

Э. Г. Злотников

**КРАТКИЙ СПРАВОЧНИК
ПО ХИМИИ**

2008

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	7
-------------------	---

Часть I. Теоретические основы химии

1. Основные химические понятия и законы стехиометрии	8
1.1. Предмет химии. Вещества. Физические и химические явления	8
1.2. Атомно-молекулярное учение. Молекулы. Атомы	9
1.3. Химический элемент. Простые и сложные вещества	9
1.4. Химические знаки, формулы, уравнения	9
1.5. Относительная атомная и молекулярная масса	10
1.6. Моль — единица количества вещества. Молярная масса	12
1.7. Закон постоянства состава	12
1.8. Смеси и химические соединения	13
1.9. Закон сохранения массы	13
1.10. Закон Авогадро и следствия из него	14
2. Классы неорганических соединений	17
2.1. Классификация неорганических веществ	17
2.2. Оксиды	17
2.3. Основания	21
2.4. Кислоты	22
2.5. Соли	25
2.6. Взаимосвязь между классами неорганических соединений	29

3.	Строение атомов и молекул	30
3.1.	Строение ядер атомов химических элементов	30
3.2.	Изотопы. Изобары	30
3.3.	Радиоактивность. Ядерные реакции	31
3.4.	Строение электронных оболочек атомов	33
3.5.	Химическая связь и ее виды	35
3.6.	Ковалентная связь	36
3.7.	Типы кристаллических решеток	37
3.8.	Валентность и степень окисления	38
4.	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева	40
4.1.	Структура периодической системы химических элементов	40
4.2.	Периодический закон и строение атома	43
4.3.	Зависимость свойств элементов от положения в периодической системе	44
5.	Дисперсные системы и растворы	45
5.1.	Тепловые эффекты при растворении	47
5.2.	Растворимость веществ	47
5.3.	Кристаллогидраты	48
5.4.	Способы выражения содержания вещества в растворе	49
6.	Электролитическая диссоциация	49
6.1.	Основные положения теории электролитической диссоциации	50
6.2.	Степень электролитической диссоциации, сильные и слабые электролиты	52
6.3.	Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации	54
6.4.	Ионные реакции в растворах электролитов	55
6.5.	Гидролиз солей	58

7. Химические реакции	62
7.1. Классификация химических реакций	62
7.2. Элементы термохимии	64
7.3. Скорость химических реакций	65
7.4. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие и условия его смещения	68
7.5. Окислительно-восстановительные реакции	70
7.6. Электролиз расплавов и водных растворов	75

Часть II. Химия элементов

8. Химия неметаллов	78
8.1. Водород. Вода. Пероксид водорода	78
8.2. Подгруппа галогенов	80
8.3. Подгруппа кислорода	83
8.4. Подгруппа азота	88
8.5. Подгруппа углерода	94
9. Химия металлов	102
9.1. Общая характеристика металлов	102
9.2. Сплавы металлов	103
9.3. Металлы главной подгруппы I группы	104
9.4. Металлы главной подгруппы II группы	107
9.5. Металлы главной подгруппы III группы	110
9.6. Металлы побочных подгрупп	113

Часть III. Органическая химия

10. Основные понятия органической химии	116
10.1. Состав и своеобразие органических соединений	116
10.2. Теория химического строения органических соединений А.М. Бутлерова	116

10.3. Виды изомерии органических соединений	117
10.4. Классификация органических соединений	121
10.5. Электронная природа связей в молекулах органических соединений. Способы разрыва связей	126
10.6. Типы реакций органических веществ	127
10.7. Свойства и получение важнейших органических соединений	131
11. Высокомолекулярные соединения	144
11.1. Общие понятия о химии высокомолекулярных соединений	144
11.2. Свойства синтетических полимеров	145
11.3. Каучуки	150
11.4. Волокна	153

Часть IV. Решение задач

12. Общие указания к решению задач	156
12.1. Специфика стехиометрических расчетов	156
12.2. Единицы измерения физических величин, используемые при решении задач	157
13. Алгоритмы решения типовых расчетных задач	158
13.1. Расчеты по химическим формулам	158
13.2. Расчеты по уравнениям химических реакций	164
13.3. Расчеты, связанные с растворами	167
13.4. Нахождение молекулярных формул веществ в газообразном состоянии	170
Приложения	172
Рекомендуемая литература	192

*Светлой памяти нашей дочери
Тищенко Марины Эдуардовны
посвящаю*

ПРЕДИСЛОВИЕ

Справочник содержит необходимые сведения по теоретическим основам, неорганической (химии элементов) и органической химии, а также решению расчетных химических задач. Это издание предназначается для тех, кто уже ознакомился с химией в школе и хочет повторить ее основы. Пособие является кратким курсом химии, составленным на основе программы для поступающих в высшие учебные заведения, где в качестве вступительного экзамена сдают химию. В приложении к пособию приведены ряд таблиц и схем справочного характера, необходимых для решения расчетных химических задач. Учитывая небольшой объем пособия, его можно считать своего рода кратким справочником для школьников и абитуриентов. Пособие также может быть полезно преподавателям химии средних школ, гимназий, лицеев и колледжей. Все замечания и предложения по улучшению книги автор примет с благодарностью.

Часть I

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

1. ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ СТЕХИОМЕТРИИ

1.1. Предмет химии. Вещества. Физические и химические явления

Химия — наука о веществах и их свойствах, превращениях между ними и способах управления этими превращениями.

Вещество представляет собой однородный вид материи, каждая частица которой имеет одинаковые физические свойства.

Физические свойства вещества — агрегатное состояние, температура плавления и кипения, плотность, цвет, вязкость, летучесть и др.

Химические свойства определяются участием вещества в химических реакциях. Химические свойства вещества не зависят от агрегатного состояния, а физические зависят.

Физическими явлениями называются такие, при которых в составе вещества не происходят изменения, а *химическими явлениями* — такие, при которых образуются вещества с иными свойствами. Химические явления иначе называются *химическими реакциями*.

1.2. Атомно-молекулярное учение. Молекулы. Атомы

Основные положения атомно-молекулярного учения (впервые их высказал М. В. Ломоносов):

1. Вещества состоят из молекул.
2. Молекулы состоят из атомов.
3. Молекулы и атомы находятся в непрерывном движении.

Молекула — это наименьшая частица вещества, сохраняющая его химические свойства.

Атом — мельчайшая частица вещества, неделимая химическим путем на составные части.

1.3. Химический элемент. Простые и сложные вещества

Атомы одного вида называются *химическим элементом*.

Вещества, состоящие из атомов одного элемента, называются *простыми*, а состоящие из атомов разных элементов — *сложными*.

1.4. Химические знаки, формулы, уравнения

Химические элементы обозначают с помощью химических знаков (символов). Значительная часть символов — начальные большие буквы международных названий элементов, имеющих латинскую или греческую основу. Если названия нескольких элементов начинаются с одной буквы, то к первой букве присоединяется еще одна. Так, бор (Borium) имеет символ В, барий (Barium) — Ва, бром (Bromium) — Вг и т. д. Из символов составляются химические формулы.

Химическая формула — это отображение состава вещества с помощью химических знаков и индексов. Химическая формула показывает:

- 1) качественный состав вещества, т. е. из атомов каких элементов состоит данное вещество;
- 2) количественный состав вещества — сколько атомов каждого элемента входит в молекулу данного вещества;
- 3) массовое соотношение между элементами;
- 4) относительную молекулярную массу вещества.

Каждую химическую реакцию можно выразить химическим уравнением. В левой части пишутся формулы соединений, вступивших в реакцию, а в правой — формулы полученных после реакции веществ. Уравнение реакции показывает, какие вещества и в каких количествах вступили в реакцию и получились в результате.

1.5. Относительная атомная и молекулярная масса

Массы атомов и молекул очень малы: масса атома водорода $1,66 \cdot 10^{-24}$ г, кислорода $2,66 \cdot 10^{-23}$ г, углерода $19,92 \cdot 10^{-24}$ г. Пользоваться такими числами при расчете неудобно. Поэтому за единицу массы атомов принята особая атомная единица массы (а.е.м.), она составляет $1/12$ массы атома углерода, т. е. $1,66 \cdot 10^{-24}$ г. Например: масса атома кислорода равна $2,66 \cdot 10^{-26}$ кг, или $2,66 \cdot 10^{-23}$ г, или 16 а.е.м.

Массу атомов, выраженную в единицах массы, обозначают буквой m с индексом «а», т. е. m_a .

В химии пользуются также относительными атомными массами. *Относительной атомной массой элемента* называется отношение массы атома данного элемента к $1/12$ массы атома углерода:

$$A_r(\Theta) = \frac{m_a(\Theta)}{1/12 m_a(C)}$$

Иначе говоря, относительная атомная масса элемента показывает, во сколько раз масса атома данного элемента больше $1/12$ массы атома углерода.

Относительная атомная масса есть величина безразмерная.

Относительной молекулярной массой вещества называется отношение массы молекулы данного вещества к $1/12$ массы атома углерода:

$$M_r(B) = \frac{m_m(B)}{1/12 m_a(C)}$$

Относительная молекулярная масса — тоже безразмерная величина, она показывает, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше $1/12$ массы атома углерода.

С помощью приведенных здесь формул, используя атомную единицу массы, можно вычислять массу атома каждого элемента по его относительной атомной массе, а также массы молекул веществ по соответствующим относительным молекулярным массам. Значения относительных молекулярных масс можно найти и как сум-

му соответствующих относительных атомных масс элементов с учетом числа атомов в молекулах веществ.

1.6. Моль — единица количества вещества. Молярная масса

Моль — это количество вещества, содержащее столько частиц, сколько содержится атомов в 12 г углерода.

Порции вещества в 1 моль соответствует примерно $6 \cdot 10^{23}$ частиц (атомов, молекул или других частиц, составляющих вещество). Эта величина (число Авогадро) является постоянной для любого вещества.

Масса вещества, взятого количеством 1 моль, называется его *молярной массой*. Молярная масса есть отношение массы к количеству вещества:

$$M = m/\nu$$

Молярная масса имеет такое же числовое значение, как относительная молекулярная масса данного вещества: $M = \{M_r\}$. Единица молярной массы — г/моль.

1.7. Закон постоянства состава

Каждое химически чистое соединение имеет вполне определенный состав независимо от места и способа его получения (Ж. Пруст, 1801).

Закон постоянства состава можно сформулировать иначе. Химические элементы соединяются в определенных количественных соотношениях. А количественные отношения элементов в соединении и есть его химический состав, который, таким образом, оказывается определенным. Данный закон справедлив только для веществ с молекулярной кристаллической решеткой при одинаковом изотопном составе.

1.8. Смеси и химические соединения

При смешивании не происходит изменений в составе веществ. Химические соединения образуются только в результате химических реакций. Различия см. в табл. 1.

Таблица 1

Различие смесей и химических соединений

Смесь	Химическое соединение
Сохраняется индивидуальность составных частей	Не сохраняется индивидуальность составных частей
Образование не сопровождается тепловыми эффектами	Образование сопровождается тепловыми эффектами
Состав переменный	Состав постоянный
Можно разделить физическими методами	Нельзя разделить физическими методами
Не имеет постоянной температуры плавления и кипения	Имеет постоянную температуру плавления и кипения

1.9. Закон сохранения массы

Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции (М. В. Ломоносов, 1756 г.)

На основе атомно-молекулярного учения этот закон объясняется следующим образом: в результате химических реакций атомы не исчезают и не возникают, а происходит их перегруппировка. Так как число атомов до реакции и после остается неизменным, то их общая масса также не изменяется.

К этому закону необходимо сделать некоторые комментарии.

По современным представлениям, в процессе химической реакции остаются неизменными ядра атомов. Однако атом — это не только ядро, но и окружающие его электроны. В процессе химического взаимодействия происходит перестройка электронной структуры внешних электронных уровней, так что атом изменяется, и совсем не очевидно, что его масса остается постоянной. Масса тела зависит от его энергии и скорости света: $E = mc^2$; $m = E/c^2$.

В результате химической реакции всегда выделяется или поглощается энергия. В первом случае масса продуктов меньше, а во втором — больше массы реагентов. Это изменение массы можно вычислить, зная тепловой эффект реакции. С практической точки зрения закон сохранения массы в химических процессах выполняется, если не дать возможности выделяющейся энергии рассеяться в окружающем пространстве или поступить из него. Поэтому он широко используется в технологических расчетах при составлении баланса масс реактивов и продуктов промышленных производств. Для современной же теоретической химии он имеет лишь историческое значение. Фактически, закон сохранения массы есть часть закона сохранения энергии, согласно которому *энергия бесследно не исчезает, а превращается из одного вида в другой*.

1.10. Закон Авогадро и следствия из него

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул (А. Авогадро, 1811 г.). Закон справедлив только для газообразных веществ.

Следствия из закона Авогадро:

1. Одинаковое число молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковый объем.
2. 1 моль любого газа при нормальных условиях [н.у.: 0 °С, 101,3 кПа (1атм)] занимает объем 22,4 л. Эта величина называется молярным объемом.

Молярный объем V_M есть отношение объема, измеренного при н.у., к количеству вещества:

$$V_M = V/\nu$$

Используя величину молярного объема, можно находить молярные массы газообразных веществ. Для этого надо знать массу либо 1 литра (либо любого объема газа) при н.у. При других условиях молярный объем газа будет другим и можно воспользоваться уравнением Менделеева–Клапейрона:

$$pV = \nu RT \text{ или } pV = \frac{m}{M} RT,$$

где p — давление; V — объем; ν — количество вещества; T — температура (шкала Кельвина); m — масса; M — молярная масса газа; R — универсальная газовая постоянная. Если все единицы измерения взяты в СИ, то $R = 8,31 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$.

Используя закон Авогадро, можно определить молярную массу газа и без приведения объема к н.у.

На практике чаще определяют *относительную плотность газа* $D(X)$ по другому газу с известной молярной массой (обычно по водороду или по воздуху). При этом экспериментально измеряют массы равных объемов не-

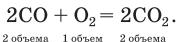
известного и известного газов при одинаковых условиях. Поэтому на основе закона Авогадро мы можем записать следующие соотношения:

$$D(X) = \frac{\rho(X)}{\rho} = \frac{\rho(X)V}{\rho V} = \frac{m(X)}{m} = \frac{M(X)\nu}{M\nu} = \frac{M(X)}{M}.$$

Примечание. Выражение $D(X) = m(X)/m$ справедливо только для одинаковых объемов газов при одинаковых условиях.

Относительная плотность одного газа по другому есть не только отношение их плотностей, но и молярных масс. Это позволяет находить молярную массу газа по его относительной плотности: $M(X) = M \cdot D(X)$.

Закон объемных отношений Гей-Люссака (1805 г.) гласит: *объемы участвующих в реакции газов относятся между собой и к образующимся газообразным продуктам реакции как небольшие целые числа*. Это дает возможность заменять коэффициенты в реакциях с газами любой объемной единицей. Иначе можно сказать, что при одинаковых условиях объемы реагирующих и образующихся газов относятся между собой как соответствующие коэффициенты в уравнении реакции.



Это значительно упрощает расчеты. Закон Авогадро и другие газовые законы (Гей-Люссака, Бойля–Мариотта, Шарля) строго выполняются лишь для идеального газа, в котором молекулы не имеют объема и сталкиваются между собой только упруго. Так как в природе идеального газа нет, то газовые законы имеют приближенный характер.

2. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

2.1. Классификация неорганических веществ

Классификация неорганических веществ представлена на схеме:



Резкой границы между металлами и неметаллами провести нельзя, так как есть простые вещества, проявляющие двойственные свойства.

2.2. Оксиды

Оксиды — это соединения двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2 .

Некоторые металлы, проявляя несколько степеней окисления, могут в одном и том же веществе входить в состав и катиона, и аниона. Например: в метаплюмбате свинца (II) $\text{Pb}(\text{PbO}_3) \equiv \text{Pb}_2\text{O}_3$, в ортоплюмбате свинца (II) $\text{Pb}_2\text{PbO}_4 \equiv \text{Pb}_3\text{O}_4$.

Очевидно, что это не оксиды, а соли, хотя иногда их изображают так: $\text{PbO} \cdot \text{PbO}_2$, $\text{PbO} \cdot \text{Pb}_2\text{O}_3$.

Классификация. По химическим свойствам оксиды можно подразделить в соответствии со схемой:



К несолеобразующим относится небольшое число оксидов, которые при обычной температуре не взаимодействуют ни с кислотами, ни со щелочами без изменения степени окисления. Например: CO , N_2O , NO , NO_2 . Большинство оксидов являются солеобразующими, т. е. могут взаимодействовать с кислотами или основаниями с образованием солей.

Основным оксидам в качестве гидратов соответствуют основания. Это оксиды металлов, в которых последние проявляют небольшую степень окисления, как правило $+1$, $+2$. Например: Na_2O , CaO , MgO , FeO , CuO , MnO .

Кислотным оксидам в качестве гидратов соответствуют кислоты. Это оксиды неметаллов и металлов со степенью окисления от $+4$ до $+7$. Например: Cl_2O_7 , SO_2 , SO_3 , N_2O_5 , P_2O_5 , CO_2 , Mn_2O_7 .

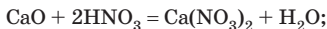
Амфотерным оксидам в качестве гидратов соответствуют амфотерные гидроксиды. Например: BeO , Al_2O_3 , ZnO , Cr_2O_3 .

Номенклатура. Названия оксидов складываются из слова «оксид» и названия элемента в родительном падеже, после которого в скобках указывается степень окисления элемента римскими цифрами (постоянная степень окисления не указывается).

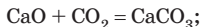
Свойства. Оксиды могут быть твердыми (CaO , FeO , P_2O_5 , SO_3 , CrO_3), жидкими (Mn_2O_7), газообразными (SO_2 , CO_2).

Из химических свойств оксидов необходимо отметить их кислотно-основные свойства (реакции с кислотами, щелочами, оксидами) и способность взаимодействовать с водой.

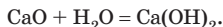
Основные оксиды реагируют с кислотами:



с кислотными оксидами:

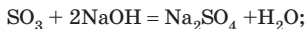


с водой:

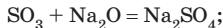


С водой взаимодействуют только те оксиды, которым в качестве гидратов соответствуют растворимые основания (см. приложение 3).

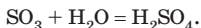
Кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями:



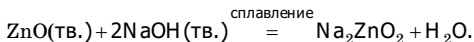
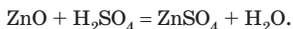
с основными оксидами:



с водой:



Амфотерные оксиды проявляют свойства и основных и кислотных оксидов. Например:

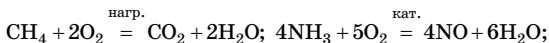


Амфотерные оксиды с водой не взаимодействуют, так как соответствующие им амфотерные гидроксиды нерастворимы в воде (см. приложение 3).

Химические свойства оксидов зависят от свойств элемента. Все солеобразующие оксиды неметаллов являются кислотными независимо от степени окисления неметалла N_2O_5 , N_2O_3 , Cl_2O_7 , Cl_2O , SO_3 , SO_2 . Свойства оксидов металлов зависят от степени окисления металла: оксиды металлов со степенью окисления +1 и +2 имеют основной характер (кроме амфотерных оксидов ZnO , PbO , BeO); оксиды металлов со степенью окисления +3 и +4 обычно амфотерны (Al_2O_3 , Cr_2O_3 , SnO_2); оксиды металлов со степенью окисления +5 и выше являются кислотными (CrO_3 , Mn_2O_7). Значит, с ростом степени окисления металла усиливаются кислотные свойства его оксидов.

Получение:

- 1) взаимодействием простых и сложных веществ с кислородом:



- 2) разложением некоторых кислородсодержащих веществ при нагревании:

