

Министерство сельского хозяйства Российской Федерации
ФГБОУ ВО «Красноярский государственный аграрный университет»

Л.П. Поддубных

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

*Методические указания и задания
для выполнения контрольной работы*

Электронное издание

Красноярск 2016

Рецензент

*Г.С. Дежина, канд. хим. наук, доц. каф. технологии жиров,
эфирных масел и парфюмерно-косметических продуктов
Института пищевых производств
Красноярского государственного аграрного университета*

Поддубных, Л.П.

Неорганическая химия: метод. указания и задания для выполнения контрольной работы [Электронный ресурс] / Л.П. Поддубных; Краснояр. гос. аграр. ун-т. – Красноярск, 2016. – 85 с.

Издание включает основные теоретические вопросы неорганической химии, примеры решения задач, варианты контрольных заданий, вопросы для самопроверки, список рекомендуемой литературы, в приложении представлен справочный материал, необходимый при решении задач.

Предназначено для студентов Института прикладной биотехнологии и ветеринарной медицины, обучающихся по направлению подготовки 36.03.01 «Ветеринарно-санитарная экспертиза» заочной формы обучения.

Печатается по решению редакционно-издательского совета
Красноярского государственного аграрного университета

© Поддубных Л.П., 2016

© ФГБОУ ВО «Красноярский государственный
аграрный университет», 2016

ВВЕДЕНИЕ

Химия – наука о веществах и процессах их превращений, сопровождающихся изменением состава и структуры.

Предметом изучения химии являются химические элементы (атомы) и их соединения. К превращениям, изучаемым химией, относятся химические изменения, в результате которых возникают новые вещества, т.е. химические реакции. Химия включает в себя законы и принципы, описывающие эти превращения, а также представления и теории, позволяющие дать им объяснение.

Данное издание не заменяет рекомендуемые обязательные учебники по курсу, а лишь является необходимым дополнением к ним. Изданные в последние годы учебники по химии содержат много разнообразных сведений, обусловленных прежде всего спецификой неорганической химии, находящейся на стыке многих наук, ее самобытностью как области научного знания, связях с другими науками и огромной практической значимостью в жизни общества. Как всякая наука, химия изучает некоторую часть явлений окружающего мира. Химия играет значительную роль в научно-техническом прогрессе. Нет ни одной отрасли, не связанной в той или иной мере с применением химии. Неорганическая химия – не просто наука, накапливающая и систематизирующая знания. Без эффективного использования результатов исследований в этой области невозможно функционирование ведущих отраслей промышленности и сельского хозяйства, систем охраны окружающей среды и здравоохранения, оборонного комплекса, космических исследований, а также развитие многих смежных научных областей.

Издание составлено в соответствии с программой курса «Неорганическая химия». В указаниях содержатся разделы, соответствующие рабочей программе, по которым предусмотрено решение контрольных задач. Каждый из этих разделов включает краткое изложение основных теоретических вопросов, систематизирующих самостоятельно изученный студентом материал учебника и акцентирующих его внимание на узловых моментах рассматриваемого раздела и его положение в общей структуре дисциплины.

1. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ И ЗАДАНИЯ ДЛЯ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

Курс «Неорганическая химия» изучается студентами Института прикладной биотехнологии и ветеринарной медицины, направления подготовки 36.03.01 «Ветеринарно-санитарная экспертиза» заочной формы обучения в первом семестре.

Приступая к изучению курса, целесообразно вначале ознакомиться с программой. Далее необходимо перейти к изучению отдельных тем программы по учебнику, руководствуясь данными методическими рекомендациями. После изучения каждой темы нужно ответить на вопросы для самопроверки и решить типовые задачи. Только после этого следует переходить к выполнению контрольной работы.

Задания для самостоятельной работы расположены непосредственно после методических советов, вопросов для самопроверки по данной теме и примеров решения типовых задач. Задания имеют сквозную нумерацию. Каждый студент выполняет задание согласно своему варианту, определяемому по двум последним цифрам шифра в зачетной ведомости.

При оформлении работы необходимо полностью переписать условие задачи, привести ее решение и теоретическое обоснование полученного результата. Работа должна быть аккуратно оформлена. Для замечаний преподавателя оставляются поля. В конце работы следует указать используемую литературу, поставить свою подпись и дату выполнения работы. Выполненная работа должна быть представлена на кафедру химии для проверки.

При получении проверенной контрольной работы надо внимательно ознакомиться с замечаниями преподавателя и сделать соответствующие дополнения и исправления. Исправленные работы представляются до зачета или во время его сдачи. Если незачтенная контрольная работа возвращена, то при ее доработке не надо переписывать заново условия и правильно решенные задачи. В этом случае следует представить на повторную рецензию эту же работу, в конце которой необходимо сделать дополнения и исправления в соответствии с замечаниями рецензента.

Варианты контрольных заданий

Вариант	Номер задания									
	1	21	41	61	81	101	121	141	161	181
1	1	21	41	61	81	101	121	141	161	181
2	2	22	42	62	82	102	122	142	162	182
3	3	23	43	63	83	103	123	143	163	183
4	4	24	44	64	84	104	124	144	164	184
5	5	25	45	65	85	105	125	145	165	185
6	6	26	46	66	86	106	126	146	166	186
7	7	27	47	67	87	107	127	147	167	187
8	8	28	48	68	88	108	128	148	168	188
9	9	29	49	69	89	109	129	149	169	189
10	10	30	50	70	90	110	130	150	170	190
11	11	31	51	71	91	111	131	151	171	191
12	12	32	52	72	92	112	132	152	172	192
13	13	33	53	73	93	113	133	153	173	193
14	14	34	54	74	94	114	134	154	174	194
15	15	35	55	75	95	115	135	155	175	195
16	16	36	56	76	96	116	136	156	176	196
17	17	37	57	77	97	117	137	157	177	197
18	18	38	58	78	98	118	138	158	178	198
19	19	39	59	79	99	119	139	159	179	199
20	20	40	60	80	100	120	140	160	180	200
21	1	40	59	78	97	117	132	158	174	190
22	2	39	58	77	96	116	135	154	173	192
23	3	38	57	76	95	114	133	152	171	193
24	9	37	56	75	94	113	132	151	170	189
25	10	36	55	74	93	112	131	150	169	188
26	11	35	54	73	92	111	130	149	168	187
27	12	34	53	72	91	110	129	148	167	186
28	13	33	52	71	90	109	128	147	166	185
29	14	32	51	70	89	110	127	146	165	184
30	15	31	50	69	88	109	126	145	164	183

2. ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ. НОМЕНКЛАТУРА И КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Атомно-молекулярное учение заключается в следующем:

1. Все вещества состоят из молекул.
2. Молекулы состоят из атомов.
3. Частицы – молекулы и атомы, находятся в непрерывном движении. Между ними существуют силы притяжения и отталкивания.

Экспериментальным подтверждением атомно-молекулярного учения явились стехиометрические законы химии.

Стехиометрические законы рассматривают количественные соотношения между реагирующими веществами.

Основные понятия и законы, используемые в химии

Основополагающим законом всей химической науки является периодический закон, открытый Д.И. Менделеевым в 1869 г. Согласно этому закону атомы и ионы характеризуются рядом свойств, определяющих их химическое поведение и свойства их соединений.

Вид атомов с одинаковым зарядом ядра называют химическим элементом.

Атом – наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства. Атомы способны между собой взаимодействовать с образованием молекул.

Молекула – наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами.

Вещества, состоящие из атомов одного и того же элемента, называют *простыми* веществами.

Вещества, состоящие из атомов разных элементов, называют *сложными* (химическими соединениями).

Массы атомов чрезвычайно малы (10^{-26} – 10^{-27} кг), работать с такими величинами сложно, поэтому используют не абсолютные значения атомных масс, а относительные. За единицу относительных атомных масс Международный съезд химиков принял 1/12 часть массы атома изотопа углерода ^{12}C . Относительной атомной массой элемента (A_r) называется масса его атома, выраженная в атомных единицах массы. Значения A_r приведены в периодической системе элементов Д.И. Менделеева. *Относительная атомная масса* – величина, равная отношению средней массы атома к 1/12 массы атома углерода

^{12}C . Таким образом, относительная атомная масса показывает, во сколько раз масса данного элемента больше $1/12$ части массы атома изотопа углерода ^{12}C

Относительная молекулярная масса (M_r) – величина, равная отношению средней массы молекулы вещества к $1/12$ массы атома углерода ^{12}C . Численно равна сумме относительных атомных масс, входящих в состав молекулы: $M_r = \sum A_r$. Таким образом, относительная молекулярная масса показывает, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше $1/12$ части массы атома изотопа углерода ^{12}C .

На практике с атомами, молекулами и т.д. работать очень сложно, поэтому такие малые количества практически не используются. В химических расчетах часто используют количество вещества, пропорциональное числу содержащихся в веществе структурных единиц. При этом в каждом случае указывают эти структурные единицы (молекулы, атомы, ионы и т.д.). В международной системе единиц (СИ) за единицу количества вещества принят моль.

Моль – количество вещества, содержащее столько структурных единиц (атомов, молекул или ионов), сколько их содержится в 12 г изотопа углерода (^{12}C). Установлено, что в 12 г ^{12}C содержится $6 \cdot 10^{23}$ частиц (атомов). Таким образом, то количество любого вещества, которое содержит $6 \cdot 10^{23}$ частиц, и есть 1 моль этого вещества. Другими словами, число частиц в 1 моле любого вещества одно и то же и равно $6 \cdot 10^{23}$. Эта величина называется постоянной Авогадро (N_a). $N_a = 6 \cdot 10^{23}$ 1/моль.

Молярная масса вещества (M) – масса одного моля вещества (г/моль), равная отношению массы вещества (m , г) к его количеству в молях (n): $M = m/n$. Молярная масса, выраженная в граммах, численно равна относительной молекулярной массе. Например, $M_r(\text{H}_2\text{O})$ будет определяться как сумма атомных масс водорода и кислорода:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 18 \text{ ат.ед.м.}$$

$$\text{Молярная масса } M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль.}$$

Эквивалент – условная или реальная частица, которая может присоединять или отдавать один электрон в реакциях окисления-восстановления или присоединять, замещать или отдавать протон или другой однозарядный ион в реакциях ионного обмена.

Фактор эквивалентности ($f_{\text{ЭКВ}}$) – число, показывающее, какая доля реальной единицы вещества реагирует (эквивалентна) с одним ионом водорода в кислотно-основной реакции или одним электроном в окислительно-восстановительной. Эквивалент выражается в молях.

Молярная масса эквивалента ($M_{\text{ЭКВ}}$) – масса одного моля эквивалентов вещества, равная произведению фактора эквивалентности ($f_{\text{ЭКВ}}$) на молярную массу (M), выражается в г/моль:

$$M_{\text{ЭКВ}} = f_{\text{ЭКВ}} M \text{ (г/моль).}$$

Для вычисления молярных масс эквивалентов сложных веществ можно пользоваться следующими формулами:

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{оксида}) = M / \text{число атомов элемента} \cdot \text{степень окисления};$$

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{кислоты}) = M / \text{основность кислоты};$$

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{основания}) = M / \text{кислотность основания};$$

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{соли}) = M / \text{число атомов металла} \cdot \text{степень окисления},$$

где M – молярная масса соединений;

основность кислоты – количество ионов водорода (H^+) в молекуле кислоты, способных замещаться на металл;

кислотность основания – количество гидроксид-ионов (OH^-) в молекуле основания, способных замещаться на кислотные остатки.

Химический эквивалент и его молярная масса не являются постоянными величинами, они зависят от степени окисления атома и от реакции, в которую вступает данное вещество.

Например, молярная масса эквивалента хлороводородной кислоты равна: $M_{\text{ЭКВ}}(\text{HCl}) = 1 \cdot 36,5 = 36,5$ г/моль.

Фактор эквивалентности серной кислоты H_2SO_4 равен $1/2$, если замещаются 2 иона водорода (образуются сульфаты, например Na_2SO_4), и 1, если замещается 1 ион водорода (образуются гидросульфаты, например, NaHSO_4). Молярная масса эквивалента серной кислоты равна соответственно 49 и 98 г/моль.

Молярная масса эквивалента гидроксида алюминия равна

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{Al(OH)}_3) = 78, \text{ если замещается 1 гидроксид-ион};$$

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{Al(OH)}_3) = 1/2 \cdot 78, \text{ если замещаются 2 гидроксид-иона};$$

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{Al(OH)}_3) = 1/3 \cdot 78, \text{ если замещаются 3 гидроксид-иона}.$$

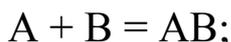
Молярные массы оксида натрия и сульфата кальция соответственно равны

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{Na}_2\text{O}) = 62/2 \cdot 1 = 31 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{CaSO}_4) = 136/1 \cdot 2 = 68 \text{ г/моль}.$$

На основании понятий эквивалентов был сформулирован **закон эквивалентов**: При образовании соединений элементы вступают во взаимодействия в строго определенных – эквивалентных отношениях. Другими словами, вещества взаимодействуют между собой в количествах, пропорциональных их эквивалентам.

Для реакции



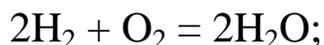
$$M_A/m_B = M_{\text{экв}A} / M_{\text{экв}B},$$

где m_A и m_B – массы веществ А и В;

$M_{\text{экв}A}$ и $M_{\text{экв}B}$ – молярные массы эквивалентов веществ А и В.

Закон сохранения массы веществ

Во второй половине XVIII в. М.В. Ломоносов открыл закон сохранения массы веществ, который в настоящее время формулируется следующим образом: *масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.* Суть закона: При химических реакциях атомы не исчезают и не возникают из ничего, их количество остается неизменным до и после реакции. Так как атомы имеют постоянную массу, и их количество в результате не изменяется, то масса веществ до и после реакции остается постоянной:



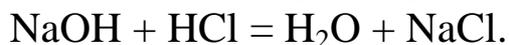
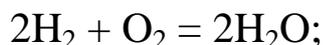
$$4 \text{ г} + 32 \text{ г} = 36 \text{ г}.$$

Благодаря открытию закона сохранения массы стало возможным решить вопрос о составе вещества.

Закон постоянства состава

Любое сложное вещество независимо от способа его получения всегда имеет постоянный качественный и количественный состав.

Например, воду можно получить различными способами: синтезом из кислорода и водорода, кристаллогидратов, реакцией взаимодействия кислоты и щелочи, но она всегда отвечает формуле H_2O и имеет количественный состав 11,19% водорода и 88,81% кислорода:



Более позднее развитие химии показало, что существуют соединения как постоянного (дальтонида), так и переменного (бертоллиды) состава. Состав дальтонидов выражают в виде простых формул с целочисленными стехиометрическими индексами, например, H_2O , Na_2O , HCl , CH_4 . У бертоллидов состав выражается дробными стехиометрическими индексами. Так, оксид титана (II) TiO имеет состав от $\text{TiO}_{0,7}$ до $\text{TiO}_{1,3}$ в зависимости от условий синтеза.

Закон кратных отношений

Если два элемента образуют между собой несколько химических соединений, то массы одного элемента, приходящиеся на одну и ту же массу другого элемента в разных соединениях, относятся между собой как небольшие целые числа.

Например, азот и кислород дают пять оксидов N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 . Массы кислорода, приходящиеся на одну и ту же массу азота, относятся как целые числа 1:2:3:4:5.

Оксид	N_2O	NO	N_2O_3	NO_2	N_2O_5
Соотношение между массами O и N в оксидах	0,57	1,14	1,71	2,28	2,85
Соотношение между массами O в оксидах	1	2	3	4	5

Выводы

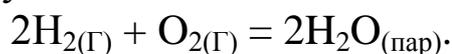
1. Состав веществ меняется скачкообразно, так как в соединения вступают целые атомы.

2. Количество всегда переходит в качество, т.е. при изменении соотношения атомов образуются соединения с новыми свойствами.

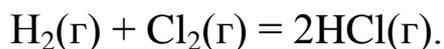
Закон простых объемных отношений

Объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объемам образующихся газообразных продуктов как небольшие целые числа.

Например, один объем кислорода реагирует с двумя объемами водорода, и при этом получается два объема водяного пара:



Для получения хлороводорода берут одинаковые объемы хлора и водорода. После реакции объем газа остается прежним, т.е. из одного объема хлора и одного объема водорода получается два объема хлороводорода:



Закон Авогадро

В равных объемах газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Мы знаем, что число частиц в 1 моле любого вещества одно и то же и равно $6 \cdot 10^{23}$. Эта величина называется постоянной Авогадро (N_A). $N_A = 6 \cdot 10^{23}$ 1/моль. Следствие из закона Авогадро: Один моль любого газа при нормальных условиях, т.е. при $T = 273,15$ К и $P = 101325$ Па, занимает один и тот же объем, равный 22,4 л. Этот объем называется молярным (мольным) объемом газа: $V = 22,4$ л/моль. Поскольку в одном моле любого вещества содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, то в 22,4 л любого газа при нормальных условиях содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул (число Авогадро N_A).

При помощи числа Авогадро можно вычислить массы атомов и молекул. Для этого нужно атомную или молярную массу разделить на число Авогадро.

Например,



молярная масса $M = 119 + 35,5 \cdot 2 = 190$ г/моль.

Число молекул в 1 моле вещества $6 \cdot 10^{23}$.

Масса одной молекулы M/N_A

$$190/6 \cdot 10^{23} = 3,16 \cdot 10^{-22} \text{ г.}$$

Закон Бойля-Мариотта

Для заданного количества любого газа при постоянной температуре $PV = \text{const}$ или $P_1V_1 = P_2V_2$,

где $n = \text{const}$;

$T = \text{const}$.

При постоянной температуре объем заданного количества газа обратно пропорционален его давлению.

T – температура, $^{\circ}\text{K}$;

P – давление, Па (паскаль) (1 атм = 101325 Па, 760 мм рт. ст. = 1 атм);

V – объем, м^3 .

Закон Гей-Люссака

При постоянном давлении объем заданного количества газа прямо пропорционален его абсолютной температуре:

$$V_1 / T_1 = V_2 / T_2$$

$P = \text{const}$;

$n = \text{const}$.

T – температура, $^{\circ}\text{K}$;

P – давление, Па;

V – объем, м^3 .

Закон Клапейрона (объединенный газовый закон)

Для одинакового количества вещества ($n = \text{const}$)

$$P_1 V_1 / T_1 = P_0 V_0 / T_0.$$

$$T_0 = 273,15 \text{ К (0 } ^\circ\text{C)},$$

$$P_0 = 101325 \text{ Па},$$

$$V_0 = 22,414 \times 10^{-3} \text{ м}^3.$$

Для 1 моль любого газа отношение $P_0 V_0 / T_0 = R$ одинаково и называется универсальной газовой постоянной:

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

Уравнение Менделеева-Клапейрона

Уравнение Менделеева-Клапейрона (уравнение состояния идеального газа) связывает массу (m , кг), температуру (T°), давление (P , Па) и объем (V , м^3) газа с его молярной массой (M , кг/моль):

$$PV = \frac{m}{M} \cdot RT,$$

где R – универсальная газовая постоянная, $8,31 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$.

Идеальный газ – газ, между молекулами которого нет никакого взаимодействия.

Зная стехиометрические законы химии, можно выполнять любые расчеты по уравнениям химических реакций. Например, зная массу любого объема газа при какой-то конкретной температуре и давлении, можно вычислить его молекулярную массу по уравнению Менделеева-Клапейрона:

$$M = \frac{mRT}{PV}.$$

Классификация и номенклатура неорганических соединений

Оксиды – вещества, состоящие из атомов двух элементов, один из которых является кислородом в степени окисления «–2». По химическим свойствам их делят на индифферентные, или несолеобразующие (CO – оксид углерода(II), NO – оксид азота(II)), и солеобразующие, которые бывают основными (MgO – оксид магния, K_2O – оксид калия), кислотными (CO_2 – оксид углерода(IV), SO_3 – оксид серы(VI)) и амфотерными (ZnO – оксид цинка, Al_2O_3 – оксид алюминия).

Основания – сложные вещества, состоящие из атомов металла и гидроксо-групп (OH^-).

По растворимости в воде основания делятся на две группы: нерастворимые ($\text{Fe}(\text{OH})_3$, – гидроксид железа(III), $\text{Cu}(\text{OH})_2$ – гидроксид меди(II) и др.) и растворимые в воде (KOH – гидроксид калия, NaOH – гидроксид натрия, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – гидроксид кальция, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – гидроксид бария), или щелочи. Отдельно следует выделить амфотерные гидроксиды ($\text{Zn}(\text{OH})_2$ – гидроксид цинка, $\text{Al}(\text{OH})_3$ – гидроксид алюминия), которые проявляют и кислотные, и основные свойства, т.е. взаимодействуют как с кислотами, так и с основаниями.

Кислоты – сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотных остатков (HCl – хлороводородная кислота, H_3PO_4 – фосфорная кислота).

Соли – продукты замещения атомов водорода в молекуле кислоты на атомы металла или замещения гидроксид-иона в молекуле основания кислотными остатками (Na_2CO_3 – карбонат натрия, CuSO_4 – сульфат меди(II)). Соли бывают:

1) средними – продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на атомы металла или полного замещения гидроксид-иона в молекуле основания кислотными остатками (Na_2CO_3 – карбонат натрия, CuSO_4 сульфат меди(II), NaCN – цианид натрия);

2) кислыми – продукты неполного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на атомы металла (KHSO_3 – гидросульфит калия, NaH_2PO_4 – дигидрофосфат натрия);

3) основными – продукты неполного замещения гидроксид-иона в молекуле основания кислотными остатками ($\text{AlOH}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ – гидроксоацетат алюминия, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – дигидрохлорид железа(III)).

Контрольные вопросы

1. Что такое химический элемент, атом, молекула, ион?
2. Что называется относительной атомной массой? Приведите примеры.
3. Что называется относительной молекулярной массой? Вычислите молекулярные массы кислорода, аммиака, серной кислоты.
4. Дайте определения понятиям «моль» и «молярная масса». Рассчитайте молярную массу хлора, воды, гидроксида натрия, хлороводородной кислоты.

5. Дайте понятие химического эквивалента. Как определяется химический эквивалент оксида, кислоты, основания, соли? Приведите примеры.

6. Назовите основные классы неорганических соединений. Приведите примеры и дайте названия этим соединениям.

7. Назовите основные положения атомно-молекулярной теории.

8. Какие стехиометрические законы, используемые в химии, вы знаете?

9. Сформулируйте закон сохранения массы.

10. Сформулируйте закон постоянства состава.

11. Сформулируйте закон эквивалентов.

12. Сформулируйте закон Авогадро и следствие из него.

13. Сформулируйте закон простых объемных отношений.

14. Запишите математическое выражение закона Бойля-Мариотта. Объясните его физический смысл.

15. Запишите математическое выражение закона Клапейрона (объединенный газовый закон). Объясните его физический смысл.

16. Напишите уравнение Менделеева-Клапейрона и объясните его смысл. Какой газ называется идеальным?

Примеры решения типовых задач

1. Какой объем (н.у.) занимает $5 \cdot 10^{-3}$ кг углекислого газа?

Решение.

Найдем молекулярную массу CO_2 :

$$M_r(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ г.}$$

Нам известен молярный объем газа, который равен $22,4 \text{ м}^3$.

Составим следующую пропорцию:

$$\begin{array}{l} 44 \text{ кг } \text{CO}_2 \text{ занимает объем } 22,4 \text{ м}^3, \\ 5 \cdot 10^{-3} \text{ кг } \text{CO}_2 \text{ занимает объем } X \text{ м}^3, \end{array}$$

откуда

$$X = (5 \cdot 10^{-3} \cdot 22,4) / 44 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3.$$

Таким образом, $5 \cdot 10^{-3}$ кг углекислого газа занимает объем равный $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$.

2. Определите массу одной молекулы газа, если масса 10^{-3} м^3 газа при н.у. равна $0,38 \cdot 10^{-3}$ кг.

Решение.

Число молекул 1 кмоль любого вещества равно числу Авогадро ($6,02 \cdot 10^{26}$), поэтому для начала определим массу 1 кмоль газа:

10^{-3} м^3 газа имеют массу $0,38 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$

$22,4 \text{ м}^3$ газа имеют массу $X \text{ кг}$

$$X = 22,4 \cdot 0,38 \cdot 10^{-3} / 10^{-3} = 8,5 \text{ кг.}$$

Далее определяем массу молекулы газа:

$$m = 8,5 / 6,02 \cdot 10^{26} = 1,4 \cdot 10^{-26} \text{ кг.}$$

3. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла, если при соединении 7,2 г этого металла с хлором было получено 28,2 г соли.

Решение.

Согласно закону эквивалентов отношение массы металла и соли должно быть равно отношению молярных масс их эквивалентов. Обозначим молярную массу эквивалента металла через X , тогда

$$7,2 / 28,2 = X / (X + 35,45).$$

Решая уравнение, находим, что $X = 12,15 \text{ г/моль}$.

Таким образом, молярная масса эквивалента металла $M_{\text{экв}} = 12,15 \text{ г/моль}$.

4. Рассчитайте молярную массу газа, если $7 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ его при 20°C и $0,253 \cdot 10^5 \text{ Па}$ занимают объем $22,18 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$.

Решение.

В данном случае вычислить молярную массу газа можно, используя уравнение Клапейрона-Менделеева:

$$pV = nRT = (m/M)RT;$$

$$R = 8,3144 \cdot 10^3 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$T = 273 + 20 = 293^\circ \text{ К};$$

$$M = mRT / pV =$$

$$7 \cdot 10^{-3} \cdot 8,3144 \cdot 10^3 \cdot 293 / (0,253 \cdot 10^5 \cdot 22,18 \cdot 10^{-3}) = 30,35 \text{ г/моль}$$

Молярная масса газа равна $30,35 \text{ г/моль}$.

5. Определите массовые доли $W(\%)$ водорода, азота и кислорода в азотной кислоте HNO_3 .

Решение.

Молярная масса (M) азотной кислоты равна

$$M(\text{HNO}_3) = 1 + 14 + 16 \cdot 3 = 63 \text{ г/моль.}$$

Масса 1 моль атома водорода соответственно равна 1 г; масса 1 моль атома азота – 14 г; масса 3 моль атома кислорода – 48 г. Вычисляем массовые доли атомов водорода $W(H)$, азота $W(N)$ и кислорода $W(O)$:

$$W(H) = \frac{1}{63} \cdot 100 = 1,59, \quad W(H) = 1,59\%;$$

$$W(N) = \frac{14}{63} \cdot 100 = 22,22, \quad W(N) = 22,22\%;$$

$$W(O) = \frac{48}{63} \cdot 100 = 76,19, \quad W(O) = 76,19\%.$$

6. В какой массе оксида кальция содержится 1,6 г кальция?

Решение.

1. Находим молярную массу оксида кальция:

$$M(\text{CaO}) = 40 + 16 = 56 \text{ г/моль.}$$

2. Вычисляем, в какой массе оксида кальция содержится 1,6 г кальция:

В 56 г CaO содержится 40 г Ca.

В X г CaO содержится 1,6 г Ca.

$$56 : X = 40 : 1,6$$

$$X = 56 \cdot 1,6 / 40 = 2,24 \text{ г.}$$

1,6 г Ca содержатся в 2,24 г CaO.

Задания для контрольной работы

1. Что такое атом? Дайте определение.
2. Что такое молекула? Дайте определение. Приведите примеры.
3. Что такое моль? Дайте определение.
4. Что называется эквивалентом? Приведите примеры.
5. Какие частицы называются ионами? Приведите примеры.
6. Какие вещества называются простыми? Приведите примеры.
7. Какие вещества называются сложными? Приведите примеры.
8. Дайте определение молярной массы вещества. Как она рассчитывается? Приведите примеры.
9. Дайте определение молярной массы эквивалента. Как она рассчитывается? Приведите примеры.
10. Какие вещества называются оксидами? Приведите примеры.

11. Какие вещества называются кислотами? Приведите примеры.
12. Какие вещества называются основаниями? Приведите примеры.
13. Какие вещества называются солями? Приведите примеры.
14. Что называют химическим элементом? Приведите примеры.
15. Какие вещества называются средними солями? Приведите примеры.
16. Какие вещества называются основными солями? Приведите примеры.
17. Какие вещества называются кислотными оксидами? Приведите примеры.
18. Какие вещества называются кислыми солями? Приведите примеры.
19. Какие вещества называются основными оксидами? Приведите примеры.
20. Какие оксиды называются солеобразующими и несолеобразующими? Приведите примеры.
21. Вычислите, сколько молей содержится в 460 мл аммиака (при н.у.).
22. Сколько моль эквивалентов содержится в 100 г карбоната кальция?
23. Определите массу трех молей эквивалентов гидроксида натрия.
24. Масса 7 л газа при нормальных условиях равна 10 г. Определите молярную массу газа. Укажите, какой это газ.
25. Какой объем H_2 (н.у.) выделится при растворении 18 г цинка в соляной кислоте?
26. Вычислите массу $AgCl$, получающуюся из 34 г $AgNO_3$.
27. Сколько молекул содержится в 1 г воды?
28. Рассчитайте массу молекулы углекислого газа (г).
29. Рассчитайте массу молекулы кислорода (г).
30. Рассчитайте количество молекул, содержащихся в 10 г натрия.
31. Какой объем при н.у. займет 1 г кислорода?
32. Какой объем при н.у. займут $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул газа?
33. Рассчитайте молярную массу газа, 2 л которого при нормальных условиях имеют массу 6,34 г.

34. Сколько молей в 1 кг воды?
35. Сколько молей в 1 г воды?
36. Сколько молей эквивалентов содержится в 1 кг серной кислоты?
37. Чему равна масса 1 моль эквивалентов хлорида кальция?
38. Чему равна масса 1 моль эквивалентов гидроксида кальция?
39. Хлорид металла содержит 69% хлора. Вычислите молярную массу эквивалента металла.
40. Сколько моль эквивалентов содержится в 10 г гидроксида кальция?

3. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН. СОВРЕМЕННЫЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМОВ

1869 г. – открытие Д.И. Менделеевым Периодического закона.

Расположив все известные элементы в порядке возрастания их атомных масс, Менделеев обнаружил, что сходные в химическом отношении элементы повторяются через правильные интервалы, и многие их свойства и свойства их соединений периодически повторяются.

Менделеев ответил на вопросы:

1. Общее у всех элементов – атомная масса.
2. Свойства элементов зависят от их атомных масс.
3. Форма зависимости – периодическая.

Первоначальная формулировка Периодического закона, данная Д.И. Менделеевым: *Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины их атомных весов (масс – совр.).*

Развитое позднее учение о строении атома глубоко вскрыло физический смысл периодического закона.

Главной характеристикой атома является не атомная масса, а заряд ядра.

Современная формулировка Периодического закона:

Свойства химических элементов, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядер их атомов.

Периодическая таблица элементов

Все элементы периодической системы пронумерованы в том порядке, в каком они следуют друг за другом.

Номера элементов называются порядковыми или атомными номерами и соответствуют заряду ядра атома.

Периодическую систему графически можно изобразить в виде таблицы.

В современном состоянии периодическая система элементов состоит из 10 горизонтальных рядов и 8 вертикальных столбцов (групп). В периодической системе по горизонтали имеется 7 периодов, из них 1, 2 и 3 называются малыми, а 4, 5, 6 и 7 – большими. Первые три ряда образуют три малых периода. Последующие периоды (большие) состоят из двух рядов. Кроме того, начиная с шестого, периоды включают дополнительные ряды лантаноидов (шестой период) и актиноидов (седьмой период).

Период объединяет элементы, в атомах которых происходит последовательное заполнение электронами одинаковых электронных уровней.

В первом периоде находится 2 элемента (H и He),
во втором и третьем – по 8,
в четвертом и пятом – по 18,
в шестом – 32,
в седьмом (незавершенном) – 24 элемента, и их количество постоянно возрастает.

Каждый период, за исключением первого и седьмого (незавершенного), начинается щелочным металлом и заканчивается благородным газом. Таким образом, в периодах наблюдаются ослабление металлических свойств и усиление неметаллических. Каждый последующий период начинается со щелочного металла, т.е. по мере роста атомной массы элементов изменение химических свойств имеет периодический характер.

Закономерно изменяются в периодах и формы соединений элементов.

Например, гидроксиды:



Вертикальные ряды называются группами. Каждая группа состоит из элементов, сходных по свойствам. Группы объединяют атомы элементов, имеющих одинаковое количество электронов на внешнем уровне.

В коротком варианте периодической таблицы по вертикали расположено восемь групп.

Группы разбиты на подгруппы.

В главных (или А) подгруппах расположены s- и p-элементы.

В побочных подгруппах (В) располагаются элементы, у которых идет заполнение электронами предыдущего электронного уровня (d-подуровня) или еще более раннего уровня (f-подуровня). Такие элементы называются соответственно d- и f-элементами.

В VIII группе в главной подгруппе располагаются инертные газы, а побочную подгруппу составляют триады d-элементов: триада железа (Fe, Co, Ni), триада рутения (Ru, Rh, Pd) и триада осмия (Os, Ir, Pt).

Периодичность изменения свойств элементов

К числу важнейших характеристик элементов, определяемых электронным строением атома, относятся:

- радиусы атомов;
- энергия ионизации;
- энергия сродства к электрону;
- электроотрицательность;
- степени окисления элементов.

Все эти свойства, а также формы и свойства типичных соединений закономерно меняются по группам и периодам.

Радиусы атомов

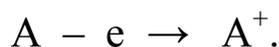
Зависимость атомных радиусов от зарядов имеет периодический характер. В пределах периода с ростом заряда ядра размер атома уменьшается, что объясняется притяжением электронов к ядру. В пределах подгруппы с увеличением заряда ядра размеры атомов увеличиваются, что связано с ростом числа электронных слоев.

Если атом отдает электроны, то образуются положительно заряженные катионы, если же он присоединяет электроны, то образуются отрицательно заряженные анионы.

Радиус катиона всегда меньше, а у аниона больше, чем радиус электронейтрального атома.

Энергия (потенциал) ионизации

Металлы легко отдают внешние электроны, а неметаллы их присоединяют. Потенциал ионизации – минимальная энергия, которую необходимо затратить для удаления электрона из атома, находящегося в основном состоянии:



Потенциал ионизации измеряют в вольтах.

Изменение потенциала ионизации по группам и периодам:

- В периодах возрастают слева направо.

- В группах уменьшаются сверху вниз.

Металлические свойства элемента выражены тем сильнее, чем ниже потенциал ионизации.

Сродство к электрону

Сродство к электрону – энергия, которая выделяется при присоединении к атому электрона.

Чем труднее нейтральный атом отдает электрон, тем больше его способность к присоединению дополнительного электрона с образованием отрицательно заряженного иона, тем ярче выражены неметаллические свойства. Сродство к электрону характерно для неметаллов, а у металлов – близко к 0 или отрицательно.

Сродство к электрону возрастает в периоде слева направо.

Электроотрицательность

Электроотрицательность характеризует способность атомов притягивать к себе электроны, связывающие их с другими атомами в гетероатомной молекуле (способность оттягивать к себе общую электронную пару).

В периодах наблюдается общая тенденция роста электроотрицательности, а в подгруппах – ее падение.

Наименьшая электроотрицательность у s-элементов I группы, наибольшая - у p-элементов VII группы.

Степень окисления элементов

Состояние каждого элемента в химическом соединении характеризуется его степенью окисления. Степень окисления в простом соединении принята равной нулю. В химических соединениях степень окисления элементов описывается положительными или отрицательными величинами в зависимости от природы соединения. Степень окисления – число электронов, смещенных от одного атома к другому, другими словами, это условный заряд атома в соединении исходя из предположения, что молекула состоит из ионов.

Максимальная положительная степень окисления элементов в подавляющем большинстве случаев равна номеру группы.

Первоначальные теории строения атома

1. Томсон (1903 г.) – статическая или электронно-ионная.

- Атом состоит из положительно заряженной сферы, в которую вкраплены отрицательно заряженные частицы, нейтрализующие заряд.

2. Резерфорд (1911 г.) – планетарная (ядерная).

- Атом состоит из положительно заряженного ядра, в котором сосредоточена основная часть массы атома.

- Вокруг ядра движутся электроны, которые образуют электронную оболочку атома.

- Заряд ядра нейтрализуется суммарным отрицательным зарядом электронов.

Физический смысл порядкового номера:

Порядковый номер указывает на заряд ядра и число движущихся электронов.

Современные представления о строении атома

Атом состоит из положительно заряженного ядра и вращающихся вокруг него электронов.

Электроны и другие микрочастицы обладают корпускулярно-волновым дуализмом, т.е. частицы имеют волновую природу, а волны – свойства частиц.

Электрон, обладающий свойствами волны, может находиться в любой части пространства вокруг ядра. Совокупность его положений рассматривается как электронное облако.

Пространство вокруг ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона, называют атомной орбиталью.

Все электроны в атоме расположены на атомных орбиталях или распределяются по энергетическим уровням (слоям).

Состояние электрона в атоме полностью описывается четырьмя квантовыми числами:

n – главное квантовое число;

l – орбитальное (побочное) квантовое число;

m_l – магнитное квантовое число;

m_s – спиновое квантовое число.

Главное квантовое число характеризует энергию уровня и размер электронного облака и принимает целые значения от 1 до ∞ (реально от 1 до 7). Орбитали с одинаковым n составляют электронный (энергетический) уровень. Электроны с одним значением главного квантового числа образуют электронные облака одинаковых размеров. Обычно говорят об электронных слоях или электронных оболочках, отвечающих определенным значениям главного квантового чис-

ла. Каждый энергетический уровень обозначается заглавной буквой латинского алфавита:

n	1	2	3	4	5	6	7
Обозначение	K	L	M	N	O	P	Q

Форма электронного облака определяется орбитальным квантовым числом l , которое также называют побочным. При данном значении n оно принимает целые значения от 0 до $(n - 1)$:

$$n = 1; l = 0.$$

$$n = 2; l = 0; 1.$$

$$n = 3; l = 0, 1, 2.$$

Физический смысл орбитального квантового числа состоит в том, что оно определяет форму электронного облака и энергию электрона на подуровне. Орбитали с одинаковым орбитальным числом составляют электронный (энергетический) подуровень. Подуровням присвоены буквенные обозначения:

l	0	1	2	3
Обозначение	s	p	d	f

Обычно говорят об s-, p-, d-, f-подуровнях и соответственно об s-, p-, d-, f-электронах.

При записи цифрой указывается главное квантовое число, а затем буквой орбитальное квантовое число. Например, 2 p означает, что у электрона $n = 2$, $l = 1$, т.е. электрон находится на p-подуровне второго энергетического уровня.

Магнитное квантовое число m_l характеризует ориентацию орбитали в пространстве и количество орбиталей одного подуровня.

При данном l существует от $-l$ до $+l$ целочисленных значений m :

$$l = 0, m = 0;$$

$$l = 1, m_l = -1, 0, 1;$$

$$l = 2, m_l = -2, -1, 0, 1, 2 \text{ и т.д.}$$

Количество m_l при данном l соответствует количеству электронных облаков, т.е. на s-подуровне одно облако сферической формы ($l = 0$, $m_l = 0$). Для p-облаков ($l = 1$, $m_l = -1, 0, +1$) возможны три способа расположения в пространстве вдоль координатных осей. На d-подуровне ($l = 2$, $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$) существует пять облаков. Три из них расположены между осями координат и обозначаются d_{xy} , d_{yz} , d_{xz} , четвертое направлено вдоль осей x-y и обозначается $d_{x^2-y^2}$, пятое – вдоль оси z и обозначается d_z^2 .

Состояние электрона в атоме, характеризующееся определенными значениями трех квантовых чисел, или, иными словами, определенной энергией, формой и ориентацией электронного облака в пространстве, получило название атомной электронной орбитали.

В общем случае число значений m_l равно $(2l + 1)$. Например, если $l = 1$, то имеют дело с р-подуровнем, на котором три орбитали и, соответственно, три ориентации в пространстве, так как m_l принимает значения: $-1, 0, 1$, и число значений равно 3.

m_s – спиновое квантовое число. Это число характеризует вращение электрона вокруг собственной оси, оно принимает значения $+1/2$ и $-1/2$.

n, l, m_l, m_s полностью определяют состояние электрона в атоме.

В многоэлектронных атомах на каждый электрон действуют остальные электроны, при этом электронные облака отдельных электронов как бы сливаются в общее многоэлектронное облако.

Для определения состояния электрона в атоме используется принцип Паули: в атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел. Это значит, что каждая атомная орбиталь с определенными n, l, m_l может быть занята не более чем двумя электронами, спины которых противоположны по знаку. Такие электроны называют спаренными. Спины одного направления называют параллельными, а противоположно направленными – антипараллельными.

Принцип Паули позволяет рассчитать максимальное число электронов на каждом энергетическом уровне и подуровне в атоме. Максимальное число электронов на подуровне равно $2 \cdot (2l + 1)$, максимальное число электронов на энергетическом уровне равно $2n^2$.

Порядок заполнения подуровней определяется двумя правилами В.М. Клечковского.

Первое правило: при увеличении заряда ядра атома последовательное заполнение электронных орбиталей происходит в порядке возрастания суммы главного и орбитального квантовых чисел $(n + l)$, т.е. от орбиталей с меньшим значением суммы главного и побочного квантовых чисел $(n + l)$ к орбиталям с большим значением этой суммы.

Второе правило: при одинаковых значениях $(n + l)$ заполнение электронами орбиталей происходит последовательно в направлении

возрастания главного квантового числа, т.е. первым заполняется уровень с меньшим значением n .

Последовательность заполнения электронами орбиталей:

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d

	$n+l$
1s	1+0=1
2s	2+0=2
2p	2+1=3
3s	3+0=3
3p	3+1=4
3d	3+2=5
4s	4+0=4
4p	4+1=5
4d	4+2=6
4f	4+3=7
5s	5+0=5
5p	5+1=6
5d	5+2=7

Для расположения электронов пользуются квантовыми ячейками, которые обозначаются клетками \square , внутри которых изображают стрелками электроны с разными спинами ($\uparrow\downarrow$).

Клетка – орбиталь. Стрелка – электрон. Направление стрелки указывает на вращение электрона, т.е. на одной орбитали может находиться только 2 электрона с противоположными спинами.

В некоторых случаях используются обозначения в виде символов. Например, для водорода – $1s^1$, для гелия – $1s^2$, для лития – $1s^2 2s^1$, для бериллия – $1s^2 2s^2$, для бора – $1s^2 2s^2 2p^1$. На s-подуровне имеется одна орбиталь \square , на p-подуровне – три орбитали $\square\square\square$, на d-подуровне – пять. Если происходит заполнение электронами p-подуровня, то первая ячейка заполняется одним электроном, второй располагают во вторую ячейку, или, другими словами, на вторую орбиталь, третий – на третью. Такой порядок заполнения определяет правило Хунда: *при данном значении l электроны в атоме располагаются так, чтобы значение суммарного спинового числа было максимальным.* Для последующих электронов происходит заполнение каждой орбитали вторым электроном.

Зная принципы заполнения электронами орбиталей многоэлектронных атомов, можно составить электронную формулу любого элемента.

Необходимо помнить:

1. Заряд ядра атома равен количеству электронов на орбиталях и порядковому номеру элемента в периодической системе.

2. Номер периода периодической таблицы, в котором находится элемент, соответствует количеству электронных уровней, т.е. равен последнему главному квантовому числу.

3. Количество электронов на внешнем электронном уровне почти всегда равно номеру группы.

Ядро атома состоит из протонов (p) и нейтронов (n). Заряд протонов равен $+1$ ($1,6 \cdot 10^{-19}$ кл), нейтрон заряда не имеет. Масса протона равна ≈ 1 а.е.м. ($1,67 \cdot 10^{-24}$ г), масса нейтрона ≈ 1 а.е.м. ($1,67 \cdot 10^{-24}$ г). Таким образом, положительный заряд ядра обусловлен протонами, а масса – суммой протонов и нейтронов.

Атомы одного элемента могут иметь разное число нейтронов. Такие атомы называются *изотопами*, например, ^{35}Cl , ^{37}Cl . Массовое число атома равно сумме масс протонов и нейтронов. Таким образом, изотопы – разновидность атомов, имеющих одинаковый заряд ядра, но разные массы.

Изобары – атомы, имеющие одинаковые массовые числа, но различные заряды ядер. Это, например, атомы изотопов аргона $^{40}_{18}\text{Ar}$ и калия $^{40}_{19}\text{K}$.

Контрольные вопросы

1. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Первоначальная формулировка Периодического закона, данная Д.И. Менделеевым.

2. Современная формулировка Периодического закона Д.И. Менделеева.

3. В чем причина периодического изменения свойств элементов и их соединений?

4. Структура периодической таблицы.

5. Понятия энергии ионизации и энергии сродства к электрону. Их изменения по группе и периоду.

6. Понятие «электроотрицательность», ее изменение по группе и периоду.

7. Радиус атома, изменение по периоду и группе.

8. Какие квантовые числа вы знаете? Для чего они нужны?

9. Как определить число подуровней на энергетическом уровне при данном n ?

10. Что такое электронные формулы атомов?

11. Каков порядок заполнения электронами энергетических уровней и подуровней? Какие правила при этом соблюдаются? Каково максимальное число электронов на подуровнях, уровнях при данном значении n ?

12. Физический смысл порядкового номера элемента, номера периода, номера группы.

13. Правило Хунда. Электронно-графические формулы.

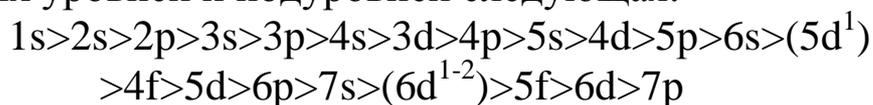
14. Как по положению элемента в таблице Д.И. Менделеева определить заряд и состав ядра (количество протонов и нейтронов), количество электронов; структуру электронной оболочки атома; число валентных электронов, свойства элемента и его основных соединений?

Примеры решения типовых задач

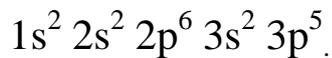
1. Напишите электронно-графическую формулу для элемента, расположенного в периодической таблице под № 17. Определите его валентные электроны и охарактеризуйте их с помощью квантовых чисел

Решение.

Электронные формулы отображают распределение электронов в атоме по энергетическим уровням, подуровням (атомным орбиталям). Электронная конфигурация обозначается группами символов $n^x l^x$, где n – главное квантовое число, l – орбитальное квантовое число (вместо него указывают соответствующее буквенное обозначение – s, p, d, f), x – число электронов в данном подуровне (орбитали). При этом следует учитывать, что электрон занимает тот энергетический подуровень, на котором он обладает наименьшей энергией – меньшая сумма $n+l$ (правило Клечковского). Последовательность заполнения энергетических уровней и подуровней следующая:



Так как число электронов в атоме того или иного элемента равно его порядковому номеру в таблице Д.И. Менделеева, то для 17 элемента – хлора (Cl – порядковый № 17) электронная формула имеют вид:

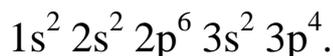


Валентные электроны хлора $3s^2 3p^5$ находятся на 3s- и 3p- подуровнях. На валентных орбиталях атома Cl находится 7 электронов. Поэтому этот элемент находится в седьмой группе периодической системы Д.И. Менделеева.

2. Исходя из электронных структур атомов серы и селена, их места в периодической системе, объясните, у какого элемента ярче выражены окислительные свойства.

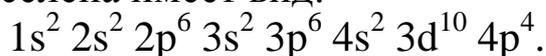
Решение.

Сера (S) – 16-й элемент таблицы Менделеева. Электронная формула серы имеет вид:



Валентные электроны $3s^2 3p^4$ находятся на 3s- и 3p-подуровнях. На валентных орбиталях атома серы находится 6 электронов.

Селен – 34-й элемент периодической таблицы Д.И. Менделеева. Электронная формула селена имеет вид:



Валентные электроны $4s^2 4p^4$ находятся на 4s- и 4p- подуровнях.

На валентных орбиталях атома селены находится 6 электронов.

Эти элементы являются электронными аналогами. Они находятся в главной подгруппе шестой группы.

На свойства *p*-элементов и их соединений оказывает влияние как появление новых подуровней на внешней электронной оболочке, так и заполнение внутренних электронных оболочек. Начиная с *p*-элементов третьего периода, появляется предвнешний свободный *d*-подуровень, на который могут переходить электроны с *p*- подуровня при возбуждении атома. Полностью заполненный 3 *d*-подуровень у *p*-элемента четвертого периода (Se) обуславливает отличие его свойств от элемента третьего периода серы (S).

Радиусы атомов являются одной из важных характеристик элементов, так как размеры атомов определяют ряд физико-химических показателей и химическую активность элементов. Изменение атомных радиусов носит периодический характер. Восстановительные и окислительные свойства атомов элементов зависят от радиусов ато-

мов. Чем меньше радиус атома, тем труднее элемент отдает электроны и слабее проявляет восстановительные свойства. В этом случае у элемента активнее будут проявляться окислительные свойства.

В группах сверху вниз увеличиваются восстановительные свойства и уменьшаются окислительные.

На основании изложенного выше можно определить, что окислительные свойства ярче выражены у серы.

3. Составьте электронно-графическую формулу атома марганца.
Решение.

Найдите марганец в таблице Менделеева. Его порядковый номер 25, значит, в атоме 25 электронов, это элемент четвертого периода, значит, в атоме марганца имеется 4 энергетических уровня.

	s	p			d					f			
1	↑↓												
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓									
3	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑	↑				
${}^{25}\text{Mn}^4$	↑↓												

Запишите порядковый номер и символ элемента рядом с матрицей. В соответствии со шкалой энергии заполните последовательно $1s$, $2s$, $2p$, $3s$, $3p$, $4s$ уровни, вписав по два электрона в ячейку. Получится $2+2+6+2+6+2=20$ электронов. Эти уровни заполнены полностью.

У вас осталось еще пять электронов и незаполненный $3d$ -подуровень. Расположите электроны в ячейках d -подуровня, начиная слева. Электроны с одинаковыми спинами расположите в ячейках сначала по одному (Правило Хунда). Если все ячейки заполнены, начиная слева, добавьте по второму электрону с противоположным

спином. У марганца пять d-электронов, расположенных по одному в каждой ячейке.

Задания для контрольной работы

41. Что такое радиус атома? Как он изменяется в периоде и группе? Расположите элементы в порядке уменьшения радиуса атома: O, N, B, C.

42. Что такое радиус атома? Как он изменяется в периоде и группе? Расположите элементы в порядке уменьшения радиуса атома: Tl, Ga, Al, B.

43. Что такое радиус атома? Как он изменяется в периоде и группе? Расположите элементы в порядке возрастания радиуса атома: Ca, Be, Mg, Sr.

44. Дайте понятие энергии ионизации. Как она изменяется в периодах и группах? Расположите элементы в порядке возрастания энергии ионизации: F, Br, Cl, I.

45. Дайте понятие энергии ионизации. Как она изменяется в периодах и группах? Расположите элементы в порядке возрастания энергии ионизации: O, N, B, C.

46. Дайте понятие электроотрицательности. Как она изменяется в периодах и группах? Расположите элементы в порядке уменьшения их электроотрицательности: O, N, B, C.

47. Дайте понятие электроотрицательности. Как она изменяется в периодах и группах? Какой элемент характеризуется самой высокой электроотрицательностью и почему?

48. Дайте понятие степени окисления. Как изменяется высшая степень окисления в периодах? Определите высшую степень окисления атома S.

49. Дайте определение s-, p-, d-элементов. К какому типу и почему относится элемент с порядковым номером 23?

50. Дайте определение s-, p-, d-элементов. К какому типу и почему относится элемент с порядковым номером 37?

51. Дайте определение s-, p-, d-элементов. К какому типу и почему относится элемент с порядковым номером 15?

52. Какой из элементов имеет $ns^2, (n-1)d^8$ конфигурацию валентных электронов?

1) ${}_{28}\text{Ni}$, 2) ${}_{27}\text{Co}$, 3) ${}_{54}\text{Xe}$, 4) ${}_{36}\text{Kr}$.

53. Атому какого элемента соответствует электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^3$?

54. Что такое радиус атома? Как он изменяется в периоде и группе? Расположите элементы в порядке уменьшения радиуса атома: Ca, Be, Mg, Sr.

55. Дайте понятие электроотрицательности. Как она изменяется в периодах и группах? Какой элемент характеризуется самой низкой электроотрицательностью, почему?

56. Дайте определение s-, p-, d-элементов. К какому типу и почему относится элемент с порядковым номером 48?

57. Дайте определение s-, p-, d-элементов. К какому типу и почему относится элемент с порядковым номером 50?

58. Атому какого элемента соответствует электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^1$?

59. Атому какого элемента соответствует электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^7$?

60. Атому какого элемента соответствует электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$?

61. Составьте электронную и электронно-графическую формулу атома Sn.

62. Строение ядра атома. Свойства нейтронов и протонов. Рассчитайте число нейтронов в ядре атома ${}_{44}^{101}Ru$.

63. Строение ядра атома. Свойства нейтронов и протонов. Рассчитайте число нейтронов в ядре атома ${}_{26}^{56}Fe$.

64. Составьте электронную и электронно-графическую формулу атома Br.

65. Составьте электронную и электронно-графическую формулу атома Sc.

66. Составьте электронную и электронно-графическую формулу атома V.

67. Составьте электронную и электронно-графическую формулу атома Ti.

68. Составьте электронную и электронно-графическую формулу атома As.

69. Составьте электронную и электронно-графическую формулу атома Y.

70. Составьте электронную и электронно-графическую формулу атома Zn.

71. Составьте электронную и электронно-графическую формулу атома Fe.
72. Составьте электронную и электронно-графическую формулу атома Zr.
73. Составьте электронную и электронно-графическую формулу атома In.
74. Составьте электронную и электронно-графическую формулу атома Cu.
75. Составьте электронную и электронно-графическую формулу атома Ge.
76. Составьте электронную и электронно-графическую формулу атома I.
77. Составьте электронную и электронно-графическую формулу атома Ag.
78. Составьте электронную и электронно-графическую формулу атома Co.
79. Составьте электронную и электронно-графическую формулу атома Cd.
80. Составьте электронную и электронно-графическую формулу атома Tc.

4. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

При взаимодействии атомов между ними может возникнуть химическая связь, приводящая к образованию молекул.

Молекулой называется наименьшая нейтральная частица данного вещества, обладающая его химическими свойствами и способная к самостоятельному существованию:



Ион – заряженная частица, представляющая собой атом или группу химически связанных атомов с избытком (анионы) или недостатком (катионы) электронов:



Химическая связь есть результат взаимодействия двух или большего числа атомов, обуславливающего образование химически устойчивой многоатомной системы за счет возникновения между атомами сил притяжения.

На всех этапах развития химии вопросам химической связи уделялось самое большое и пристальное внимание.

В начале XIX в., когда была известна только одна количественная характеристика атома – масса, возникновение химической связи объяснялось на основе гравитационной теории Бертолле взаимодействием масс атомов.

Гравитационная теория сменилась электрохимической теорией Берцелиуса. Согласно этой теории все атомы имеют положительные и отрицательные полюса. У одних атомов преобладает положительный заряд, у других – отрицательный. Атомы с противоположными полюсами (зарядами) притягиваются. Это была первая попытка научно объяснить природу химической связи, но эта теория не смогла объяснить существование связи в молекулах O_2 , H_2 и др.

Большим вкладом в теорию развития химической связи явилась теория химического строения А.М. Бутлерова (1861 г.). Согласно этой теории свойства веществ определяются не только качественным и количественным составом, но и внутренней структурой молекул.

Разработка вопросов о природе химической связи стала возможной после открытия электронного строения атомов. С этих позиций объясняется механизм образования молекул. Если на внешнем электронном уровне содержится максимальное число электронов, то такой уровень называется завершенным. Завершенные уровни отличаются большой прочностью, поэтому в процессе химической реакции

атомы стремятся завершить свои энергетические уровни, что достигается отдачей или присоединением электронов, а также образованием общих электронных пар.

Роль отдачи и присоединения электронов в образовании химической связи впервые рассмотрена немецким ученым Косселем и американским ученым Льюисом в 1916 г.

Льюис предложил теорию образования химической связи с помощью общих электронных пар, одновременно принадлежащих двум атомам. Эта идея была положена в основу современной теории ковалентной связи.

Коссель предположил, что при взаимодействии один из атомов отдает, а другой – принимает электрон. При этом первый атом превращается в положительно заряженный ион, а другой – в отрицательно заряженный ион, и они притягиваются друг к другу за счет сил электростатического притяжения. Дальнейшее развитие идей Косселя привело к созданию теории ионной связи.

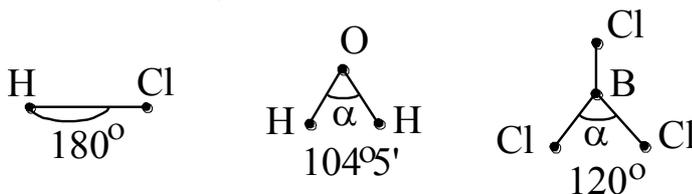
Современные представления о химической связи: химическая связь осуществляется валентными электронами и имеет электрическую природу, но осуществляется по-разному.

Основные характеристики химической связи

1. Геометрические – *длины связей и углы* между атомами.
2. Энергетические – *энергии связей*, определяющие их прочность.

Длина связи – расстояние между центрами ядер взаимодействующих атомов в молекуле. Она определяется экспериментально, измеряется в ангстремах (Å) или в нанометрах (нм). Длина связи для однотипных молекул увеличивается с увеличением заряда ядра

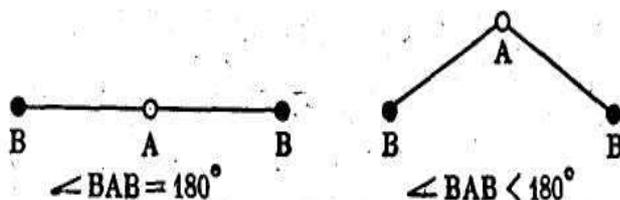
Валентный угол – угол между линиями связи. Валентный угол взаимосвязан с пространственной геометрической структурой молекул, характером связи в молекуле:



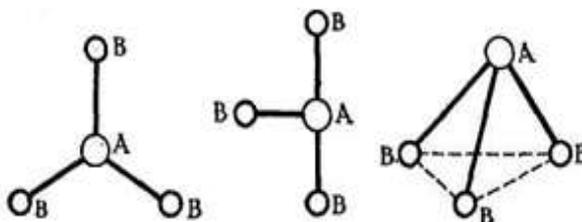
Двухатомные молекулы АВ линейны:



Трехатомная молекула может иметь или линейную, или нелинейную форму:



Четырехатомные молекулы могут иметь еще более сложную форму:



Энергия связи – энергия, которая выделяется при образовании сложного соединения (энергия, необходимая для разрыва связи). Длина связи и ее энергия – взаимозависимые величины. Чем связь длиннее, тем она менее прочна и наоборот.

Для описания механизма образования химической связи используются два основных метода:

1. Метод валентных связей (МВС).
2. Метод молекулярных орбиталей (ММО).

Метод валентных связей основан на положении, что каждая пара атомов в молекуле удерживается при помощи электронных пар.

Метод молекулярных орбиталей – состояние электронов в атоме описывается как совокупность молекулярных электронных орбиталей. При этом молекулярная орбиталь рассматривается как совокупность атомных орбиталей.

Типы химической связи

1. Ковалентная:
 - ковалентная неполярная;
 - ковалентная полярная.
2. Водородная – частный случай ковалентной связи.
3. Ионная.
4. Металлическая.

Ковалентная связь

Образование ковалентной связи рассмотрим на примере образования молекулы водорода. Каждый атом водорода состоит из положительно заряженного ядра и вращающегося одного 1S электрона.

При сближении атомов происходит перекрывание их электронных облаков, образуется двухэлектронное облако, т.е. образуется система, более устойчивая, чем 2 отдельных атома (молекула).

Необходимое условие: Спины атомов должны быть антипараллельны. Тогда электронные облака перекрываются, электронная плотность между ядрами возрастает, возникает химическая связь.

Если спины атомов параллельны, ядра отталкиваются, плотность электронного облака между ядрами уменьшается, химическая связь не образуется.

Изображают химическую связь по-разному.

1. Внешние электроны обозначают в виде точек у символа элемента. Обобщение электронов показывают схемой:



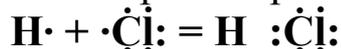
2. С помощью квантовых ячеек:



Различают две разновидности ковалентной связи:

1. Неполярная – образуется между атомами одного элемента (рассмотрели на примере молекулы водорода).

2. Полярная – образуется между атомами разных элементов с различной электроотрицательностью. Рассмотрим эту связь на примере образования молекулы хлороводорода. Каждый атом водорода состоит из положительно заряженного ядра и вращающегося одного 1S электрона, атом хлора имеет 7 электронов на последнем энергетическом уровне (два S электрона и 5 p электронов):



В этом случае электронное облако (электронная пара) смещается к более электроотрицательному атому (Cl).

Смещение электронного облака называют поляризацией.

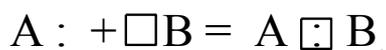
У более электроотрицательного атома – избыточный отрицательный заряд, у менее – положительный. Молекулы полярны.

Свойства ковалентной связи

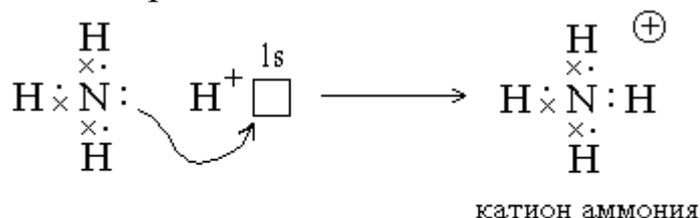
1. Длина. Чем меньше длина, тем прочнее связь.
2. Энергия (Кдж/моль). Чем больше энергия, тем прочнее связь.
3. Насыщаемость – способность атомов образовывать ограниченное число связей.
4. Направленность обуславливает пространственную структуру молекул, их форму. Связь возникает в направлении максимального перекрывания электронных облаков.

Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи

Ковалентная связь образуется не только путем обобществления электронных пар. Возможен и другой механизм образования связи – двухэлектронный, или донорно-акцепторный. В этом механизме ковалентные связи могут образовываться за счет спаренных электронов, имеющих на внешнем электронном слое атома. Второй атом должен иметь на внешнем слое свободную орбиталь. Один атом представляет для связи неподделенную пару электронов, а другой атом – свободную орбиталь:



Например, образование иона аммония из молекулы аммиака и иона водорода можно отобразить схемой:



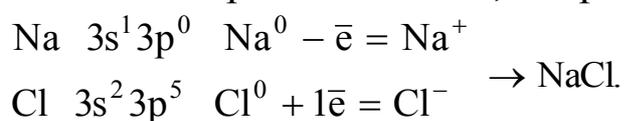
крестиками отмечены электроны, первоначально принадлежавшие водороду, а точками - азоту

Атом, предоставляющий свою электронную пару для образования ковалентной связи, называется донором, а атом, предоставляющий пустую орбиталь, – акцептором. Ковалентная связь, образованная таким способом, называется донорно-акцепторной связью. В катионе аммония эта связь по своим свойствам абсолютно идентична трем другим ковалентным связям, образованным первым способом, поэтому термин «донорно-акцепторная» обозначает не какой-то особый вид связи, а лишь механизм ее образования.

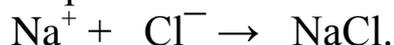
Ионная связь

Химическая связь, осуществляемая путем электростатического притяжения разноименно заряженных ионов, называется ионной связью. Соединения с такой связью называются гетерополярными, или ионными.

Ионную связь можно считать предельным случаем ковалентной связи, когда валентная пара электронов полностью оттягивается к более электроотрицательному атому, образуя отрицательный ион. В итоге от менее электроотрицательного атома отрывается электрон и присоединяется к более электроотрицательному атому с образованием соответственно катиона и аниона. Атом, теряющий электрон, превращается в положительно заряженный ион, например,



Противоположно заряженные ионы притягиваются друг к другу с образованием молекул или кристаллов:



Число отдаваемых или принимаемых электронов равно степени окисления атома элемента или заряду иона.

Ионных соединений не очень много. Ионная связь легко возникает при взаимодействии типичных металлов с низкой электроотрицательностью – Me I и II группы и типичных неметаллов с высокой электроотрицательностью – элементы VI и VII групп.

Таким образом, принципиального различия в механизме образования полярной ковалентной и ионной связей нет. Они отличаются лишь степенью отталкивания электронных пар. Природа любой связи одинакова, она имеет электрическое происхождение.

Ионная связь в отличие от ковалентной ненаправлена и ненасыщаема.

1. Взаимодействие между катионами и анионами не зависит от направления, ион может притягивать к себе ион противоположного знака в любом направлении, поэтому ионная связь ненаправлена.

2. Каждый катион может притягивать любое число анионов, и наоборот. Вот почему ионная связь является ненасыщаемой.

Водородная связь

Частный случай ковалентной связи. В образовании связи одним из атомов обязательно является водород.

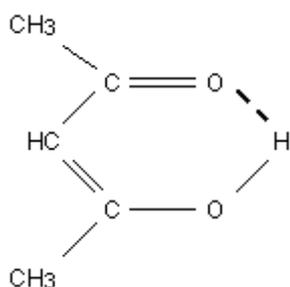
Водородная связь – взаимодействие между двумя электроотрицательными атомами одной или разных молекул посредством атома водорода:



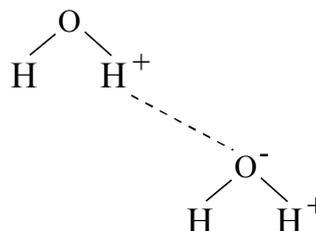
(чертой обозначается ковалентная связь, тремя точками или пунктиром – водородная связь). Ее возникновение обусловлено донорно-акцепторным механизмом. В молекулах, содержащих атом водорода, электронная пара, как правило, смещена от него, т.е. атом водорода имеет положительный заряд. Этот протон взаимодействует с неподеленной парой другой молекулы, образуется химическая связь.

Водородная связь может быть как межмолекулярной, так и внутримолекулярной.

Внутримолекулярная



Межмолекулярная



Водородная связь обладает свойствами ненаправленности и ненасыщаемости. Она гораздо слабее обычной ковалентной связи и обуславливает ассоциацию молекул.

Металлическая связь

Металлическая связь характеризует внутреннюю структуру металлов. Атомы большинства металлов на внешнем энергетическом уровне содержат небольшое число электронов. В то же время металлы на внешнем энергетическом уровне содержат большое число свободных орбиталей. Электроны в металле подвижны, легко перемещаются. Атомы металлов слабо удерживают свои внешние электроны. Атомы в металле упакованы плотно, находятся близко друг от друга, это ведет к перекрыванию орбиталей внешнего уровня, созданию единой зоны проводимости, и валентные электроны из-за низкой энергии ионизации практически не связаны с отдельными ядрами, а делокализованы по всем атомам, утрачивают связь с отдельными атомами. В кристаллической решетке металла эти электроны покидают свои атомы, превращая их в положительно заряженные ионы.

«Обобществленные» электроны передвигаются в пространстве между катионами и удерживают их вместе.

Таким образом, связь, образующаяся в результате электростатического притяжения между положительно заряженными ионами металла и электронами, называется металлической. И в этом случае природа связи – электрическая.

Металлическая связь имеет некоторое сходство с ковалентной, она также основана на обобществлении валентных электронов. Но у ковалентной связи – двухэлектронная двухцентровая, а у металлов – многоэлектронная и многоцентровая. Поэтому кристаллы с ковалентной связью хрупки, ломки, а металлы пластичны, так как возможно взаимное смещение ионов и электронов без нарушения связи.

Контрольные вопросы

1. Что является основной причиной образования химической связи?
2. Определение химической связи. Характеристики химической связи, ее энергия и длина.
3. Как длина и энергия связи позволяют оценить прочность химической связи?
4. Природа химической связи.
5. Типы химических связей.
6. Ковалентная связь. Направленность и насыщенность ковалентной связи.
7. В чем заключается донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи?
8. Ионная связь.
9. Металлическая связь.
10. Водородная связь.
11. Сущность метода валентных связей (МВС).
12. Сущность метода молекулярных орбиталей (ММО).

Задания для контрольной работы

81. Проанализируйте химическую связь и определите геометрию молекулы AlCl_3 , используя МВС.

82. Проанализируйте химическую связь и определите геометрию молекулы NH_3 , используя МВС.

83. Проанализируйте химическую связь и определите геометрию молекулы CO, используя МВС.
84. Проанализируйте химическую связь и определите геометрию молекулы HF, используя МВС.
85. Проанализируйте химическую связь и определите геометрию молекулы H₂S, используя МВС.
86. Проанализируйте химическую связь и определите геометрию молекулы HBr, используя МВС.
87. Проанализируйте химическую связь и определите геометрию молекулы HI, используя МВС.
88. Проанализируйте химическую связь и определите геометрию молекулы BCl₃, используя МВС.
89. Проанализируйте химическую связь и определите геометрию молекулы CH₄, используя МВС.
90. Проанализируйте химическую связь и определите геометрию молекулы N₂, используя МВС.
91. Проанализируйте химическую связь и определите геометрию молекулы Cl₂, используя МВС.
92. Проанализируйте химическую связь и определите геометрию молекулы Br₂, используя МВС.
93. Проанализируйте химическую связь и определите геометрию молекулы I₂, используя МВС.
94. Проанализируйте химическую связь и составьте графическую формулу молекулы H₂SO₄.
95. Проанализируйте химическую связь и составьте графическую формулу молекулы Na₂SO₄.
96. Проанализируйте химическую связь и составьте графическую формулу молекулы Na₂CO₃.
97. Проанализируйте химическую связь и составьте графическую формулу молекулы K₂SO₄.
98. Проанализируйте химическую связь и составьте графическую формулу молекулы NaHSO₄.
99. Проанализируйте химическую связь и составьте графическую формулу молекулы NaHCO₃.
100. Проанализируйте химическую связь и составьте графическую формулу молекулы Na₃PO₄.

5. УЧЕНИЕ О ХИМИЧЕСКОМ ПРОЦЕССЕ. ЗАКОНОМЕРНОСТИ УЧЕНИЯ О ХИМИЧЕСКОМ ПРОЦЕССЕ. ПРОТЕКАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Наука, изучающая скорость и закономерности протекания химических реакций, называется *химической кинетикой*.

При рассмотрении вопроса о скорости химических реакций необходимо различать реакции, протекающие в гомогенной и гетерогенной системах.

Системой в химии принято называть совокупность веществ, физически ограниченных от внешней среды.

Скоростью химической реакции называют изменение концентрации одного из реагирующих веществ или одного из продуктов реакции в единицу времени (в единице объема в случае гомогенной реакции или на единице площади раздела фаз в случае гетерогенной реакции).

Так как концентрации выражают обычно в моль/л, а время в секундах, то скорость выражается в моль/л·с.

Скорость реакции считается положительной, поэтому математически определение средней скорости реакции в интервале времени Δt записывается следующим образом:

$$V_{cp} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Скорость химической реакции зависит от многих факторов:

- 1) природы реагирующих веществ;
- 2) концентрации реагирующих веществ;
- 3) температуры;
- 4) наличия катализатора;
- 5) величины поверхности раздела (для гетерогенных реакций);
- 6) прочих энергетических воздействий (светового, радиационного облучения, ультразвука и т.п.)

Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ

Необходимым условием для взаимодействия молекул веществ А и В является их столкновение друг с другом. Чем больше таких столкновений, тем быстрее протекает реакция. А число столкновений тем больше, чем выше концентрация реагирующих веществ.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ, сформулированная Гульдбергом и Вааге (1867), получила название *закона действия масс*, который означает, что скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени их стехиометрических коэффициентов.

Для реакции, записанной в общем виде,



скорость реакции в соответствии с законом действия масс выражают уравнением:

$$V = kC_A^m C_B^n,$$

где k – константа скорости, характеризующая влияние природы реагирующих веществ на скорость их взаимодействия.

В гетерогенных системах скорость реакции зависит от концентрации газообразных и растворенных веществ и не зависит от массы твердого вещества. Например,

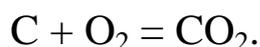
1. Реакция окисления оксида азота(II):



Скорость этой реакции зависит от концентрации NO и O_2 и выражается уравнением

$$V = k \cdot C_{NO}^2 \cdot C_{O_2}.$$

2. Реакция горения угля:



Эта реакция гетерогенная – две фазы: C – твердое вещество и O_2 – газ. Поэтому скорость реакции выражается уравнением:

$$V = k \cdot C_{O_2}.$$

Остановимся подробнее на величине k – константе скорости реакции. k равна скорости химической реакции, если концентрации каждого из реагирующих веществ равны 1 моль/л.

Для каждой реакции при постоянной температуре ее k – величина постоянная, которая зависит от природы реагирующих веществ и температуры, но не зависит от концентрации.

Зависимость скорости химической реакции от температуры

Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа: *при повышении температуры на каждые 10 °С скорость большинства реакций увеличивается в 2–4 раза.* Математически эта зависимость выражается соотношением

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где V_{t_2} , V_{t_1} – скорость реакции соответственно при начальной (t_1) и конечной (t_2) температурах, а γ – температурный коэффициент скорости реакции, принимающий значение от 2 до 4.

Увеличение скорости реакции от возрастания температуры объясняется ***теорией активации.***

Не все столкновения между частицами приводят к химическому взаимодействию. В реакцию вступают только активные частицы, обладающие определенной энергией.

Энергия, которую надо сообщить частицам, чтобы превратить их в активные, называется энергией активации. Если E_A мала, то реакция будет протекать быстро, если E_A имеет большое значение, то реакция протекает медленно, т.е. чем меньше E_A , тем больше скорость реакции. В растворах вещества находятся в виде ионов, E_A очень мала, и реакции протекают, как правило, быстро.

Величина E_A определяется опытным путем и служит характеристикой реакции.

Более точно зависимость скорости реакции от температуры выражается уравнением Аррениуса:

$$k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT}},$$

где k – константа скорости реакции, моль/л·с; A – константа, не зависящая от температуры; T – температура, К; E_a – энергия активации (наименьшее избыточное значение энергии по сравнению со средней для данной температуры, достаточное для протекания химической реакции, кДж/моль); R – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/моль К.

Влияние катализатора на скорость химических реакций

Катализаторы – вещества, изменяющие скорость химических реакций (как правило, увеличивающие). Сам катализатор в реакциях не расходуется и в конечные продукты не входит.

Реакции, протекающие под действием катализатора, называются ***каталитическими.***

Различают гомогенный и гетерогенный катализ.

Гомогенный катализ

Механизм объясняют с помощью теории промежуточных соединений:

$A + B = AB$ – основная реакция, протекает медленно;

$A + K = AK$ – промежуточное соединение,
реакция протекает быстро;

$AK + B = AB + K$.

Таким образом, катализатор – вещество, которое ускоряет реакцию, а само в результате реакции остается в неизменном виде.

При *гетерогенном* катализе реагирующие вещества и катализатор образуют систему из разных фаз.

Реакции протекают на поверхности катализатора, и его активность зависит от состояния и свойств его поверхности. Чем больше поверхность (степень измельчения), тем больше скорость.

Отрицательный катализ часто называют ингибированием, а отрицательные катализаторы, снижающие скорость реакции, – ингибиторами (механизм действия последних отличен от действия катализаторов).

Для газовых реакций скорость зависит от давления. Если увеличить давление, то объем системы уменьшается, следовательно, возрастают концентрации реагирующих веществ. Согласно Закону действия масс скорость реакции возрастает. Значит, *при увеличении давления возрастает скорость химических реакций.*

Кинетика обратимых реакций

Химические реакции часто являются обратимыми, т.е. могут протекать при данных условиях в двух противоположных направлениях.

Рассмотрим элементарную двустороннюю реакцию



По мере протекания обратимой реакции скорость прямой реакции уменьшается, скорость обратной реакции – увеличивается; в некоторый момент времени скорости прямой и обратной реакции становятся равными, и концентрации реагентов перестают изменяться, система достигает состояния химического равновесия:

$$V_1 = V_2.$$

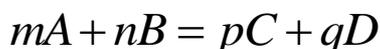
В случае обратимых реакций устанавливается химическое равновесие, при котором в системе присутствуют одновременно исходные и образующиеся вещества:

$$V = k[A]^m \cdot [B]^n .$$

В квадратных скобках указывают равновесную концентрацию вещества.

Химическим равновесием называют такое состояние системы реагирующих веществ, при котором скорости прямой и обратной реакции равны.

Для системы



скорость прямой реакции

$$V_1 = k_1 [A]^m [B]^n ,$$

скорость обратной реакции

$$V_2 = k_2 [C]^p [D]^q .$$

При химическом равновесии $V_1=V_2$, поэтому после преобразований можно записать:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^p [D]^q}{[A]^m [B]^n} = K .$$

Полученное уравнение является математическим выражением закона действия масс применительно к обратимым реакциям данного типа. Оно показывает, что при обратимых реакциях равновесие устанавливается в тот момент, когда отношение произведения концентраций образующихся веществ к произведению концентраций исходных веществ становится величиной постоянной.

K – постоянная величина, которая называется *константой химического равновесия*.

Константа равновесия показывает, во сколько раз скорость прямой реакции больше скорости обратной реакции (при данной температуре и концентрации).

Если $K=1$, то скорости прямой и обратной реакций равны.

$K>1$ – преобладает прямая реакция, равновесие сдвинуто вправо.

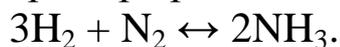
$K<1$ – преобладает обратная реакция, равновесие сдвинуто влево.

Чтобы сместить равновесие, нужно подействовать избытком реагента, вызывающего это смещение.

Из сказанного можно сделать вывод об условиях течения реакции до конца: реакции идут до конца в том случае, когда образующиеся вещества удаляются из сферы реакции, выпадают в виде осадка, или выделяются в газообразном состоянии, или если один из продуктов реакции является слабым электролитом.

Действие любых факторов на систему, находящуюся в состоянии равновесия, обобщает *принцип смещения равновесия, принцип Ле Шателье*: *Если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказывается внешнее воздействие, то равновесие в системе смещается в сторону уменьшения этого воздействия.*

Рассмотрим в качестве примера реакцию образования аммиака:



1. Влияние температуры на химическое равновесие

Реакция образования аммиака протекает с выделением теплоты и называется экзотермической ($-\Delta H$; $+Q$). Обратная реакция – эндотермическая, т.е. идущая с поглощением теплоты ($+\Delta H$; $-Q$).

Поэтому увеличение температуры будет способствовать протеканию эндотермической реакции. Повышение температуры сместит равновесие в сторону исходных веществ.

Правило: При повышении температуры равновесие смещается в направлении эндотермической реакции, при понижении – в направлении экзотермической реакции.

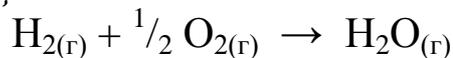
Величина ΔH называется *энтальпией или тепловым эффектом реакции*, т.е. количеством выделенной или поглощенной теплоты (Кдж/моль). ΔH положительна у эндотермических реакций (Q поглощается) и отрицательна у экзотермических реакций (Q выделяется).

Термохимические расчеты основаны на **законе Гесса** и следствии из него, которые являются частной формой общего закона сохранения энергии.

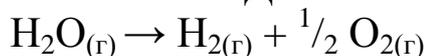
Тепловой эффект химической реакции зависит только от вида и состояния исходных веществ и продуктов реакции и не зависит от пути ее протекания.

Следствия из закона Гесса

Первое следствие из закона Гесса. Тепловой эффект прямой реакции равен по величине и противоположен по знаку тепловому эффекту обратной реакции:



$$\Delta H = -242 \text{ кДж/моль}$$



$$\Delta H = +242 \text{ кДж/моль.}$$

Второе следствие из закона Гесса. Тепловой эффект химической реакции равен разности сумм теплот образования продуктов реакции и исходных веществ, умноженных на стехиометрические коэффициенты:

$$\Delta H = \sum (v_i \Delta H_{\text{обр}})_{\text{прод}} - \sum (v_i \Delta H_{\text{обр}})_{\text{исходных}}$$

На направление протекания процесса влияет внутренняя энергия и увеличение энтропии (ΔS).

Энтропия – мера неупорядоченности системы, мера беспорядка.

Как связано изменение энтропии и возможность самопроизвольного протекания процесса?

Любая система стремится к минимуму энтальпии и максимуму энтропии, т.е. $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$.

Обе эти величины связывает *изобарно-изотермический потенциал (свободная энергия Гиббса) (G)*:

$$G \equiv H - TS;$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Из этого уравнения можно установить направление протекания химических реакций:

1. Самопроизвольно протекают только те процессы, при которых энергия Гиббса понижается ($\Delta G < 0$).

2. Если $\Delta G > 0$, реакция в прямом направлении не протекает, необходимо поступление энергии извне.

3. Состояние системы, когда $\Delta G = 0$ называется равновесным.

2. Влияние концентрации

Если увеличить концентрации N_2 и H_2 , то равновесие сместится в сторону уменьшения концентрации этих веществ, следовательно, в сторону образования NH_3 . И наоборот, увеличение концентрации NH_3 сместит равновесие в сторону образования N_2 и H_2 .

Таким образом, *при увеличении концентрации вещества равновесие смещается в сторону расхода этого вещества.*

3. Влияние давления

Чтобы определить влияние давления, необходимо подсчитать число молекул в левой и правой частях уравнения. Давление газа тем больше, чем больше молекул заключено в данном объеме.

При увеличении давления равновесие смещается в сторону уменьшения числа молекул газа, при уменьшении давления равновесие смещается в сторону увеличения числа молекул.

Повышение давления сместит равновесие в сторону продуктов реакции (образования NH_3).

Процесс синтеза аммиака проводят при высоком давлении, низкой температуре и наличии катализатора.

Контрольные вопросы

1. Что называется скоростью химической реакции? Чем она характеризуется, от чего зависит?
2. Какую концентрацию вещества в растворе называют равновесной?
3. Действием каких факторов можно изменить состояние равновесия в растворе?
4. Сформулируйте закон действия масс и приведите его математическое выражение.
5. Какие особенности химической реакции отражают термодинамические характеристики?
6. Как связана энергия Гиббса с энтальпией и энтропией?

Примеры решения типовых задач

1. Рассчитайте температурный коэффициент скорости реакции, зная, что с повышением температуры на 30°C скорость возрастает в 8 раз.

Решение.

Для расчета используем правило Вант-Гоффа:

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} ; \quad \frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} ;$$

$$8 = \gamma^{\frac{30}{10}}; \quad 8 = \gamma^3; \quad \gamma = 2.$$

Температурный коэффициент скорости реакции равен 2.

2. На сколько градусов следует повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 128 раз? Температурный коэффициент $\gamma = 2$.

Решение.

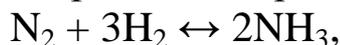
Согласно правилу Вант-Гоффа:

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}};$$

$$128 = 2^{\frac{\Delta t}{10}}; \quad 2^7 = 2^{\frac{\Delta t}{10}}; \quad \Delta t = 70^\circ\text{C}.$$

Температуру необходимо повысить на 70°C .

3. Как изменится скорость реакции образования аммиака



если увеличить давление в два раза?

Решение.

Скорость реакции синтеза аммиака выражается уравнением:

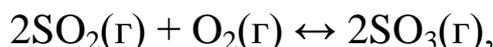
$$V_1 = k \cdot [\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3.$$

При увеличении давления в 2 раза объем системы уменьшается тоже в 2 раза, следовательно, возрастают концентрации реагирующих веществ. Скорость реакции синтеза аммиака увеличивается и после увеличения давления выражается уравнением:

$$V_2 = k \cdot [2\text{N}_2] \cdot [2\text{H}_2]^3 = k \cdot 2 \cdot 8 \cdot [\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3 = k \cdot 16 \cdot [\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3.$$

Скорость реакции возрастет в 16 раз.

4. Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции в системе



если объем газовой смеси уменьшить в три раза? В какую сторону сместится равновесие системы? В какую сторону сместится равновесие системы, если давление увеличить в 3 раза?

Решение.

Согласно закону действия масс скорости прямой и обратной реакции до изменения объема составят:

$$V_{\text{пр.}} = k_1 \cdot [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]; \quad V_{\text{обр.}} = k_2 \cdot [\text{SO}_3]^2.$$

После уменьшения объема гомогенной системы в три раза концентрация каждого из веществ увеличится в три раза.

Тогда скорость реакции

$$V_{\text{пр.}} = k_1 \cdot [3\text{SO}_2]^2 \cdot [3\text{O}_2] = 27 \cdot k_1 \cdot [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2];$$
$$V_{\text{обр.}} = k_2 \cdot [3\text{SO}_3]^2 = 9 \cdot [\text{SO}_3]^2.$$

Следовательно, скорость прямой реакции увеличилась в 27 раз, а обратной – только в 9 раз. Равновесие системы сместилось в сторону образования SO_3 .

Уменьшение объема в системе приводит к возрастанию давления. Чтобы определить влияние давления на смещение равновесия, необходимо подсчитать число молекул в правой и левой частях уравнения. В приведенном примере в левой части уравнения содержится три молекулы, а в правой – две. При увеличении давления равновесие смещается в сторону уменьшения числа молекул газа. В данном случае равновесие смещается вправо.

Задания для контрольной работы

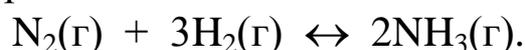
101. Как изменится скорость прямой химической реакции $\text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{COCl}_2(\text{г})$ при увеличении давления в 5 раз?

102. Скорость процесса увеличилась в 9 раз при повышении температуры на 20°C . Рассчитайте температурный коэффициент скорости химической реакции.

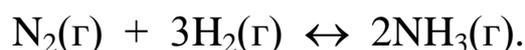
103. Скорость процесса увеличилась в 8 раз при повышении температуры на 30°C . Рассчитайте температурный коэффициент скорости химической реакции.

104. Скорость процесса увеличилась в 27 раз при повышении температуры на 30°C . Рассчитайте температурный коэффициент скорости химической реакции.

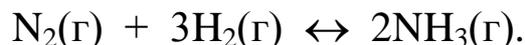
105. Как изменится скорость реакции при увеличении концентрации водорода в 2 раза?



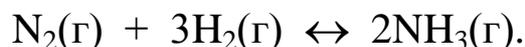
106. Как изменится скорость реакции при увеличении концентрации водорода в 3 раза?



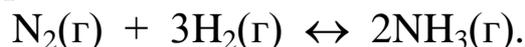
107. Как изменится скорость реакции при увеличении концентрации азота в 3 раза?



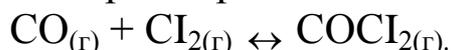
108. Как изменится скорость реакции при уменьшении концентрации азота в 3 раза?



109. Как изменится скорость реакции при уменьшении концентрации водорода в 2 раза?

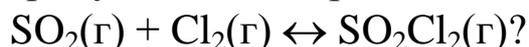


110. Как изменится скорость реакции

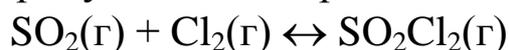


при одновременном увеличении концентрации CO в 4 раза и уменьшении концентрации хлора в 2 раза?

111. В какую сторону смещается равновесие в системе



112. В какую сторону смещается равновесие в системе



при увеличении концентрации Cl₂? Как изменится скорость прямой реакции?

113. В какую сторону смещается равновесие в системе

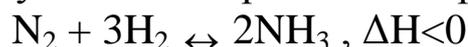


при увеличении температуры? Как изменится скорость прямой реакции?

114. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2. Как изменится скорость реакции при повышении температуры на 30°C?

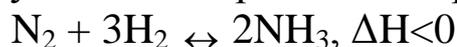
115. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3. Как изменится скорость реакции при повышении температуры на 20°C?

116. В какую сторону сместится равновесие реакции



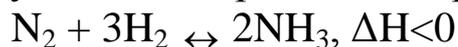
при увеличении температуры? Как изменится скорость обратной реакции?

117. В какую сторону сместится равновесие реакции



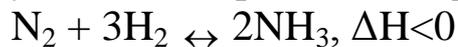
при уменьшении температуры? Как изменится скорость прямой реакции?

118. В какую сторону сместится равновесие реакции



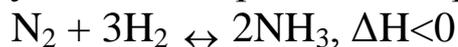
при уменьшении концентрации N_2 ? Как изменится скорость прямой реакции?

119. В какую сторону сместится равновесие реакции



при увеличении концентрации NH_3 ? Как изменится скорость прямой реакции?

120. В какую сторону сместится равновесие реакции



при увеличении концентрации N_2 в три раза? Как изменится скорость прямой реакции?

6. ХИМИЧЕСКИЕ СИСТЕМЫ. РАСТВОРЫ

Растворы – гомогенные системы, состоящие из двух или более компонентов. Раствор состоит из растворенных веществ и растворителя, т.е. среды, в которой эти вещества равномерно распределены в виде молекул или ионов.

Главной количественной характеристикой жидкого раствора является концентрация.

Концентрация – относительное содержание растворенного вещества в определенном количестве раствора или растворителя.

Способы выражения концентрации растворов

1. *Массовая доля растворенного вещества в растворе (процентная концентрация) показывает, сколько граммов растворенного вещества содержится в 100 г раствора:*

$$C, \% = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\% .$$

Например, если в 100 г раствора содержится 15 г хлорида натрия, то такой раствор называется 15%-м (это значит, что в 100 г раствора данной концентрации содержится, помимо 15 г хлорида натрия, еще 85 г воды).

2. *Молярная концентрация показывает, сколько молей растворенного вещества содержится в 1 л (1 дм³) раствора:*

$$C_M = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot V_{\text{р-ра}}} .$$

Например, если имеется 2 М (2 моль/л) раствор (двумолярный раствор) серной кислоты, то это значит, что в 1 л данного раствора содержится 2 моля H₂SO₄ (98 · 2=196 г).

3. *Молярная концентрация эквивалента (нормальность) показывает, сколько молей эквивалента растворенного вещества содержится в 1 л (1 дм³) раствора:*

$$C_{\text{э}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{эв-ва}} \cdot V_{\text{р-ра}}} .$$

Например, если имеется 1 н. раствор (однонормальный раствор) серной кислоты, то это значит, что в 1 л данного раствора содержится 1 моль эквивалента H_2SO_4 ($98:2 = 49$ г). Выражается концентрация в моль (экв)/л.

4. *Титр* – число г (или мг) растворенного вещества в 1 мл (1см^3) раствора:

$$T = \frac{m_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра}}}$$

Например, если титр серной кислоты равен 0,0049 г/мл, это означает, что каждый мл этого раствора содержит 0,0049 г H_2SO_4 .

Титр и нормальность связаны между собой соотношением:

$$C_{\text{н}} = \frac{T \cdot 1000}{M_{\text{э}}}$$

т.е. нормальность раствора H_2SO_4 с титром 0,0049 г/мл равна

$$C_{\text{н}} = \frac{0,0049 \cdot 1000}{49} = 0,1 \text{ моль/л.}$$

Решение типовых задач

Пример 1. Рассчитайте массу NaCl , необходимую для приготовления 200 г 6%-го раствора.

Решение. Расчет проводим по формуле

$$C, \% = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\% .$$

$$m_{\text{в-ва}} = (m_{\text{р-ра}} \cdot C) / 100\% .$$

$$m_{\text{NaCl}} = 12 \text{ г.}$$

Пример 2. Рассчитайте массу H_2SO_4 , необходимую для приготовления 500 мл (см^3) 2 М раствора.

Решение. Расчет проводим по формуле

$$C_M = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot V_{\text{р-ра}}} .$$

$$m_{\text{в-ва}} = C_M \cdot M_{\text{в-ва}} \cdot V_{\text{р-ра}}$$

$$m H_2SO_4 = 0,5 \cdot 2 \cdot 98 = 98 \text{ г.}$$

Пример 3. Рассчитайте массу H_2SO_4 , необходимую для приготовления 500 мл ($см^3$) 2 н. раствора.

Решение. Расчет проводим по формуле

$$C_9 = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{э в-ва}} \cdot V_{\text{р-ра}}}$$

$$m H_2SO_4 = 0,5 \cdot 2 \cdot 49 = 49 \text{ г.}$$

Пример 4. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента (нормальность) раствора $Ca(OH)_2$, титр которого равен 0,0037 г/мл.

Решение. Расчет проводим по формуле

$$C_9 = \frac{T \cdot 1000}{M_9}$$

$$C_9 = \frac{0,0037 \cdot 1000}{37} = 0,1 \text{ моль/л.}$$

Задания для контрольной работы

121. Рассчитайте массу $NaCl$, необходимую для приготовления 100 г 6%-го раствора.

122. Рассчитайте массу $NaCl$, необходимую для приготовления 200 г 5%-го раствора.

123. Рассчитайте массу $NaCl$, необходимую для приготовления 100 г 9%-го раствора.

124. Рассчитайте массу $NaCl$, необходимую для приготовления 100 мл 0,1М раствора.

125. Рассчитайте массу $NaCl$, необходимую для приготовления 500 мл 1М раствора.

126. Рассчитайте массу HCl , необходимую для приготовления 500 мл 1М раствора .

127. Рассчитайте массу H_2SO_4 , необходимую для приготовления 500 мл 1М раствора.

128. Рассчитайте массу H_2SO_4 , необходимую для приготовления 1 л 1N раствора.

129. Рассчитайте массу HCl, необходимую для приготовления 100 мл 0,1 М раствора.

130. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента (нормальность) раствора H₂SO₄, титр которого равен 0,0098 г/мл.

131. Рассчитайте массу HCl, необходимую для приготовления 100 мл 1М раствора.

132. Рассчитайте массу HCl, необходимую для приготовления 300 мл 1М раствора.

133. Рассчитайте массу HCl, необходимую для приготовления 300 мл 1N раствора.

134. Рассчитайте массу H₂SO₄, необходимую для приготовления 500 мл 1 N раствора.

135. Рассчитайте массу H₂SO₄, необходимую для приготовления 2 л 1N раствора.

136. Рассчитайте массу H₂SO₄, необходимую для приготовления 2 л 0,1N раствора.

137. Рассчитайте массу H₂SO₄, необходимую для приготовления 500 мл 0,1 N раствора.

138. Рассчитайте массу HCl, необходимую для приготовления 200 мл 1N раствора.

139. Рассчитайте массу NaCl, необходимую для приготовления 500 г 5%-го раствора.

140. Рассчитайте массу NaCl, необходимую для приготовления 200 г 6%-го раствора.

7. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

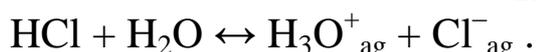
При изучении растворов кислот, оснований и солей было установлено, что многие из них, растворяясь в воде, претерпевают изменения, заключающиеся в образовании большего количества частиц в растворе (увеличивается осмотическое давление), при этом образующиеся частицы заряжены (растворы проводят электрический ток в отличие от твердых веществ). Такими частицами являются ионы. Аналогичные количества других веществ таких изменений не претерпевают.

Вещества, распадающиеся в растворах или расплавах на ионы, называются электролитами. Электролиты хорошо проводят электрический ток. К электролитам относятся практически все основания, кислоты, соли: HCl , NaOH , KCl , H_2SO_4 , Ca(OH)_2 и др.

Вещества, которые в растворах не распадаются на ионы и электрический ток не проводят, называются неэлектролитами. К неэлектролитам относится большинство органических соединений (сахар, спирт, ПАВ) и некоторые неорганические вещества.

Теория электролитической диссоциации была впервые разработана С. Аррениусом в 1887 г.

Электролитическая диссоциация – процесс распада молекул вещества на ионы, происходящий вследствие электростатического взаимодействия его с полярными молекулами растворителя:



Двух- и многоосновные кислоты, основания и соли проявляют способность к постепенной или ступенчатой диссоциации:



Сущность теории электролитической диссоциации

1. Электролиты при растворении в воде распадаются на ионы (диссоциируют на «+» и «-» заряженные ионы).

2. Под действием электрического тока «+» заряженные ионы движутся к катоду (катионы), «-» заряженные – к аноду (анионы).

3. Диссоциация – процесс обратимый. Противоположный процесс соединения ионов в молекулу называется ассоциацией. Между

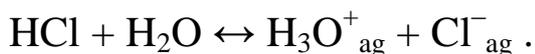
недиссоциированными молекулами и ионами электролитов устанавливается динамическое равновесие.

Механизм диссоциации

Легче всего диссоциации подвергаются соединения с ионной связью, так как они уже состоят из ионов. Молекулы воды, представляющие собой диполи, ориентируются вокруг «+» и «-» заряженных ионов и как бы «растаскивают» их. Аналогично диссоциируют молекулы с ковалентной связью, при этом электронная пара полностью смещается к более электроотрицательному атому.

Ионы, полученные после диссоциации, окружены молекулами растворителя, т.е. *сольватированы*.

Если в качестве растворителя используется вода, то процесс взаимодействия ионов с водой называется гидратацией, а ионы, окруженные молекулами воды, гидратированы. Поэтому уравнение диссоциации правильнее записывать не как



Ион водорода, содержащий одну или несколько молекул воды, называется ионом гидроксония (H_3O^+ , H_5O_2^+ и т.д.).

С точки зрения теории электролитической диссоциации:

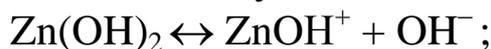
Кислоты – электролиты, которые при диссоциации образуют в качестве катионов только ионы водорода:



Основания – электролиты, которые при диссоциации образуют в качестве анионов только гидроксид-ионы:

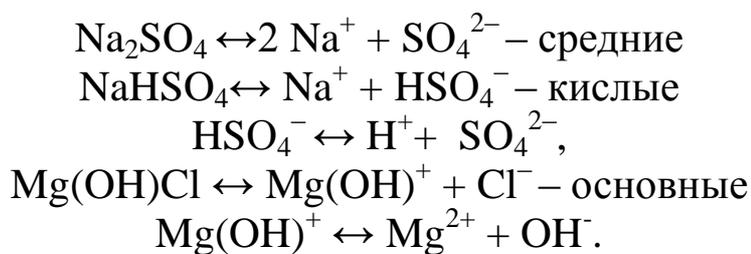


Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато. Для оснований, содержащих две и более гидроксогруппы, как и в случае многоосновных кислот, наблюдается ступенчатая диссоциация:



Соли – электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металлов и анионы кислотных остатков:





Количественные характеристики диссоциации

Степень диссоциации – отношение числа молекул электролита, распавшихся на ионы (n), к общему числу молекул в растворе (N):

$$\alpha = \frac{n}{N} .$$

Значения α могут изменяться в пределах:

$$0 < \alpha < 1 \quad (0 < \alpha < 100\%) .$$

Все электролиты по значению α принято делить на *сильные и слабые*. Это деление условно, α рассчитывается обычно для 0,1 н. растворов.

На степень электролитической диссоциации также влияют:

1. *Природа растворителя*. Степень диссоциации (α) возрастает с увеличением диэлектрической проницаемости среды (ϵ).

2. *Полярность и поляризуемость химической связи в соединении*.

Увеличение полярности химической связи (CH_3COOH и HNO_3) и особенно ее поляризуемость (HF и HI) способствует возрастанию степени электролитической диссоциации.

3. *Температура*. Процесс электролитической диссоциации обычно эндотермический, поэтому степень диссоциации у сильных электролитов увеличивается с повышением температуры.

4. *Концентрация раствора*. При увеличении концентрации степень диссоциации уменьшается.

5. *Добавление одноименных ионов*. Добавление к раствору слабого электролита одноименных ионов приводит к уменьшению степени диссоциации (**принцип Ле Шателье**):



При добавлении раствора NaCH_3COO концентрация CH_3COO^- увеличится, равновесие сместится влево, α уменьшится.

Константа диссоциации – константа химического равновесия. Используется только для слабых электролитов, так как они диссоциируют частично, процесс обратимый, и к нему применим закон действия масс.

Константа диссоциации для слабых электролитов при определенных условиях – величина *постоянная*.

Для сильных электролитов констант диссоциации нет, так как они диссоциируют полностью.

Слабые электролиты. Константа диссоциации



$$K = \frac{[A^{x+}]^a [B^{y-}]^b}{[A_a B_b]} .$$



$$K = \frac{[H^+]^2 [SO_3^{2-}]}{[H_2SO_3]} .$$

Взаимосвязь константы и степени диссоциации

Если обозначить концентрацию электролита, распадающегося на 2 иона, через C , то концентрация каждого из ионов будет $C\alpha$, концентрация недиссоциированных молекул ($C - C\alpha$) = $C(1 - \alpha)$, то можно получить уравнение, выражающее закон разбавления Оствальда, согласно которому степень диссоциации возрастает при уменьшении концентрации, то есть при разбавлении раствора:

$$K = \frac{\alpha^2 C^2}{(1 - \alpha)C} = \frac{\alpha^2}{(1 - \alpha)} C .$$

Если $\alpha \ll 1$, то $1 - \alpha \approx 1$. Тогда

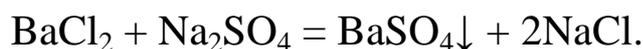
$$K = \alpha^2 C ,$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}} .$$

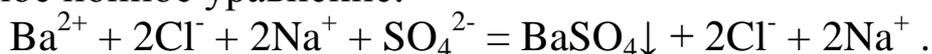
Используя теорию электролитической диссоциации, записывают все уравнения реакций, происходящих в растворах. Все уравнения записывают в ионной форме.

Малодиссоциирующие вещества, газообразные и выпадающие в осадок записывают в молекулярной форме, все остальные – в виде ионов. Например, запишем уравнение реакции взаимодействия $BaCl_2$ и Na_2SO_4 .

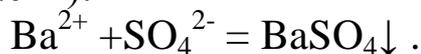
1. Молекулярное уравнение:



2. Полное ионное уравнение:



3. Сокращенное ионное уравнение (исключим ионы, повторяющиеся в левой и правой части):



8. РАСТВОРЫ НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ

Раствор представляет собой гомогенную систему. Частицы растворенного вещества и растворителя находятся в беспорядочном тепловом движении и равномерно распределяются по всему объему раствора.

Неэлектролиты – неполярные вещества. В растворе остаются в виде незаряженных молекул, поэтому растворы неэлектролитов не проводят электрический ток.

Если поместить в цилиндр концентрированный раствор какого-либо вещества, например, сахарозы, а поверх него осторожно налить воды, то вначале сахароза и вода будут распределены в объеме раствора неравномерно. Однако через некоторое время молекулы сахарозы и воды вновь равномерно распределятся по всему объему жидкости. При этом происходит перемещение сахарозы из концентрированного раствора в разбавленный, а воды – из разбавленного раствора в концентрированный; каждое вещество переносится туда, где его концентрация меньше. Такой самопроизвольный процесс перемещения вещества, приводящий к выравниванию его концентрации, называется *диффузией*.

Другая картина наблюдается, если два раствора разделить пористой полупроницаемой перегородкой (мембраной), через которую растворитель может проходить, а растворенное вещество – нет. Такие перегородки существуют в природе, а также могут быть получены искусственно. Если в сосуд из полупроницаемой мембраны налить раствор сахарозы и погрузить этот сосуд в воду, то выравнивание концентраций будет происходить только вследствие перемещения молекул воды, которые в большем количестве диффундируют в раствор, чем обратно. Такая односторонняя диффузия через полупроницаемую мембрану называется *осмосом*.

Процесс одностороннего переноса вещества через полупроницаемую мембрану называется осмосом. Давление, которое необхо-

димо приложить, чтобы прекратить осмос, называется осмотическим (P):

$$P = C_M RT,$$

где C_M – концентрация;

R – универсальная газовая постоянная;

T – абсолютная температура $^{\circ}\text{K}$.

Величина осмотического давления зависит от концентрации раствора и его температуры, но не зависит ни от природы растворенного вещества, ни от природы растворителя (закон Вант-Гоффа). Растворы с одинаковым значением осмотического давления называются *изотоническими*. Позднее было установлено, растворы электролитов имеют большее осмотическое давление, чем растворы неэлектролитов. Поэтому Вант-Гофф ввел в свое уравнение коэффициент i , в дальнейшем получивший название *изотонического коэффициента*, который учитывает увеличение числа частиц в растворе в результате электролитической диссоциации:

$$P = iC_M RT.$$

Давление пара растворов. Пар, находящийся в равновесии с жидкостью, называется насыщенным. При данной температуре давление насыщенного пара над жидкостью – величина постоянная. Опыт показывает, что при растворении в жидкости какого-либо вещества давление насыщенного пара этой жидкости понижается. Таким образом, *давление насыщенного пара растворителя над раствором всегда ниже, чем над чистым растворителем при той же температуре*. Разность между этими величинами принято называть *понижением давления пара* над раствором (или понижением давления пара раствора). Отношение величины этого понижения к давлению насыщенного пара над чистым растворителем называется *относительным понижением давления пара* над раствором.

Ф.М. Раулем был установлен закон, связывающий понижение давления пара над разбавленными растворами неэлектролитов с концентрацией (**первый закон Рауля**):

Относительное понижение давления пара растворителя над раствором равно мольной доле растворенного вещества и не зависит от природы растворенного вещества:

$$P_0 - P / P_0 = n / (n + n_0),$$

где P_0 – давление пара чистого растворителя;

P – давление пара растворителя над раствором;

$n/n+n_0$ – молярная доля растворенного вещества.

Присутствие растворенного вещества повышает температуру кипения и понижает температуру замерзания растворителя, и тем сильнее, чем концентрированнее раствор. Разность между температурами кипения раствора ($T_{\text{кип}}$) и чистого растворителя ($T_{\text{кип}}^0$) называют *повышением температуры кипения раствора* ($\Delta T_{\text{кип}}$). Разность между температурами замерзания чистого растворителя ($T_{\text{зам}}^0$) и раствора ($T_{\text{зам}}$) называют *понижением температуры замерзания раствора* ($\Delta T_{\text{зам}}$).

Второй закон Рауля: *Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения разбавленного раствора нелетучего вещества прямо пропорционально молярной концентрации раствора и не зависит от природы растворенного вещества:*

$$\Delta T_{\text{зам}} = T_{\text{зам}}^0 - T_{\text{зам}}$$
$$\Delta T_{\text{кип}} = T_{\text{кип}} - T_{\text{кип}}^0$$

Повышение температуры кипения

$$\Delta T_{\text{кип}} = E \cdot C.$$

Понижение температуры замерзания

$$\Delta T_{\text{зам}} = K \cdot C.$$

E – эбулиоскопическая константа;

K – криоскопическая константа;

C – молярная концентрация раствора.

Контрольные вопросы

1. Какие системы называются гомогенными, а какие гетерогенными?
2. Что такое истинный раствор?
3. Что такое концентрация раствора? Как принято ее выражать?
4. Какой раствор называется насыщенным?
5. Что называют растворимостью?
6. Какие физико-химические процессы протекают в растворах?
7. Какой процесс называют электролитической диссоциацией? Какие вещества называют электролитами, а какие – неэлектролитами?
8. Что называют степенью диссоциации электролита? Какие факторы на нее влияют?
9. Приведите примеры сильных и слабых электролитов.

10. Какая зависимость существует между константой и степенью диссоциации слабой кислоты? Выразите ее математически.
11. Какой процесс называется диффузией?
12. Какой процесс называется осмосом?
13. Приведите математическое выражение первого и второго законов Рауля.

Примеры решения типовых задач

1. Вычислите осмотическое давление раствора, содержащего в 1,4 л 63 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$ при 0 °С.

Решение.

Согласно закону Вант-Гоффа

$$P_{\text{осм}} = C_M RT.$$

Сначала рассчитаем молярную концентрацию раствора глюкозы:

$$C_M = 63 / (180,16 \cdot 1,4) = 0,25 \text{ (моль/л);}$$

$$P_{\text{осм}} = 0,25 \cdot 8,314 \cdot 273 = 567,4 \text{ кПа (} 5,67 \cdot 10^5 \text{ Па).}$$

2. Определите температуры кипения и замерзания раствора, содержащего 1 г нитробензола $C_6H_5NO_2$ в 10 г бензола. Температура кипения чистого бензола 80,2°С, температура кристаллизации -5,4°С. $K = 5,1^\circ\text{С}$. $E = 2,57^\circ\text{С}$.

Решение.

Из закона Рауля следует:

$$\Delta T_{\text{кр}} = K \cdot C_m = K \cdot m(C_6H_5NO_2) \cdot 10^3 / [M(C_6H_5NO_2) \cdot m(C_6H_6)];$$

$$\Delta T_{\text{кип}} = E \cdot C_m = E \cdot m(C_6H_5NO_2) \cdot 10^3 / [M(C_6H_5NO_2) \cdot m(C_6H_6)],$$

где $m(C_6H_5NO_2)$ и $m(C_6H_6)$ – массы нитробензола и бензола, $M(C_6H_5NO_2)$ – молекулярная масса $C_6H_5NO_2$, которая равна 123,11 г/моль. Подставляя численные значения всех величин в формулы, находим:

$$\Delta T_{\text{кр}} = (5,1 \cdot 1 \cdot 10^3) / (123,11 \cdot 10) = 4,14^\circ\text{С},$$

$$\Delta T_{\text{кип}} = (2,57 \cdot 1 \cdot 10^3) / (123,11 \cdot 10) = 2,05^\circ\text{С}.$$

Находим температуру кипения и кристаллизации раствора:

$$T_{\text{кип}} = T_{\text{кип}}(C_6H_6) + \Delta T_{\text{кип}} = 80,2 + 2,05 = 82,25^\circ\text{С};$$

$$T_{\text{кр}} = T_{\text{кр}}(C_6H_6) - \Delta T_{\text{кр}} = -5,4 - 4,14 = -9,54^\circ\text{С}.$$

Задания для контрольной работы

141. Определите молярную массу углевода, если при растворении 0,9 г этого вещества в 50 г воды получен раствор с температурой кипения $100,052^{\circ}\text{C}$. $K_b=0,516$.

142. При растворении 2,76 г глицерина в 200 г воды температура замерзания понизилась на $0,279^{\circ}\text{C}$. Определите молярную массу глицерина. $K_{k(\text{воды})}=1,86$.

143. Рассчитайте осмотическое давление 1М раствора глюкозы при 0°C .

144. Осмотическое давление раствора, в 250 мл которого содержится 3 г сахара, при 12°C равно $83,14$ кПа. Определите относительную молекулярную массу сахара.

145. Осмотическое давление раствора, в 750 мл которого содержится 9 г сахара, при 12°C равно $83,14$ кПа. Определите относительную молекулярную массу сахара.

146. Рассчитайте осмотическое давление раствора, содержащего 100 г глюкозы в 1 л воды при 25°C .

147. Сколько граммов глюкозы необходимо растворить в 200 г воды ($E_{\text{H}_2\text{O}}=0,52$ град·кг/моль) для повышения температуры кипения на $0,78^{\circ}\text{C}$?

148. Сколько граммов глюкозы необходимо растворить в 100 г воды ($E_{\text{H}_2\text{O}}=0,52$ град·кг/моль) для повышения температуры кипения на $0,78^{\circ}\text{C}$?

149. Рассчитайте молярную массу неэлектролита, раствор 9,2 г которого в 400 г воды замерзает при $-0,93^{\circ}\text{C}$ ($K_{\text{H}_2\text{O}}=1,86$ град·кг/моль).

150. Рассчитайте осмотическое давление раствора, содержащего 30 г глюкозы в 1 л воды при 25°C .

151. Определите молярную массу углевода, если при растворении 1,8 г этого вещества в 100 г воды получен раствор с температурой кипения $100,052^{\circ}\text{C}$. $K_b=0,516$.

152. При растворении 1,38 г глицерина в 100 г воды температура замерзания понизилась на $0,279^{\circ}\text{C}$. Определите молярную массу глицерина. $K_{k(\text{воды})}=1,86$.

153. Рассчитайте осмотическое давление 0,1М раствора глюкозы при 0°C .

154. Осмотическое давление раствора, в 500 мл которого содержится 6 г сахара, при 12°C равно 83,14 кПа. Определите относительную молекулярную массу сахара.

155. Рассчитайте осмотическое давление раствора, содержащего 50 г глюкозы в 500 мл воды при 25°C.

156. Рассчитайте осмотическое давление раствора, содержащего 200 г глюкозы в 2 л воды при 25°C.

157. Сколько граммов глюкозы необходимо растворить в 100 г воды ($E_{H_2O} = 0,52$ град·кг/моль) для повышения температуры кипения на 0,78°C?

158. Сколько граммов глюкозы необходимо растворить в 500 г воды ($E_{H_2O} = 0,52$ град·кг/моль) для повышения температуры кипения на 0,78°C?

159. Рассчитайте молярную массу неэлектролита, раствор 4,6 г которого в 200 г воды замерзает при -0,93°C ($K_{H_2O} = 1,86$ град·кг/моль).

160. Рассчитайте осмотическое давление раствора, содержащего 90 г глюкозы в 3 л воды при 25°C.

161. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций образования всех возможных солей из данных кислоты и основания, назовите их.

Ортофосфорная кислота + гидроксид бария.

162. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций образования всех возможных солей из данных кислоты и основания, назовите их.

Серная кислота + гидроксид аммония.

163. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций образования всех возможных солей из данных кислоты и основания, назовите их.

Серная кислота и гидроксид натрия.

164. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций образования всех возможных солей из данных кислоты и основания, назовите их.

Серная кислота и гидроксид калия.

165. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций образования всех возможных солей из данных кислоты и основания, назовите их.

Серная кислота и гидроксид кальция.

166. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций образования всех возможных солей из данных кислоты и основания, назовите их.

Угольная кислота и гидроксид натрия.

167. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций образования всех возможных солей из данных кислоты и основания, назовите их.

Угольная кислота и гидроксид калия.

168. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций образования всех возможных солей из данных кислоты и основания, назовите их.

Угольная кислота и гидроксид аммония.

169. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций образования всех возможных солей из данных кислоты и основания, назовите их.

Сернистая кислота и гидроксид натрия.

170. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций образования всех возможных солей из данных кислоты и основания, назовите их.

Сернистая кислота и гидроксид калия.

171. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций образования всех возможных солей из данных кислоты и основания, назовите их.

Азотная кислота и гидроксид алюминия.

172. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций образования всех возможных солей из данных кислоты и основания, назовите их.

Азотная кислота и гидроксид кальция

173. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций образования всех возможных солей из данных кислоты и основания, назовите их.

Ортофосфорная кислота и гидроксид калия.

174. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций образования всех возможных солей из данных кислоты и основания, назовите их.

Сероводородная кислота и гидроксид калия.

175. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций образования всех возможных солей из данных кислоты и основания, назовите их.

Сероводородная кислота и гидроксид натрия.

176. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций образования всех возможных солей из данных кислоты и основания, назовите их.

Хлороводородная кислота и гидроксид железа (II).

177. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций образования всех возможных солей из данных кислоты и основания, назовите их.

Хлороводородная кислота и гидроксид алюминия.

178. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций образования всех возможных солей из данных кислоты и основания, назовите их.

Хлороводородная кислота и гидроксид железа (III).

179. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций образования всех возможных солей из данных кислоты и основания, назовите их.

Хлороводородная кислота и гидроксид кальция.

180. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций образования всех возможных солей из данных кислоты и основания, назовите их.

Бромоводородная кислота и гидроксид кальция.

9. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Реакции, идущие с изменением степени окисления атомов или ионов, входящих в состав реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными.

Количественно степень окисления характеризуется числом отданных (смещенных) от атома или присоединенных к атому электронов. Поэтому степень окисления бывает положительной «+», отрицательной «-» или нейтральной «0».

Степень окисления равна 0, если смещения электронов не происходит, например, в молекулах простых веществ S, P, Al, Cu, H₂, Cl₂, O₂ и т.д.

Степень окисления «-», если атомы принимают электроны, «+», – если атомы отдают электроны.

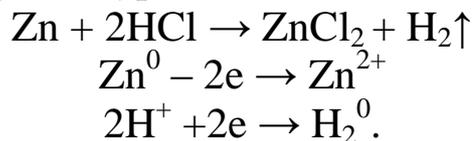
Степень окисления в простых ионных соединениях равна заряду иона, например, Na⁺Cl⁻.

В молекулах с ковалентной связью степень окисления более электроотрицательного атома обозначается знаком «-», а менее электроотрицательного – знаком «+». Например, S⁴⁺O₂²⁻, H₂⁺O²⁻.

Следует различать понятия «степень окисления» и «валентность». Степень окисления определяется числом отданных, присоединенных или смещенных электронов (условный заряд атома в соединении). Валентность определяется числом химических связей, которые образует атом.

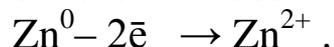
Основные положения теории окислительно-восстановительных реакций

Окислительно-восстановительная реакция (ОВР) может быть представлена суммой двух полуреакций:



1. Процесс отдачи электронов – окисление.

При окислении степень окисления повышается:

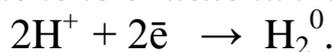


Атом, молекула или ион, отдающие электроны, являются *восстановителем* (Zn⁰ – Red).

Восстановитель в процессе реакции окисляется.

2. Процесс присоединения электронов – восстановление.

При восстановлении степень окисления понижается:



Атом, молекула или ион, принимающие электроны, являются *окислителем* ($\text{H}^+ - \text{Ox}$).

Окислитель в процессе реакции восстанавливается.

Атомы элемента, находящиеся в высшей степени окисления, не могут отдавать электроны, а только присоединяют их и проявляют окислительные свойства.

Атомы элемента в низшей степени окисления способны только отдавать электроны, проявляя восстановительные свойства.

Атомы элемента, имеющие промежуточную степень окисления, могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Например, H_2SO_4 (S^{6+}) проявляет только окислительные свойства, SO_2 (S^{4+}) – окислительные и восстановительные свойства, H_2S (S^{2-}) – только восстановительные свойства.

Окислительно-восстановительные свойства элементов определяются величиной энергии ионизации и сродства к электрону.

Энергией ионизации называется количество энергии, затрачиваемой при превращении атома в положительно заряженный ион (энергия, необходимая для отрыва одного электрона).

Величина энергии ионизации может служить мерой восстановительных свойств элемента. Чем меньше энергия ионизации элемента, тем легче он отдает электроны, следовательно, тем сильнее выражены его восстановительные свойства.

Сродством к электрону называется количество энергии, выделяющееся при превращении атома в отрицательно заряженный ион. Величина сродства к электрону служит мерой окислительной способности атома. Чем больше сродство к электрону, тем сильнее выражены окислительные свойства элемента.

Наиболее полную оценку окислительно-восстановительных свойств элемента дает величина, которая называется *электроотрицательностью*. Чем больше величина электроотрицательности, тем сильнее у элемента выражены окислительные свойства.

Окислителями и восстановителями могут быть как нейтральные атомы, так ионы и молекулы. Наиболее часто применяют окислители: хлорную воду (Cl_2), бромную воду (Br_2), NaBiO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$, NaClO , KClO , KBrO , PbO_2 , MnO_2 , H_2O_2 .

В качестве восстановителей обычно используют Zn, Al, Fe, Sn, H, C, ионы Fe^{2+} и Cr^{3+} , CO, SO_2 , H_2SO_4 , HJ, HBr, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Мерой окислительно-восстановительной способности вещества служит окислительно-восстановительный потенциал, выражаемый в вольтах. Чем больше величина потенциала, тем большей окислительной способностью обладает данный окислитель и наоборот.

Величина окислительно-восстановительного потенциала зависит от природы реагирующих веществ, количественного соотношения равновесных концентраций окислителя и восстановителя, pH среды и температуры.

Металлы, расположенные в порядке возрастания их стандартных электродных потенциалов, образуют *ряд стандартных электродных потенциалов металлов*:

Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au.

ОВР идет самопроизвольно, если у предполагаемого окислителя E^0 больше, чем у предполагаемого восстановителя.

Для вычисления потенциала окислительно-восстановительной пары используют уравнение Нернста:

$$E_{\text{Ox/Red}} = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{\text{Ox}}}{a_{\text{Red}}},$$

где E – стандартный потенциал окислительно-восстановительной пары Ox /Red;

R – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/моль·К;

T – абсолютная температура, °К;

F – постоянная Фарадея.

Перейдя от натурального логарифма к десятичному и подставив численные значения F , R и $T = 298^\circ\text{K}$, получим удобную для расчетов форму уравнения Нернста при этой температуре:

$$E_{\text{Ox/Red}} = E^0 + \frac{0.059}{n} \lg \frac{a_{\text{Ox}}}{a_{\text{Red}}}.$$

Для металлического электрода:

$$E_{\text{Ox/Red}} = E^0 + \frac{0.059}{n} \lg a_{\text{M}^+}.$$

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса

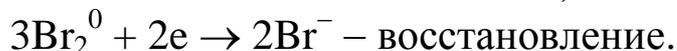
При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций необходимо учитывать то, что число электронов, отдаваемых восстановителем, должно быть равно числу электронов, принимаемых окислителем. При написании уравнений окислительно-восстановительных реакций часто применяют метод электронного баланса.

1. Записывают схему реакции:



2. Определяют атомы элементов, которые изменяют свою степень окисления (в данной реакции это $\text{Cr}^{+3} \rightarrow \text{Cr}^{+6}$ и $\text{Br}^0 \rightarrow 2\text{Br}^-$) и устанавливают окислитель и восстановитель.

3. Записывают уравнения полуреакций, отражающие процессы окисления и восстановления, при этом число атомов каждого элемента слева и справа от знака равенства должно быть одинаковым. Определяют число присоединенных окислителем и отданных восстановителем электронов и записывают в виде уравнения электронного баланса:



Определяют коэффициенты перед окислителем и восстановителем исходя из того, что число присоединенных электронов окислителем равно числу отданных электронов восстановителем. В данном случае – это коэффициент 2 для процесса окисления и 3 – для процесса восстановления.

4. Коэффициенты перед другими молекулами уравнения определяют обычным способом: сначала уравнивают металлы, затем кислотные остатки, потом подсчитывают и уравнивают число атомов водорода и кислорода:



Контрольные вопросы

1. Какие реакции называют окислительно-восстановительными?
2. Как изменяется степень окисления элементов при окислении и восстановлении?

3. Приведите примеры типичных окислителей и восстановителей.
4. Какое значение имеют редокс-потенциалы для управления реакциями окисления-восстановления?
5. Каков смысл величин, входящих в уравнение Нернста?
6. Какая система называется гальваническим элементом?

Задания для контрольной работы

181. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Расставьте коэффициенты, определите окислитель и восстановитель:



182. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Расставьте коэффициенты, определите окислитель и восстановитель:



183. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Расставьте коэффициенты, определите окислитель и восстановитель:



184. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Расставьте коэффициенты, определите окислитель и восстановитель:



185. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Расставьте коэффициенты, определите окислитель и восстановитель:



186. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Расставьте коэффициенты, определите окислитель и восстановитель:



187. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Расставьте коэффициенты, определите окислитель и восстановитель:



188. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Расставьте коэффициенты, определите окислитель и восстановитель:



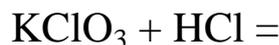
189. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Расставьте коэффициенты, определите окислитель и восстановитель:



190. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Расставьте коэффициенты, определите окислитель и восстановитель:



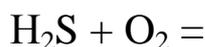
191. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Расставьте коэффициенты, определите окислитель и восстановитель:



192. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Расставьте коэффициенты, определите окислитель и восстановитель:



193. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Расставьте коэффициенты, определите окислитель и восстановитель:



194. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Расставьте коэффициенты, определите окислитель и восстановитель:



195. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Расставьте коэффициенты, определите окислитель и восстановитель:



196. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Расставьте коэффициенты, определите окислитель и восстановитель:



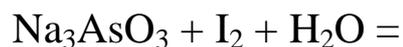
197. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Расставьте коэффициенты, определите окислитель и восстановитель:



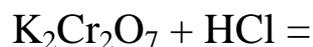
198. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Расставьте коэффициенты, определите окислитель и восстановитель:



199. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Расставьте коэффициенты, определите окислитель и восстановитель:



200. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Расставьте коэффициенты, определите окислитель и восстановитель:



ЛИТЕРАТУРА

Основная

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Н.С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2009. – 742 с.
2. Глинка, Н.Л. Общая химия: учеб. пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-пресс, 2010. – 728 с.
3. Грачева, Е.В. Общая, неорганическая и аналитическая химия: учеб. пособие / Е.В. Грачева, И.И. Головнева, О.В. Демина; Краснояр. гос. аграр. ун-т. – Красноярск, 2010. – 91 с.
4. Ступко, Т.В. Основы общей и неорганической химии: лаборатор. практикум / Т.В. Ступко; Краснояр. гос. аграр. ун-т. – Красноярск, 2012. – 64 с.
5. Хомченко, Г.П. Неорганическая химия: учебник для сельскохозяйственных вузов / Г.П. Хомченко, И.К. Цитович – СПб., 2009. – 464 с.

Дополнительная

6. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие / Н.Л. Глинка. – М., 2005. – 240 с.
7. Коровин, Н.В. Общая химия: учебник для вузов / Н.В. Коровин. – М.: Высш. шк., 2006. – 557 с.
8. Угай, Я.А. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Я.А. Угай. – СПб.: Гранит, 2004. – 463 с.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица П. 1

Константы диссоциации некоторых кислот и оснований

Название	Формула	Константа диссоциации, K (25°C)	pK (25°C)
Бензойная	C_6H_5COOH	$6,3 \cdot 10^{-5}$	4,20
Молочная	$CH_3CH(OH)COOH$	$1,5 \cdot 10^{-4}$	3,83
Муравьиная	$HCOOH$	$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,75
Уксусная	CH_3COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$	4,76
Хлоруксусная	$CH_2ClCOOH$	$1,4 \cdot 10^{-3}$	2,86
Трихлоруксусная	CCl_3COOH	$2,0 \cdot 10^{-1}$	0,70
Азотистая	HNO_2	$6,9 \cdot 10^{-4}$	3,16
Пропионовая	CH_3CH_2COOH	$1,3 \cdot 10^{-5}$	4,87
Валериановая (норм)	$CH_3(CH_2)_3COOH$	$1,4 \cdot 10^{-5}$	4,86
Мышьяковая	H_3AsO_4	$6,0 \cdot 10^{-3}$	2,22
Мышьяковая (K_2, pK_2)	H_3AsO_4	$1,05 \cdot 10^{-7}$	6,98
Мышьяковая (K_3, pK_3)	H_3AsO_4	$2,95 \cdot 10^{-12}$	11,53
Сернистая (K_1, pK_1)	H_2SO_3	$1,7 \cdot 10^{-2}$	1,76
Сернистая (K_2, pK_2)	H_2SO_3	$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,20
Угольная, (K_1, pK_1)	$H_2CO_3 (CO_2 + H_2O)$	$4,5 \cdot 10^{-7}$	6,35
Угольная, (K_2, pK_2)	$H_2CO_3 (CO_2 + H_2O)$	$4,8 \cdot 10^{-11}$	10,32
Фосфорная, (K_1, pK_1)	H_3PO_4 (<i>орто</i>)	$7,1 \cdot 10^{-3}$	2,15
Фосфорная, (K_2, pK_2)	$H_3P^{\circ}_4$ (<i>орто</i>)	$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,21
Фосфорная, (K_3, pK_3)	$H_3P^{\circ}_4$ (<i>орто</i>)	$5,0 \cdot 10^{-13}$	12,0
ЭДТА (K_1, pK_1)		$1,0 \cdot 10^{-2}$	2,00
ЭДТА (K_2, pK_2)		$2,1 \cdot 10^{-3}$	2,67
ЭДТА (K_3, pK_3)		$6,9 \cdot 10^{-7}$	6,16
ЭДТА (K_4, pK_4)		$5,5 \cdot 10^{-11}$	10,26
Аммиак	$NH_3 + H_2O$	$1,76 \cdot 10^{-5}$	4,755
Мочевина	$CO(NH_2)_2 + H_2O$	$1,5 \cdot 10^{-14}$	13,82
Сероводородная	H_2S	$1,4 \cdot 10^{-2}$	1,85
Сероводородная (K_2, pK_2)	H_2S	$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,20

Таблица П. 2

**Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы
при 25 °С**

Электрод	Электродная реакция	E°, В
Li ⁺ /Li	Li ⁺ + e ⁻ = Li	-3,045
K ⁺ /K	K ⁺ + e ⁻ = K	-2,925
Rb ⁺ /Rb	Rb ⁺ + e ⁻ = Rb	-2,925
Cs ⁺ /Cs	Cs ⁺ + e ⁻ = Cs	-2,923
Ba ²⁺ /Ba	Ba ²⁺ + 2e ⁻ = Ba	-2,906
Ca ²⁺ /Ca	Ca ²⁺ + 2e ⁻ = Ca	-2,866
Na ⁺ /Na	Na ⁺ + e ⁻ = Na	-2,714
Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ + 2e ⁻ = Mg	-2,363
Be ²⁺ /Be	Be ²⁺ + 2e ⁻ = Be	-1,847
Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ + 3e ⁻ = Al	-1,662
Mn ²⁺ /Mn	Mn ²⁺ + 2e ⁻ = Mn	-1,179
Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ + 2e ⁻ = Zn	-0,763
Cr ³⁺ /Cr	Cr ³⁺ + 3e ⁻ = Cr	-0,744
Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ + 2e ⁻ = Fe	-0,440
Cd ²⁺ /Cd	Cd ²⁺ + 2e ⁻ = Cd	-0,403
Co ²⁺ /Co	Co ²⁺ + 2e ⁻ = Co	-0,277
Ni ²⁺ /Ni	Ni ²⁺ + 2e ⁻ = Ni	-0,250
Sn ²⁺ /Sn	Sn ²⁺ + 2e ⁻ = Sn	-0,136
Pb ²⁺ /Pb	Pb ²⁺ + 2e ⁻ = Pb	-0,126
2H ⁺ /H ₂	2H ⁺ + 2e ⁻ = H ₂	0,000
Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ + 2e ⁻ = Cu	+0,337
Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ + e ⁻ = Ag	+0,799
Hg ²⁺ /Hg	Hg ²⁺ + 2e ⁻ = Hg	+0,854
Pd ²⁺ /Pd	Pd ²⁺ + 2e ⁻ = Pd	+0,987
Pt ²⁺ /Pt	Pt ²⁺ + 2e ⁻ = Pt	+1,190
Au ³⁺ /Au	Au ³⁺ + 3e ⁻ = Au	+1,498

Значения фундаментальных физических постоянных

Величина	Обозначение	Значение
Скорость света в вакууме	c	$299792458 \text{ м} \times \text{с}^{-1}$
Элементарный заряд	e	$1,6021892 \times 10^{-19} \text{ К}$
Постоянная Планка	h	$6,626176 \times 10^{-34} \text{ Дж} \times \text{с}$
Постоянная Авогадро	\underline{N}_A	$6,022045 \times 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
Масса покоя электрона	m_e	$0,9109534 \times 10^{-30} \text{ кг}$ $5,4858026 \times 10^{-4} \text{ а. е. м.}$
Отношение заряда электрона к его массе	e/m_e	$1,7588047 \times 10^{-11} \text{ К/кг}^{-1}$
Масса покоя протона	m_p	$1,6726485 \times 10^{-27} \text{ кг}$ $1,007276470 \text{ а. е. м.}$
Масса покоя нейтрона	m_n	$1,6749543 \times 10^{-27} \text{ кг}$ $1,008665012 \text{ а. е. м.}$
Постоянная Фарадея	$\underline{F} = \underline{N}_A e$	$9,648456 \times 10^4 \text{ К/моль}$
Постоянная Ридберга	R_Ψ	$1,097373177 \times 10^{-7} \text{ м}^{-1}$
Радиус Бора	$a_0 = a/4 \pi R_\Psi$	$0,52917706 \times 10^{-10} \text{ м}$
Универсальная газовая постоянная	R	$8,314441 \text{ Дж/(К} \times \text{моль)}$
Постоянная Больцмана	$k = R/\underline{N}_A$	$1,380662 \times 10^{-23} \text{ Дж/К}$
Гравитационная постоянная	G	$6,6720 \times 10^{-11} \text{ Н} \times \text{м}^2/\text{кг}^2$

Таблица П. 4

Соотношения между значениями физических единиц энергии

Единица измерения	Сокращенное обозначение	Эрг	Джоуль	Килограмм-метр	Ватт-час	Калория	Электрон вольт
Эрг	<i>эрг</i>	1	10^{-7}	$1,02 \cdot 10^{-8}$	$2,778 \cdot 10^{-11}$	$2,388 \cdot 10^{-8}$	$6,242 \cdot 10^{11}$
Джоуль	<i>Дж (Вт·с)</i>	10^7	1	0,10197	$2,778 \cdot 10^{-4}$	0,23889	$6,242 \cdot 10^{18}$
Килограмм-метр	<i>кГм</i>	$9,807 \cdot 10^7$	9,8066	1	$2,724 \cdot 10^{-3}$	2,3427	$6,121 \cdot 10^{19}$
Ватт-час	<i>Вт·ч</i>	$3,60 \cdot 10^{10}$	$3,60 \cdot 10^3$	$3,671 \cdot 10^2$	1	$8,60 \cdot 10^2$	$2,25 \cdot 10^{22}$
Калория	<i>кал</i>	$4,187 \cdot 10^7$	4,1868	0,42685	$1,163 \cdot 10^{-3}$	1	$2,613 \cdot 10^{19}$
Электрон вольт	<i>эВ</i>	$1,61 \cdot 10^{-12}$	$1,602 \cdot 10^{-19}$	$1,634 \cdot 10^{-20}$	$4,450 \cdot 10^{-23}$	$3,828 \cdot 10^{-20}$	1

Таблица П. 5

Соотношения между значениями физических единиц длины

Единица измерения	Сокращенное обозначение	Ангстрем	Нанометр	Микрометр	Миллиметр	Сантиметр
Ангстрем	<i>Å</i>	1	10^{-1}	10^{-4}	10^{-7}	10^{-8}
Нанометр	<i>нм</i>	10	1	10^{-3}	10^{-6}	10^{-7}
Микрометр (микрон)	<i>мкм</i>	10^4	10^3	1	10^{-3}	10^{-4}
Миллиметр	<i>мм</i>	10^7	10^6	10^3	1	10^{-1}
Сантиметр	<i>см</i>	10^8	10^7	10^4	10	1
Метр	<i>м</i>	10^{10}	10	10^6	10^3	10^2
Километр	<i>км</i>	10^{13}	10^{12}	10^9	10^6	10^5

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

www.calc.ru



Д.И. Менделеев
1834-1907

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА →

ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР →

Rb
РУБИДИЙ
85,468

НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ

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

Периоды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	1 H Водород 1,008							2 He Гелий 4,003		
2	3 Li Литий 6,941	4 Be Бериллий 9,0122	5 B Бор 10,811	6 C Углерод 12,011	7 N Азот 14,007	8 O Кислород 15,999	9 F Фтор 18,998	10 Ne Неон 20,179		
3	11 Na Натрий 22,99	12 Mg Магний 24,312	13 Al Алюминий 26,982	14 Si Кремний 28,086	15 P Фосфор 30,974	16 S Сера 32,064	17 Cl Хлор 35,453	18 Ar Аргон 39,948		
4	19 K Калий 39,102	20 Ca Кальций 40,08	21 Sc Скандий 44,956	22 Ti Титан 47,88	23 V Ванадий 50,941	24 Cr Хром 51,996	25 Mn Марганец 54,938	26 Fe Железо 55,845	27 Co Кобальт 58,933	28 Ni Никель 58,7
5	29 Cu Медь 63,546	30 Zn Цинк 65,37	31 Ga Галлий 69,72	32 Ge Германий 72,59	33 As Мышьяк 74,922	34 Se Селен 78,96	35 Br Бром 79,904	36 Kr Криптон 83,8		
6	37 Rb Рубидий 85,468	38 Sr Стронций 87,62	39 Y Итрий 88,905	40 Zr Цирконий 91,224	41 Nb Ниобий 92,906	42 Mo Молибден 95,94	43 Tc Технеций [99]	44 Ru Рутений 101,07	45 Rh Родий 102,905	46 Pd Палладий 106,4
7	47 Ag Серебро 107,868	48 Cd Кадмий 112,411	49 In Индий 114,818	50 Sn Олово 118,710	51 Sb Сурьма 121,757	52 Te Теллур 127,6	53 I Иод 126,905	54 Xe Ксенон 131,3		
8	55 Cs Цезий 132,905	56 Ba Барий 137,33	57-71 Лантаноиды	72 Hf Гафний 178,49	73 Ta Тантал 180,948	74 W Вольфрам 183,85	75 Re Рений 186,207	76 Os Осний 190,23	77 Ir Иридий 192,22	78 Pt Платина 195,09
9	79 Au Золото 196,967	80 Hg Ртуть 200,59	81 Tl Таллий 204,37	82 Pb Свинец 207,19	83 Bi Висмут 208,98	84 Po Полоний [210]	85 At Астат [210]	86 Rn Радон [222]		
10	87 Fr Франций [223]	88 Ra Радий [226]	89-103 Актинοиды	104 Rf Резерфордий [261]	105 Db Дубний [262]	106 Sg Сенборгий [263]	107 Bh Борний [262]	108 Hn Ханний [265]	109 Mt Мейтнерий [266]	110
	Высшие оксиды	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄		
	Летучие водородные соединения		RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR				

ЛАНТАНОИДЫ

57 La Лантан 138,905	58 Ce Церий 140,12	59 Pr Прозерий 140,908	60 Nd Неодим 144,24	61 Pm Прометий [145]	62 Sm Самарий 150,4	63 Eu Европий 151,96	64 Gd Гадолиний 157,25	65 Tb Тербий 158,925	66 Dy Диспрозий 162,5	67 Ho Гольмий 164,93	68 Er Эрбий 167,26	69 Tm Тулий 168,934	70 Yb Иттербий 173,04	71 Lu Лютеций 174,967
----------------------------	--------------------------	------------------------------	---------------------------	----------------------------	---------------------------	----------------------------	------------------------------	----------------------------	-----------------------------	----------------------------	--------------------------	---------------------------	-----------------------------	-----------------------------

АКТИНОИДЫ

89 Ac Актиний [227]	90 Th Торий 232,038	91 Pa Протактиний [231]	92 U Уран 238,029	93 Np Нептуний [237]	94 Pu Плутоний [244]	95 Am Америкий [243]	96 Cm Кюрий [247]	97 Bk Берклий [247]	98 Cf Калифорний [251]	99 Es Эйнштейний [254]	100 Fm Фермий [254]	101 Md Менделеев [258]	102 No Нобелий [259]	103 Lr Лоуренсий [260]
---------------------------	---------------------------	-------------------------------	-------------------------	----------------------------	----------------------------	----------------------------	-------------------------	---------------------------	------------------------------	------------------------------	---------------------------	------------------------------	----------------------------	------------------------------

ШКАЛА ОТНОСИТЕЛЬНОЙ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ (ПО ПОЛИНГУ)

Cs	K	Na	Ca	Mg	Al	B	P	H	C	S	I	Br	Cl	N	O	F
0,8	0,8	0,9	1,0	1,2	1,6	2,0	2,1	2,1	2,5	2,5	2,6	2,8	3,0	3,0	3,5	4,0

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

ИОНЫ	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Hg ₂ ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	
OH ⁻		P	P	P	-	P	M	M	H	H	H	H	H	H	H	-	H	H	H	H	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	P	P
F ⁻	P	P	P	P	P	M	H	M	P	M	P	P	M	P	-	M	M	H	M	M	M
Cl ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	H	P	P	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	M	H	P	P	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	H	-	H	H	P	-	P	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	H	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	M	M	M	H	M	H	-	H	-	-	-	M	-	-	-	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	P	P	H	P	P	M	P	P	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	-	-	H	-	-	H	H	-	-	-	-
SiO ₃ ²⁻	H	-	P	P	H	H	H	H	H	H	H	-	H	-	-	-	H	-	-	-	-
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CH ₃ COO	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ

Li Rb K Cs Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H) Cu Hg Ag Pt Au

АКТИВНОСТЬ МЕТАЛЛОВ УМЕНЬШАЕТСЯ →

ОГЛАВЛЕНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	3
1. Методические рекомендации по изучению дисциплины и задания для контрольной работы	4
2. Основные положения и законы химии. Номенклатура и классификация неорганических соединений	6
3. Строение вещества. Периодический закон. Современные представления о строении атомов	18
4. Химическая связь	33
5. Учение о химическом процессе. Закономерности протекания химических реакций	42
6. Химические системы. Растворы	54
7. Теория электролитической диссоциации	58
8. Растворы неэлектролитов	62
9. Окислительно-восстановительные реакции	70
ЛИТЕРАТУРА	77
ПРИЛОЖЕНИЕ	78

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

*Методические указания и задания
для выполнения контрольной работы*

Поддубных Людмила Петровна

Редактор Л.Э. Трибис

Электронное издание

Подписано к использованию 31.10.2016. Регистрационный № 85
Редакционно-издательский центр Красноярского государственного аграрного университета
660017, Красноярск, ул. Ленина, 117
Тел. (391) 265-01-93. e-mail: rio@kgau.ru