При равновесии скорости прямой и обратной реакций равны, а отношения констант этих скоростей постоянны и называются константой равновесия данной системы:

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

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) CO и H_2O расходуется для образования по x молей CO_2 и H_2 . Следовательно, равновесные концентрации всех четырех веществ будут равны:

$$[\text{CO}_2] = x \text{ моль/л;}$$

$$[\text{H}_2] = x \text{ моль/л;}$$

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

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

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

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

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

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

$$x = 0,12 \text{ моль/л.}$$

Таким образом, искомые равновесные концентрации равны:

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

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

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

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

Пример 5.5. Смещение химического равновесия

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

Как надо изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции – разложение 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 PCl_5 эндотермическая ($\Delta H > 0$), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции нужно повысить температуру;

б) так как в данной системе разложение PCl_5 ведет к увеличению объема (из одной молекулы газа образуются две 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 PCl_5 , так и уменьшением концентрации PCl_3 или Cl_2 .

Тема 6. Растворы. Способы выражения концентрации

Пример 6.1. Массовая доля (процентная концентрация). Определите массу нитрата калия, который надо растворить в воде, чтобы получить 100 мл раствора с массовой долей KNO_3 0,2 (20 %). Плотность раствора $\rho = 1,15 \text{ г/см}^3$.

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

Массовая доля ω – это отношение массы растворенного вещества к массе раствора. $\omega = m_{\text{р.в.}} / m_{\text{р-ра}}$, откуда $m_{\text{р.в.}} = m_{\text{р-ра}}\omega$. Находим $m(\text{KNO}_3) = 115 \cdot 0,2 = 23 \text{ г}$.

Пример 6.2. 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 ν - число молей каждого компонента. Вычисляем количества веществ гидроксида натрия и воды, которые взяты для приготовления раствора:

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

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) / M(\text{H}_2\text{O}) = 44,1/18 = 2,45 \text{ моль}.$$

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

Пример 6.3. 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 $M(\text{NaNO}_3) = 85 \text{ г/моль}$. Рассчитаем массу нитрата натрия, которая необходима для приготовления 2 л 0,1 м раствора:

$$m_{(\text{NaNO}_3)} = C_m M V = 0,1 \cdot 85 \cdot 2 = 17 \text{ г}.$$

Пример 6.4. 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:

$C_m = m_{p.v.} / M_{p.v.} \cdot m_{p-ля} \quad M_{(C_6H_5NH_2)} = 93 \text{ г/моль}$. Масса растворителя равна $m_{p-ля} = m_{p.v.} / C_m \cdot M_{p.v.} = 3,04 / 93 \cdot 0,3 = 0,109 \text{ кг}$.

Пример 6.5. Титр раствора.

Определите титр 0,01 н раствора КОН.

Решение. Титр раствора (Т) 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 $T = 0,56 / 1000 = 0,00056 \text{ г/мл}$.

Пример 6.6. Нормальная концентрация (нормальность).

Определить 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: $C_H = 32,44 / 54 \cdot 0,3 = 2 \text{ н}$.

Тема 7. Электролитическая диссоциация

Электролиты – это вещества, растворы (расплавы) которых проводят электрический ток.

Самопроизвольный распад электролита в растворе на катионы и анионы называется электролитической диссоциацией. В зависимости от степени диссоциации (α) различают сильные ($\alpha > 30 \%$) и слабые или средней силы ($\alpha < 30 \%$) электролиты.

К *сильным электролитам* относятся:

1) почти все минеральные соли (кроме $CdCl_2$, $HgCl_2$, $Fe(SCN)_3$ и некоторых других);

2) большинство распространенных минеральных кислот, например: H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI , $HClO_4$;

3) гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов (кроме Be , Mg , Ca).

К *слабым электролитам* относятся:

1) органические кислоты;

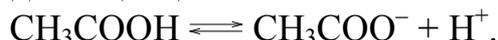
2) некоторые минеральные кислоты, например: H_2CO_3 , H_2S , HCN , HNO_2 , H_2SiO_3 , H_3BO_3 , $HClO$, H_3AsO_3 , H_3AsO_4 ;

3) многие основания металлов (кроме оснований щелочных и щелочноземельных металлов), а также NH_4OH . К слабым электролитам относятся также и вода.

Сильные электролиты при растворении в воде практически полностью диссоциируют на ионы. В этом случае процесс диссоциации принято записывать как необратимый. Например:



Средние и слабые электролиты диссоциируют частично. В этом случае процесс диссоциации записывается как обратимый:



Кислоты при диссоциации в водном растворе образуют катионы водорода H^+ и анионы кислотного остатка (см. выше).

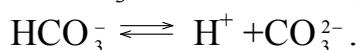
Основания распадаются на катионы металла (или NH_4^+) и гидроксид-анионы OH^- . Например:



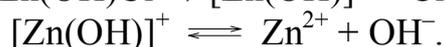
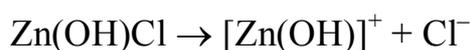
Средние соли при диссоциации дают катионы металла (или NH_4^+) и анионы кислотного остатка. Например:



Кислые соли дают катионы металла (или NH_4^+), катионы водорода H^+ и анионы кислотного остатка. Например:

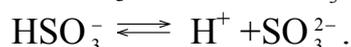
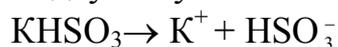


Основные соли дают катионы металла, анионы гидроксила (OH^-) и анионы кислотного остатка. Например:

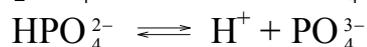
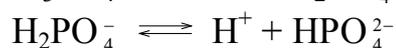
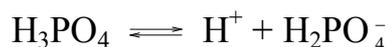


Пример 7.1. Напишите уравнения реакции диссоциации следующих веществ: KHSO_3 , H_3PO_4 , $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$.

Решение. Гидрокарбонат натрия NaHCO_3 – кислая соль. Диссоциация NaHCO_3 записывается по двум ступеням:



Ортофосфорная кислота H_3PO_4 ($\alpha=26\%$) диссоциирует в три ступени как слабый электролит:



Ацетат бария $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$. – средняя соль, растворима, диссоциирует как сильный электролит:



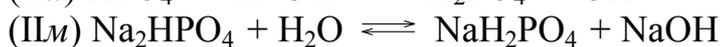
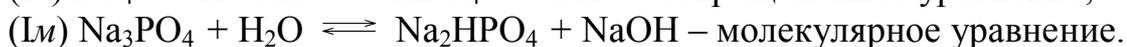
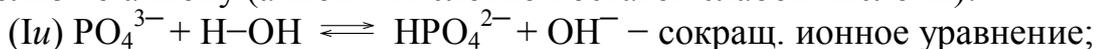
Тема 8. Гидролиз солей

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, например:



Гидролиз по аниону (анион – кислотный остаток слабой кислоты):

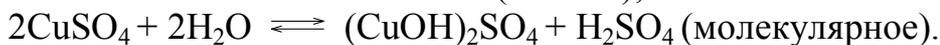


Гидролиз протекает обратимо и преимущественно по первой ступени. Гидроксид-ионы остались в растворе, реакция среды раствора щелочная, значение pH в растворе соли >7 .

Если в результате гидролиза образуется осадок или газ, гидролиз может происходить практически необратимо. Количественно гидролиз характеризуется степенью гидролиза (h) и константой гидролиза (K_2).

Пример 8.1. Что нужно сделать, чтобы подавить гидролиз соли $CuSO_4$ при приготовлении ее раствора?

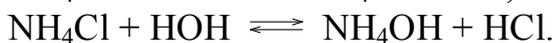
Решение. Составим уравнение гидролиза этой соли по первой ступени:



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

Пример 8.2. Рассчитайте константу гидролиза хлорида аммония, если константа диссоциации NH_4OH $K_d=1,77 \cdot 10^{-5}$.

Решение. Запишем уравнение гидролиза хлорида аммония:



Константа гидролиза солей слабого основания и сильной кислоты вычисляется по формуле $K_r = K_{H_2O} / K_{д. осн}$, где K_{H_2O} – ионное произведение воды; $K_{д. осн}$ – 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 8.3. Вычислить степень гидролиза (h) 0,1 М ацетата натрия и рН этого раствора.

Решение. Константа гидролиза соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием, равна $K_2 = K_{H_2O} / K_{д.к-ты}$.

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:

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

Гидролиз идет по уравнению $CH_3COO^- + H_2O \leftrightarrow CH_3COOH + OH^-$

Концентрация гидроксид иона $[OH^-] = h \cdot C = 7,5 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1 = 7,5 \cdot 10^{-6}$ моль/л. Следовательно, $[H^+] = K_{H_2O} / [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14} / 7,5 \cdot 10^{-6} = 1,3 \cdot 10^{-9}$ моль/л. Отсюда $pH = -\lg(1,3 \cdot 10^{-9}) = 9 - 0,11 = 8,89$.

Тема 9. Окислительно-восстановительные реакции

Пример 9.1. Исходя из степени окисления (с.о.) азота, серы и марганца в соединениях NH_3 , HNO_2 , HNO_3 , H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 , MnO_2 , $KMnO_4$ 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 $N^{-3}H_3$, H_2S^{-2} – только восстановители; $HN^{+5}O_3$, $H_2S^{+6}O_4$, $KMn^{+7}O_4$ – только окислители; $HN^{+3}O_2$, $H_2S^{+4}O_3$, $Mn^{+4}O_2$ – окислители и восстановители.

Пример 9.2. Могут ли протекать окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а) H_2S и I_2 ; б) H_2S и H_2SO_4 ; в) H_2SO_3 и $HClO_4$?

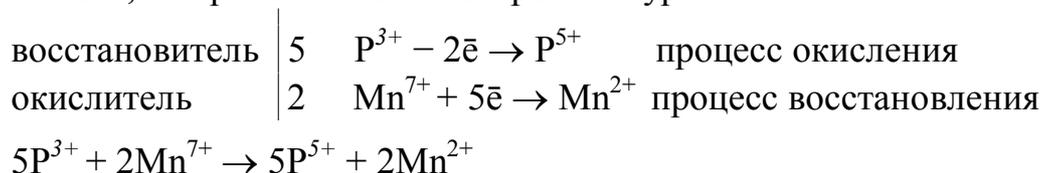
Решение. а) степень окисления в H_2S серы равна -2; в I_2 с.о. йода равна -1. Так как сера и йод находятся в своей низшей с.о., то оба взятые вещества проявляют только восстановительные свойства и взаимодействовать друг с другом не могут; б) в H_2S с.о. серы равна -2 (низшая); в H_2SO_4

с.о. серы равна +6 (высшая). Следовательно, взаимодействие этих веществ возможно, причем H_2SO_4 является окислителем; в) в H_2SO_3 с.о. серы равна +4 (промежуточная); в HClO_4 с.о. хлора равна +7 (высшая). Взятые вещества могут взаимодействовать. H_2SO_3 в этом случае будет проявлять восстановительные свойства.

Пример 9.3. 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, отданное восстановителем, должно быть равно числу электронов, которое присоединяет окислитель. Общее наименьшее кратное для отданных и принятых электронов десять. 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 вид:



Тема 10. Комплексные соединения

Пример 10.1. Определить заряд комплексного иона, координационное число (к.ч.) и степень окисления комплексообразователя в соединениях:

- а) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; б) $\text{Na}[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]$; в) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$; г) $\text{K}_2[\text{MoF}_8]$;
 д) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{NH}_3)_3]\text{Cl}_3$.

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 нейтраль-

ных молекул (CO, H₂O, NH₃) равны нулю. Заряды кислотных остатков определяют из формул соответствующих кислот. Отсюда:

Заряд иона	к.ч.	с.о.
а) -4	6	+2 (для Fe)
б) -1	2	+1 (для Ag)
в) +3	6	+3 (для Co)
г) -2	8	+6 (для Mo)
д) +3	6	+3 (для Cr)

Пример 10.2. Напишите выражение для константы нестойкости комплексного иона в соединении Na[Sb(SO₄)₂].

Решение. Комплексная соль натрия, являясь сильным электролитом, в водном растворе необратимо диссоциирует на ионы внешней и внутренней сфер: Na[Sb(SO₄)₂] → Na⁺ + [Sb(SO₄)₂]⁻ (первичная диссоциация); комплексный ион диссоциирует обратимо и в незначительной степени на составляющие его частицы: [Sb(SO₄)₂]⁻ ↔ Sb³⁺ + 2SO₄²⁻ (вторичная диссоциация). Обратимый процесс вторичной диссоциации характеризуется 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 комплекс.

III. ПЕРЕЧЕНЬ ЗАДАЧ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Тема 1. 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. Вычислить атомную массу этого элемента, если в данном оксиде он трехвалентен. Составить формулу оксида.

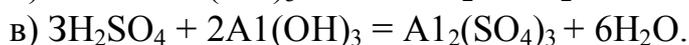
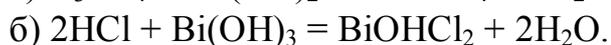
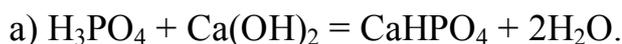
7. Эквивалентная масса металла 56,2 г/моль. Вычислите процентное содержание этого металла в его оксиде.

8. На нейтрализацию 9,979 г ортофосфорной кислоты израсходовано 7,998 г NaOH. Вычислите эквивалентную массу, эквивалент и основность H_3PO_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 °С и давлении 748 мм рт.ст.

10. Вычислите число молекул воды в кристаллогидрате нитрата меди (II), если после обезвоживания 0,966 г кристаллогидрата получено 0,750 г $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

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



12. При полном восстановлении 2,4 г оксида меди водородом образовалось 0,54 г воды. Вычислите эквивалент металла и установите формулу его оксида.

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

14. Вещество состоит из меди и серы. Из 0,667 г этого вещества получено 0,556 г оксида меди (II). Установите химическую формулу этого вещества.

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.

Тема 2. Классы неорганических соединений

16. Напишите формулы азотистой и ортофосфорной кислот. Напишите формулы соответствующих им оксидов и формулы всех теоретически возможных солей с катионами NH_4^+ , Fe^{3+} , 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 NO_2^- и S^{2-} . Переведите эти соли в средние.

19. Напишите уравнения реакций получения всех теоретически возможных солей при взаимодействии: а) NH_3 и H_3PO_4 ; б) H_2S и $\text{Ca}(\text{OH})_2$

20. Переведите средние соли (сульфит кальция и нитрат алюминия) в кислые или основные. Напишите названия полученных солей.

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 H_3AsO_3 , основных алюминиевых солей уксусной кислоты.

23. Написать реакции образования всех возможных солей, получающихся при взаимодействии различных стехиометрических количеств кислоты и основания (гидроксид магния + угольная кислота). Напишите названия полученных солей.

24. Составьте не менее трех уравнений, характеризующих свойства данного соединения: а) ZnO ; б) H_2S ; в) $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

25. Какими путями можно получить следующие кислые и основные соли и как перевести их в средние соли: а) гидрофосфат бария; б) гидроксосульфат железа (III)?

26. Написать реакции получения всех возможных солей:

а) сероводородная кислота + гидроксид бария;

б) азотная кислота + гидроксид алюминия.

Напишите названия полученных солей.

27. Написать формулы и названия всех возможных солей серной и угольной кислот со следующими катионами: Cu^{2+} , Na^+ , Cr^{3+} .

28. Написать формулы и названия всех возможных солей, которые можно получить при взаимодействии гидроксида кальция с раствором сернистой кислоты.

29. Написать формулы и названия всех возможных солей, которые можно получить при взаимодействии:

а) серной кислоты и гидроксида натрия;

б) гидроксида хрома (III) и соляной кислоты.

30. Написать формулы и названия всех возможных солей уксусной и фосфорной кислот со следующими катионами: Cu^{2+} , Fe^{3+} , NH_4^+ .

Тема 3. Строение атома. Периодический закон Д.И. Менделеева

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 (Cr^{3+}).

32. В чем заключается принцип Паули? Какое максимальное число электронов могут занимать s-, p-, d-, f-орбитали данного энергетического уровня? Напишите электронные формулы атомов платины (Pt), иода (I) и их ионов Pt^{4+} , 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) и иона марганца (Mn^{7+}).

34. Сколько и какие значения может принимать магнитное квантовое число m_l , если орбитальное квантовое число l равно 0, 1, 2, 3? Напишите электронные формулы атома висмута (Bi) и иона висмута 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 порядковыми номерами 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 квантовых ячеек на p-подуровне? Какова пространственная конфигурация p_x -, p_y -, p_z - 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? Разместить шесть электронов по квантовым ячейкам (орбиталям) 3d-подуровня. Чему равно их суммарное спиновое число? Напишите электронную формулу атома олова (Sn) и иона Sn^{4+} .

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

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

42. Какие из перечисленных элементов относятся к d-типу:

$_{19}\text{K}$; $_{25}\text{Mn}$; $_{13}\text{Al}$; $_{29}\text{Cu}$; $_{14}\text{Si}$; $_{80}\text{Hg}$?

Напишите электронную формулу элемента $_{80}\text{Hg}^{2+}$.

43. Какие из перечисленных элементов относятся к p-типу:

$_{89}\text{Ac}$; $_{52}\text{Te}$; $_{46}\text{Pd}$; $_{17}\text{Cl}$; $_{88}\text{Ra}$; $_{50}\text{Sn}$?

Напишите электронную формулу элемента $_{50}\text{Sn}$.

44. Какие из перечисленных элементов относятся к s-типу:

$_{47}\text{Ag}$; $_{37}\text{Rb}$; $_{30}\text{Zn}$; $_{42}\text{Mo}$; $_{2}\text{He}$; $_{82}\text{Pb}$?

Составьте электронные формулы для атомов элементов молибдена и рубидия.

45. Какие из перечисленных элементов относятся к f-типу:

$_{14}\text{Si}$; $_{46}\text{Pd}$; $_{79}\text{Au}$; $_{84}\text{Po}$; $_{92}\text{U}$; $_{60}\text{Nd}$?

Составьте электронные формулы для атомов элементов кремния и неодима.

Тема 4. Химическая связь и строение молекул

46. Укажите типы химической связи в молекулах H_2 , Cl_2 , HBr , KCl , CaCl_2 , NH_3 .

47. Молекулы каких веществ полярны: CH_4 , F_2 , KJ , H_2O , Br_2 , SO_2 ? Используя таблицу электроотрицательностей, укажите, к какому из атомов смещена электронная пара.

48. На основании сравнения величин электроотрицательности 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 $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2$ и $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Какой атом или ион является донором, и какой – акцептором электронов?

50. Приведите схему образования молекулы N_2 с учетом перекрывания электронных облаков соединяющихся атомов. Что такое σ - и π -связь? Сколько σ - и π -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. Распределите вещества по возрастанию полярности их молекул: HJ , HF , HBr , HCl . Как меняются в полученном вами ряду кислотные свойства? Почему?

53. Какой характер имеют связи в молекулах NCl_3 , CS_2 , PCl_5 , OF_2 , CO_2 ? Используя значения электроотрицательностей, укажите для каждого соединения направление 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: $\text{H} - \text{F}$, $\text{C} = \text{O}$, $\text{C} - \text{F}$, $\text{B} - \text{F}$, $\text{S} = \text{O}$. Какие механизмы образования ковалентных связей Вы знаете? Приведите примеры.

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

57. Какой тип гибридизации атомных орбиталей осуществляется в молекулах NH_3 и BeCl_2 . Как построены эти молекулы? Обоснуйте ответ.

58. Что такое дипольный момент, и в каких единицах он измеряется? Как построены молекулы CO_2 и SO_2 , если дипольный момент первой молекулы 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 атомных орбиталей осуществляется в молекулах SiF_4 и BeCl_2 ? Как построены эти молекулы, полярны ли они?

Тема 5. 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 константа скорости данной реакции равна 1,2.

62. Как изменится скорость экзотермической реакции синтеза аммиака, если уменьшить объем газовой смеси в три раза? В каком направлении сместится равновесие этой 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: $\text{SO}_2 + 1/2\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{SO}_3$, $\Delta H = 96,2$ кДж/моль. Как изменится скорость обратной реакции: а) при уменьшении концентрации оксида серы (VI) в два раза; б) при увеличении температуры на 30 °С, если температурный коэффициент 4?

64. При повышении температуры на 10 °С скорость химической реакции возрастает в 2 раза. При 20 °С она равна 0,04 моль/с, какова будет скорость этой реакции при 40 °С?

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

В каком направлении сместится равновесие системы: а) при увеличении концентрации 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 $2CO + O_2 \rightleftharpoons CO_2$ (реакция экзотермическая)?

Напишите выражение константы равновесия для данной системы.

67. Как изменится скорость прямой реакции $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$ а) при увеличении концентрации NO в 2 раза; б) при одновременном уменьшении концентрации NO и O_2 каждой в 3 раза?

68. Напишите выражение константы равновесия следующих систем:



Первая реакция эндотермическая, вторая экзотермическая. В каком направлении сместится равновесие систем: а) при повышении температуры; б) при понижении давления?

69. Чему равны исходные концентрации веществ, если в момент равновесия $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ они равны: $N_2 - 0,01$ моль/л, $H_2 - 3,6$ моль/л и $NH_3 - 0,4$ моль/л?

70. При некоторой температуре равновесные концентрации в системе $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ составили соответственно: $SO_2 = 0,04$ моль/л, $O_2 = 0,06$ моль/л, $SO_3 = 0,02$ моль/л. Вычислить константу равновесия и исходные концентрации оксида серы (IV) и кислорода.

71. Вычислить равновесные концентрации водорода и йода в системе $H_2 + J_2 \rightleftharpoons 2HI$, если известно, что их начальные концентрации составляли по 0,02 моль/л, а равновесная концентрация $HI - 0,03$ моль/л. Вычислить константу равновесия.

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

73. Как изменится скорость реакции $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$, если уменьшить объем системы в 3 раза?

74. Как изменится скорость реакции $2Al + 3Cl_2 = 2AlCl_3$, если давление системы увеличить в 2 раза?

75. Исходные концентрации оксида углерода (II) и паров воды равны и составляют 0,03 моль/л. Вычислить равновесные концентрации CO , H_2O и H_2 в системе $CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2$, если равновесная концентрация CO_2 оказалась равной 0,01 моль/л. Вычислить константу равновесия.

Тема 6. Растворы. Способы выражения концентрации

76. Вычислите молярную и нормальную концентрации раствора серной кислоты, в 200 мл которого содержится 9 г H_2SO_4 .

77. Вычислить молярную концентрацию раствора, содержащего 2 г глюкозы ($C_6H_{12}O_6$) в 60 г воды. Плотность раствора принять равной плотности воды.

78. Вычислить нормальную и молярную концентрации 20 %-ного раствора HNO_3 , плотность которого $1,114 \text{ г/см}^3$. Сколько граммов кислоты содержится в 4 л этого раствора?

79. Чему равна нормальность 3 %-ного раствора $NaOH$, плотность которого $1,3 \text{ г/см}^3$?

80. Вычислите молярную и нормальную концентрации 15 %-ного раствора хлорида алюминия, плотность которого $1,14 \text{ г/см}^3$.

81. Вычислить молярную и нормальную концентрации 20 %-ного раствора хлорида кальция, плотность которого $1,18 \text{ г/см}^3$.

82. Определить процентную концентрацию двухмолярного раствора H_2SO_4 , плотность которого $1,12 \text{ г/см}^3$.

83. Вычислить нормальную и молярную концентрации 10 %-ного раствора хлорида натрия (плотность $1,07 \text{ г/см}^3$).

84. Вычислить процентную концентрацию 9 н раствора $NaOH$ (плотность раствора $1,31 \text{ г/см}^3$).

85. Вычислить процентную и молярную концентрации раствора фосфорной кислоты, полученного при растворении 15 г кислоты в 450 мл воды. Плотность полученного раствора $1,02 \text{ г/см}^3$.

86. Какая масса фосфорной кислоты содержится в 0,5 л раствора, если молярная концентрация этого раствора равна 0,3 моль/л?

87. В растворе объемом 2 л содержится карбонат натрия массой 21,2 г. Определить молярную и нормальную концентрации этого раствора.

88. Какой объем 12 %-ного раствора гидроксида калия ($\rho=1,109 \text{ г/см}^3$) необходим для приготовления 250 мл раствора KOH с концентрацией 2 моль/л?

89. Чему равна молярная концентрация раствора, в котором массовая доля гидроксида натрия составляет 0,5 ($\rho=1,525 \text{ г/см}^3$) ?

90. Какой объем 4 н раствора HCl требуется для нейтрализации 40 г едкого натра?

Тема 7. Электролитическая диссоциация

91. Напишите уравнения реакции диссоциации следующих веществ: $BaSO_4$, H_3PO_4 , $Pb(CH_3COO)_2$.

92. Напишите уравнения реакции диссоциации следующих веществ: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, HCN , H_2S .

93. Напишите уравнения реакции диссоциации следующих веществ: $\text{Ba}(\text{OH})_2$, NaCl , HNO_2 .

94. Напишите уравнения реакции диссоциации следующих веществ: KOH , H_3PO_4 , NH_4NO_3 .

95. Напишите уравнения реакции диссоциации следующих веществ: H_3BO_3 , MgOHCl , H_2CO_3 .

96. Напишите уравнения реакции диссоциации следующих веществ: HClO_4 , $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.

97. Напишите уравнения реакции диссоциации следующих веществ: RbHCO_3 , CuBr_2 , H_3PO_4 .

98. Напишите уравнения реакции диссоциации следующих веществ: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, CuCl_2 , HNO_2 .

99. Напишите уравнения реакции диссоциации следующих веществ: CuSO_4 , NaH_2PO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

100. Напишите уравнения реакции диссоциации следующих веществ: H_2SO_3 , FeCl_3 , Na_2HPO_4 .

101. Напишите уравнения реакции диссоциации следующих веществ: $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, HBr .

102. Напишите уравнения реакции диссоциации следующих веществ: $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4$, HClO_4 , H_2S .

103. Напишите уравнения реакции диссоциации следующих веществ: K_2SO_3 , FeOHCl_2 , H_2CO_3 .

104. Напишите уравнения реакции диссоциации следующих веществ: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Mg}(\text{HS})_2$, NH_4OH .

105. Напишите уравнения реакции диссоциации следующих веществ: $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, H_2CO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.

Тема 8. Гидролиз солей

106. Какие из солей K_2S , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, KCl подвергаются гидролизу? Почему? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют их растворы?

Определить K , h , pH в 0,01 М растворе K_2S .

107. Какие из солей MnCl_2 , $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, Na_2CO_3 подвергаются гидролизу? Почему? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют их растворы?

Определить K , h , pH в 0,01 М растворе Na_2CO_3 .

108. Какие из солей CaCl_2 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, KCN подвергаются гидролизу? Почему? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют их растворы?

Определить K , h , pH в 0,01 М растворе KCN .

109. Какие из солей FeCl_3 , K_2CO_3 , BaS подвергаются гидролизу? Почему? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют их растворы?

Определить K , h , pH в 0,01 М растворе BaS .

110. Какие из солей Li_2S , NiSO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ подвергаются гидролизу? Почему? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют их растворы?

Определить K , h , pH в 0,01 М растворе Li_2S .

111. Какие из солей AlCl_3 , Li_2SO_4 , K_2CO_3 подвергаются гидролизу? Почему? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют их растворы? Определить K , h , pH в 0,01 М растворе K_2CO_3 .

112. Какие из солей CoCl_2 , Na_2SO_4 , Na_3PO_4 подвергаются гидролизу? Почему? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют их растворы? Определить K , h , pH в 0,01 М растворе Na_3PO_4 .

113. Какие из солей KNO_3 , CuSO_4 , Rb_2S подвергаются гидролизу? Почему? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют их растворы?

Определить K , h , pH в 0,01 М растворе Rb_2S .

114. Какие из солей NaBr , FeBr_3 , Na_2CO_3 подвергаются гидролизу? Почему? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют их растворы?

Определить K , h , pH в 0,01 М растворе Na_2CO_3 .

115. Какие из солей Cs_2CO_3 , ZnCl_2 , KJ подвергаются гидролизу? Почему? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют их растворы? Определить K , h , pH в 0,01 М растворе Cs_2CO_3 .

116. Какие из солей BaCl_2 , FeSO_4 , Na_2SO_3 подвергаются гидролизу? Почему? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют их растворы? Определить K , h , pH в 0,01 М растворе Na_2SO_3 .

117. Какие из солей $Zn(NO_3)_2$, KNO_3 , $NaCN$ подвергаются гидролизу? Почему? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют их растворы? Определить K , h , pH в 0,01 М растворе $NaCN$.

118. Какие из солей Na_2S , KBr , $CuSO_4$ подвергаются гидролизу? Почему? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют их растворы? Определить K , h , pH в 0,01 М растворе Na_2S .

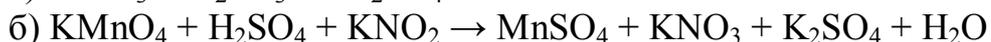
119. Какие из солей $NaNO_2$, BaJ_2 , $(NH_4)_2S$ подвергаются гидролизу? Почему? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют их растворы? Определить K , h , pH в 0,01 М растворе $NaNO_2$.

120. Какие из солей $Pb(NO_3)_2$, $AgCl$, CH_3COONa подвергаются гидролизу? Почему? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют их растворы? Определить K , h , pH в 0,01 М растворе CH_3COONa .

Тема 9. Окислительно-восстановительные реакции

121. Исходя из степени окисления марганца, серы и азота в соединениях H_2S , $KMnO_4$ и KNO_2 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:



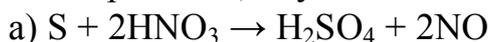
122. Исходя из степени окисления хрома, йода, серы в соединениях $K_2Cr_2O_7$, KJ и H_2SO_3 определите, какое из них окислитель, какое восстановитель и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Почему?

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



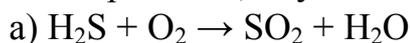
123. Исходя из степени окисления азота в соединениях NH_4 , HNO_2 , HNO_3 определите, какое из них окислитель, какое восстановитель и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Почему?

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



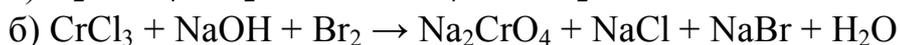
124. Исходя из степени окисления марганца, серы и азота в соединениях HNO_2 , $KMnO_4$, и H_2S определите, какое из них окислитель, какое восстановитель и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Почему?

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



125. Какие из перечисленных ионов могут быть восстановителями: Fe^{3+} , Cr^{3+} , Mn^{7+} , Mn^{6+} , Cl^- , Cl^+ , O^{2-} , O^- ? Почему?

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

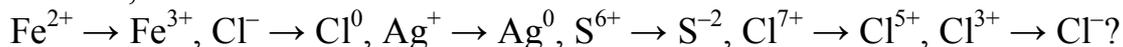


126. Укажите ионы, которые могут быть только восстановителями, только окислителями: Ag^+ , Fe^{2+} , Cr^{3+} , Cr^{6+} , Mn^{7+} , Mn^{2+} , Fe^{3+} , Cl^- , Cl^{7+} , Cl^{3+} .

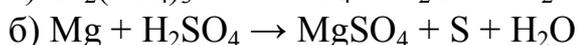
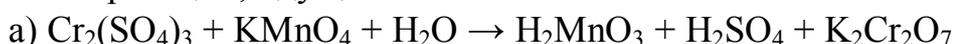
На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, идущих по схемам:



127. Определить, какие из указанных процессов представляют собой окисление, а какие – восстановление:

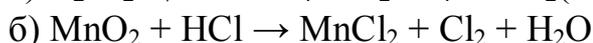
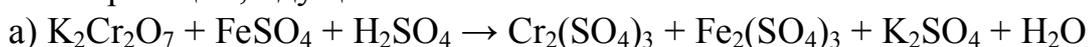


На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, идущих по схемам:



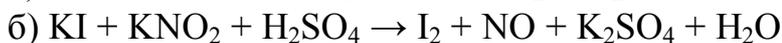
128. Атом какого элемента самый сильный восстановитель и атом какого элемента самый сильный окислитель? Почему?

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



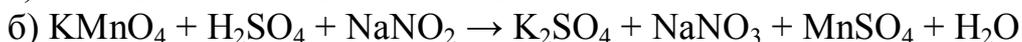
129. Определить, какие из указанных процессов представляют собой восстановление, а какие – окисление: $C^0 \rightarrow C^{2+}$, $C^{4+} \rightarrow C^{2+}$, $Si^{4+} \rightarrow Si^0$, $Si^0 \rightarrow Si^{4+}$, $Na^+ \rightarrow Na^0$, $Mg^0 \rightarrow Mg^{2+}$, $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$, $Cu^{2+} \rightarrow Cu^0$.

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



130. Указать только окислители, только восстановители и соединения, которые могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства: MnO , H_2SO_4 , NH_3 , Zn , HBr , H_2SO_4 , H_2O_2 , NaH .

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



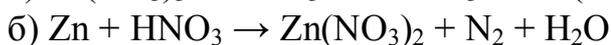
131. Указать только окислители: I^- , I^{5+} , Cl^{3+} , Cl^{7+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , K^+ , Ba^{2+} , Ba^0 , N^{3-} , N^{3+} , N^{5+} , S^{2-} , S^{4+} , S^{6+} , P^{3-} , P^{5+} , O^{2-} , O^0 .

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



132. Какую роль в окислительно-восстановительных реакциях могут играть: а) S^0 , б) S^{-2} , в) S^{+6} , г) S^{+4} ?

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



133. Определить, какие из указанных процессов представляют собой восстановление, а какие – окисление:

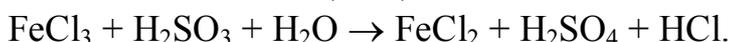
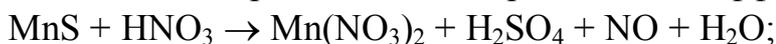


На основе электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнениях:



134. Укажите ионы, которые могут быть только восстановителями: Va^{2+} , Cu^+ , Cu^{2+} , Cu^0 , V^{2+} , V^+ , V^{5+} , I^- , Ta^{2+} , Fe^{3+} , Fe^{2+} .

На основе электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнениях:



135. Какие из указанных процессов представляют собой восстановление: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$, $Cl_2^0 \rightarrow 2Cl^-$, $S^{2-} \rightarrow S^0$, $Na^0 \rightarrow Na^+$, $Fe^{3+} \rightarrow Fe^0$, $Sn^{4+} \rightarrow Sn^{2+}$?

На основе электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнениях:
 $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$;
 $\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{J}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{HJ}$.

Тема 10. Комплексные соединения

136. Определить комплексообразователь, его заряд, координационное число в комплексных соединениях: $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$; $\text{Ca}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Написать математическое выражение для константы нестойкости комплексных ионов, входящих в состав этих соединений.

137. Определить комплексообразователь, его заряд, координационное число в комплексных соединениях: $\text{K}[\text{AuCl}_4]$; $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$; $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Написать математическое выражение для константы нестойкости комплексных ионов, входящих в состав этих соединений.

138. Определить комплексообразователь, его заряд, координационное число в комплексных соединениях: $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$; $\text{K}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$. Написать математическое выражение для константы нестойкости комплексных ионов, входящих в состав этих соединений.

139. Определить комплексообразователь, его заряд, координационное число в комплексных соединениях: $\text{H}[\text{BF}_4]$; $\text{K}_3[\text{Bi}(\text{SO}_4)_3]$; $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$. Написать математическое выражение для константы нестойкости комплексных ионов, входящих в состав этих соединений.

140. Определить комплексообразователь, его заряд, координационное число в комплексных соединениях: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})]\text{Cl}_3$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_2](\text{NO}_2)_2$; $\text{Ba}[\text{Pt}(\text{CN})_4]$. Написать математическое выражение для константы нестойкости комплексных ионов, входящих в состав этих соединений.

141. Определить комплексообразователь, его заряд, координационное число в комплексных соединениях: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]\text{Cl}$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$; $\text{Ba}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Написать математическое выражение для константы нестойкости комплексных ионов, входящих в состав этих соединений.

142. Определить комплексообразователь, его заряд, координационное число в комплексных соединениях: $\text{K}[\text{AuCl}_4]$, $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Написать математическое выражение для константы нестойкости комплексных ионов, входящих в состав этих соединений.

143. Определить комплексообразователь, его заряд, координационное число в комплексных соединениях: $\text{H}_2[\text{PtCl}_4(\text{OH})_2]$, $\text{Na}_2[\text{Fe}(\text{CN})_5]$, $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_3$. Написать математическое выражение для константы нестойкости комплексных ионов, входящих в состав этих соединений.

144. Определить комплексообразователь, его заряд, координационное число в комплексных соединениях: $\text{Ba}[\text{Cu}(\text{CNS})_2(\text{CN})_2]$, $\text{Ca}[\text{Al}(\text{OH})_5\text{H}_2\text{O}]$, $\text{Cr}[\text{Hg}(\text{CN})_2\text{Br}_2]_3$. Написать математическое выражение для константы нестойкости комплексных ионов, входящих в состав этих соединений.

145. Определить комплексообразователь, его заряд, координационное число в комплексных соединениях: $[\text{Cr}(\text{NH}_3)(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}_3$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{NO}_2)_2]\text{NO}_2$, $\text{K}_2[\text{Pt}(\text{CN})_4]$. Написать математическое выражение для константы нестойкости комплексных ионов, входящих в состав этих соединений.

146. Определить комплексообразователь, его заряд, координационное число в комплексных соединениях: $\text{Ca}[\text{OsBr}_5\text{NO}]$; $[\text{Ir}(\text{NH}_3)(\text{NO}_2)_3]$; $\text{K}_3[\text{SbBr}_3\text{I}_3]$. Написать математическое выражение для константы нестойкости комплексных ионов, входящих в состав этих соединений.

147. Определить комплексообразователь, его заряд, координационное число в комплексных соединениях: $\text{Al}[\text{Au}(\text{CN})_2\text{I}_2]_3$, $\text{Ba}[\text{Cu}(\text{CN})_3(\text{CNS})]$, $\text{Ca}[\text{Pt}(\text{NO}_3)_4\text{Cl}_2]$. Написать математическое выражение для константы нестойкости комплексных ионов, входящих в состав этих соединений.

148. Определить комплексообразователь, его заряд, координационное число в комплексных соединениях: $\text{Ca}[\text{Al}(\text{OH})_5\text{H}_2\text{O}]_3$, $\text{K}_4[\text{Ir}(\text{SO}_4)_3\text{Cl}]$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$. Написать математическое выражение для константы нестойкости комплексных ионов, входящих в состав этих соединений.

149. Определить комплексообразователь, его заряд, координационное число в комплексных соединениях: $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$; $[\text{PtCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}$; $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$; Написать математическое выражение для константы нестойкости комплексных ионов, входящих в состав этих соединений.

150. Определить комплексообразователь, его заряд, координационное число в комплексных соединениях: $[\text{PtCl}_3(\text{NH}_3)_3]\text{Br}$; $(\text{NH}_4)_2[\text{Be}(\text{CO}_3)_2]$; $[\text{CoBr}(\text{NH}_3)_5]\text{SO}_4$. Написать математическое выражение для константы нестойкости комплексных ионов, входящих в состав этих соединений.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Периодическая таблица элементов Д.И. Менделеева Таблица 1

s-элементы p-элементы d-элементы f-элементы

Периоды	ряды	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	1	1 Водород H 1,0079										2 Гелий He 4,0026
2	2	3 Литий Li 6,941	4 Бериллий Be 9,0122	5 Бор B 10,81	6 Углерод C 12,011	7 Азот N 14,0067	8 Кислород O 15,9994	9 Фтор F 18,9984	10 Неон Ne 20,179			
3	3	11 Натрий Na 22,98977	12 Магний Mg 24,305	13 Алюминий Al 26,98154	14 Кремний Si 28,0855	15 Фосфор P 30,97	16 Сера S 32,06	17 Хлор Cl 35,453	18 Аргон Ar 39,948			
4	4	19 Калий K 39,0983	20 Кальций Ca 40,08	21 Скандий Sc 44,9559	22 Титан Ti 47,88	23 Ванадий V 50,94	24 Хром Cr 51,996	25 Марганец Mn 54,9380	26 Железо Fe 55,847	27 Кобальт Co 58,933	28 Никель Ni 58,69	
	5	29 Медь Cu 63,546	30 Цинк Zn 65,38	31 Галлий Ga 69,72	32 Германий Ge 72,59	33 Мышьяк As 74,92	34 Селен Se 78,96	35 Бром Br 79,904	36 Криптон Kr 83,80			
5	6	37 Рубидий Rb 85,4678	38 Стронций Sr 87,62	39 Иттрий Y 88,9059	40 Цирконий Zr 91,22	41 Ниобий Nb 92,91	42 Молибден Mo 95,94	43 Технеций Tc [98]	44 Рутений Ru 101,07	45 Родий Rh 102,90	46 Палладий Pd 106,42	
	7	47 Серебро Ag 107,868	48 Кадмий Cd 112,41	49 Индий In 114,82	50 Олово Sn 118,69	51 Сурьма Sb 121,75	52 Теллур Te 127,60	53 Иод I 126,9045	54 Ксенон Xe 131,29			
6	8	55 Цезий Cs 132,9054	56 Барий Ba 137,33	57* Лантан La 138,9055	72 Гафний Hf 178,49	73 Тантал Ta 180,95	74 Вольфрам W 183,85	75 Рений Re 186,207	76 Осмий Os 190,2	77 Иридий Ir 192,22	78 Платина Pt 195,08	
	9	79 Золото Au 196,9665	80 Ртуть Hg 200,59	81 Таллий Tl 204,383	82 Свинец Pb 207,2	83 Висмут Bi 208,98	84 Полоний Po [209]	85 Астат At [210]	86 Радон Rn [222]			
7	10	87 Франций Fr [223]	88 Радий Ra 226,0254	89** Актиний Ac 227,0278	104 Резерфордий Rf [261]	105 Дубний Db [262]	106 Сиборгий Sg [263]	107 Борий Bh [262]	108 Хассий Hs [265]	109 Майтнерий Mt [266]	110 Уун [?]	

*Лантаноиды

58 Церий Ce 140,12	59 Пра-зеодим Pr 140,9077	60 Неодим Nd 144,24	61 Прометий Pm [145]	62 Самарий Sm 150,36	63 Европий Eu 151,96	64 Гадо-линий Gd 157,25	65 Тербий Tb 158,9254	66 Дис-прозий Dy 162,50	67 Гольмий Ho 164,9304	68 Эрбий Er 167,26	69 Тулий Tm 168,9342	70 Иттер-бий Yb 173,04	71 Лютеций Lu 174,967
-----------------------------	------------------------------------	------------------------------	-------------------------------	-------------------------------	-------------------------------	----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	---------------------------------	-----------------------------	-------------------------------	---------------------------------	--------------------------------

**Актиноиды

90 Торий Th 232,0381	91 Прот-актиний Pa 231,0359	92 Уран U 238,0389	93 Неп-туний Np 237,0482	94 Плутон-ий Pu [244]	95 Амери-ций Am [243]	96 Кюрий Cm [247]	97 Берклий Bk [247]	98 Кали-форний Cf [251]	99 Эйн-штейний Es [252]	100 Фермий Fm [257]	101 Менде-левий Md [258]	102 Но-белий No [255]	103 Лоу-ренсий Lr [260]
-------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	----------------------------	------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------

Таблица 2

Константы диссоциации слабых электролитов (при 298 К)

Название	Формула	K_1	K_2	K_3
Азотистая	HNO_2	$5,1 \cdot 10^{-4}$		
Борная	H_3BO_3	$5,8 \cdot 10^{-10}$		
Бромноватистая	HBrO	$2,5 \cdot 10^{-9}$		
Иодноватая	HIO_3	$1,7 \cdot 10^{-1}$		
Иодноватистая	HIO	$2,3 \cdot 10^{-11}$		
Кремниевая	H_2SiO_3	$2,2 \cdot 10^{-10}$	$1,6 \cdot 10^{-12}$	
Муравьиная	HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$		
Мышьяковистая	H_3AsO_3	$5,1 \cdot 10^{-10}$		
Селенистая	H_2SeO_3	$2,4 \cdot 10^{-3}$	$4,8 \cdot 10^{-9}$	
Селенистоводородная	H_2Se	$1,3 \cdot 10^{-4}$	$1,0 \cdot 10^{-11}$	
Серная	H_2SO_4	$1,0 \cdot 10^3$	$1,2 \cdot 10^{-2}$	
Сернистая	H_2SO_3	$1,7 \cdot 10^{-2}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	
Сероводородная	H_2S	$6,0 \cdot 10^{-8}$	$1,0 \cdot 10^{-14}$	
Теллуристая	H_2TeO_3	$2,7 \cdot 10^{-3}$	$1,8 \cdot 10^{-11}$	
Теллуристоводородная	H_2Te	$2,3 \cdot 10^{-3}$	$1,0 \cdot 10^{-11}$	
Тиоциановодородная (роданистоводородная)	HCNS	$1,4 \cdot 10^{-1}$		
Угльная	H_2CO_3	$4,5 \cdot 10^{-7}$	$4,8 \cdot 10^{-11}$	
Уксусная	CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$		
Фосфорная	H_3PO_4	$7,6 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$4,2 \cdot 10^{-13}$
Фосфористая	H_3PO_3	$1,6 \cdot 10^{-3}$	$6,3 \cdot 10^{-7}$	
Фтористоводородная	HF	$6,8 \cdot 10^{-4}$		
Хлорноватистая	HClO	$5,0 \cdot 10^{-6}$		
Циановодородная (синильная)	HCN	$6,2 \cdot 10^{-10}$		
Щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$5,4 \cdot 10^{-2}$	$5,5 \cdot 10^{-5}$	
Гидроксид аммония	NH_3OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$		
ВОДА	H_2O	$1,8 \cdot 10^{-15}$		
КОНСТАНТА ВОДЫ	K_w	$1,0 \cdot 10^{-14}$		

Таблица 3

Степень диссоциации * (ионизации) водных 0,1 н. растворов некоторых кислот, оснований и солей (при 298 К)

Электролит	формула	α %
Азотная кислота	HNO_3	92
Соляная кислота	HCl	91
Серная кислота	H_2SO_4	58
Фосфорная кислота	H_3PO_4	26
Сернистая кислота	H_2SO_3	20
Фтористоводородная кислота	HF	15
Уксусная кислота	CH_3COOH	1,3
Угольная кислота	H_2CO_3	0,17
Сероводородная кислота	H_2S	0,07
Гидроксид калия	KOH	89
Гидроксид натрия	NaOH	84
Гидроксиды кальция и бария	R(OH)_2	77
Гидроксид аммония	NH_4OH	1,3
Хлорид калия	KCl	86
Хлорид натрия	NaCl	84
Хлорид аммония	NH_4Cl	85
Сульфат калия	K_2SO_4	73
	Na_2SO_4	69
	MgCl_2	76,5

*Для сильных электролитов кажущаяся

Таблица 4

Стандартные электродные потенциалы некоторых металлов в водной среде (при 298 К)

Электрод	E° , В	Электрод	E° , В
Li^+/Li	-3,04	Ni^{2+}/Ni	-0,25
K^+/K	-2,92	Sn^{2+}/Sn	-0,14
Ca^{2+}/Ca	-2,87	Pb^{2+}/Pb	-0,13
Na^+/Na	-2,74	Fe^{3+}/Fe	-0,04
Mg^{2+}/Mg	-2,37	$2\text{H}^+/\text{H}$	0,00
Al^{3+}/Al	-1,68	Bi^{3+}/Bi	0,22
Ti^{2+}/Ti	-1,60	Cu^{2+}/Cu	0,34
Mn^{2+}/Mn	-1,18	Cu^+/Cu	0,52
Cr^{2+}/Cr	-0,91	Ag^+/Ag	0,80
Zn^{2+}/Zn	-0,76	Hg^{2+}/Hg	0,85
Cr^{3+}/Cr	-0,74	Pt^{2+}/Pt	1,19
Fe^{2+}/Fe	-0,44	Au^{3+}/Au	1,50
Cd^{2+}/Cd	-0,40	Au^+/Au	1,70
Co^{2+}/Co	-0,28		

Таблица 5

Таблица растворимости солей и оснований в воде

Анионы	Катионы								
	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺
OH ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	-	Н	М	М
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	-	Н	Р	Р	Р
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	-	Р	Р
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Н
SiO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	-	-	-	Н	Н	Н
PO ₄ ³⁻	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н
CrO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	М	М

Продолжение табл. 5

Анионы	Катионы									
	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Hg ²⁺	Al ³⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Mn ²⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Cr ³⁺
OH ⁻	Р	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	М	Р	М	-	Р	Р	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Н	Р	Р	Н	Н	-	Р	Р
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р
CO ₃ ²⁻	Н	Н	-	-	-	Н	Н	-	Н	-
S ²⁻	Р	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	-
SO ₃ ²⁻	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	-	Н	-
SO ₄ ²⁻	Н	Р	-	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р
SiO ₃ ²⁻	Н	Н	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	-
PO ₄ ³⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CrO ₄ ²⁻	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	-	-	-

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

Основная

1. Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст]: учеб. пособие для вузов / Глинка Н.Л.; ред. Ермаков А.И. – 29-е изд., испр. – М.: Интеграл-Пресс, 2001. – 727с.: ил.
2. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст]: учеб. пособие для студ. нехим. спец. вузов / Глинка Н.Л.; ред. Рабинович В.А., Рубина Х.М. – М. : Интеграл-Пресс, 2002. – 240 с.
3. Серeda, Б.Н. Общая и неорганическая химия. Элементы теории. Справочные данные. Задания для самостоятельной работы [Текст]: учеб. пособие / Серeda Б.Н., Молочников Л.С., Демидова Л.В., Целищева С.В. – Екатеринбург: УГЛТУ, 2002. – 275 с.

Дополнительная

1. Коровин, Н.В. Общая химия [Текст]: учебник для студ. вузов, обучающихся по техн. направлениям и спец. / Коровин Н.В. – 2-е изд., испр. и доп. – М.: Высш. шк., 2000. – 545 с.
2. Карапетьянц, М.Х. Общая и неорганическая химия [Текст]: учебник для студ. вузов / Карапетьянц М.Х.; Дракин С.И. – 4-е изд., стереотип. – М.: Химия, 2000. – 592 с.
3. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия [Текст] : учебник для студ. хим.-технол. спец. вузов / Ахметов Н.С. – 4-е изд., испр. – М.: Высш. шк.; Академия, 2001. – 743 с.
4. Хомченко, Г.П. Сборник задач по химии для поступающих в вузы [Текст] / Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: Новая Волна, 2001. – 304 с.



Л.Э. Стенина
Л.В. Демидова

ХИМИЯ

Екатеринбург
2011