

Министерство образования и науки Российской Федерации
Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Оренбургский государственный университет»

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Часть 1

ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ.

ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ КИНЕТИКИ И ТЕРМОДИНАМИКИ

Рекомендовано Ученым советом Государственного образовательного учреждения высшего профессионального образования «Оренбургский государственный университет» в качестве учебного пособия для студентов, обучающихся по программам высшего профессионального образования по техническим специальностям

Оренбург
ИПК ГОУ ОГУ
2011

УДК 54(07)
ББК 24я7
О 28

Рецензент – кандидат химических наук, доцент Г.И. Якушева
Авторы: В.И.Федорченко, Н.В. Заболотная, Н.И.
Вербицкая, Н.А. Гончаренко.

- О Общая химия. Ч.1. Основные законы химии. Основы химической кинетики и термодинамики: учебное пособие/ В.И.Федорченко, Н.В.Заболотная, Н.И. Вербицкая, Н.А. Гончаренко; Оренбургский гос. ун-т. - Оренбург: ОГУ, 2011. - 116 с.

ISBN

В пособии изложен теоретический материал по основным разделам общей химии, предложен большой перечень вопросов и упражнений, способствующих усвоению и закреплению материала по данным разделам. В каждом разделе также представлены лабораторные практикумы.

Учебное пособие написано в соответствии с требованиями образовательной программы ГОСВО – Государственные требования к минимуму содержания и уровню подготовки выпускников (введены в действие с 27.03.2000 г. Госвузом России) и предназначено для студентов нехимических специальностей высших учебных заведений.

17011000000
О -----

УДК 54(07)
ББК 28я7

ISBN

© Федорченко В.И.,
Заболотная Н.В.,
Вербицкая Н.И.,
Гончаренко Н.А., 2011
© ГОУ ОГУ, 2011

Содержание

Введение	6
1 Строение атома	7
1.1 Квантовая теория строения атома	7
1.1.2 Теория Бора	8
1.1.3 Квантовые числа электронов	9
1.1.4 Электронные конфигурации атомов	14
1.1.5 Вопросы для самоконтроля	18
1.2 Периодические свойства элементов.....	19
1.2.1 Структура периодической системы	22
1.2.2 Вопросы для самоконтроля.....	23
1.3 Контрольные задания	24
2 Классы неорганических соединений.....	30
2.1 Классификация и номенклатура простых и сложных веществ	30
2.2 Оксиды	32
2.2.1 Номенклатура оксидов	32
2.2.2 Получение оксидов	33
2.2.3. Свойства оксидов	35
2.2.3.1 Основные оксиды	35
2.2.3.2 Кислотные оксиды	36
2.2.3.3 Амфотерные оксиды	37
2.3 Кислоты	38
2.3.1. Номенклатура кислот	38
2.3.2 Получение кислот	39
2.3.3 Химические свойства кислот	40
2.3.3.1 Общие свойства кислот	40
2.3.3.2 Специфические свойства кислот	42
2.4 Основания (гидроксиды металлов).....	44
2.4.1 Номенклатура оснований	44

2.4.2	Получение оснований	45
2.4.3	Свойства оснований	45
2.5	Соли	47
2.5.1	Номенклатура солей	48
2.5.2.	Получение солей	49
2.5.3	Химические свойства солей	49
2.6	Вопросы для самоконтроля.....	50
2.7	Контрольные задания	51
3	Основные законы химии.....	57
3.1	Стехиометрические законы	57
3.1.1	Количество вещества - моль вещества	57
3.1.2	Эквивалентная масса (молярная масса эквивалента вещества)	60
3.2	Газовые законы химии	62
3.2.1	Закон Авогадро и следствие из него	62
3.2.2	Закон Дальтона	66
3.2.3	Закон парциальных давлений	66
3.3	Контрольные вопросы	69
3.4	Контрольные задания	70
3.5	Лабораторная работа	
	Определение молярной массы эквивалента магния	74
3.5.1	Выполнение работы	75
3.5.2	Расчет	78
4	Основы химической кинетики и химического равновесия	80
4.1	Основы химической кинетики	80
4.1.1	Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции	80
4.1.2	Влияние температуры на скорость химической реакции	81
4.1.3	Влияние катализатора	82
4.2	Химическое равновесие	82

4.2.1 Константа химического равновесия	82
4.2.2 Смещение химического равновесия	83
4.2.2.1 Влияние температуры	84
4.2.2.2 Влияние давления	85
4.2.2.3 Влияние концентрации веществ	86
4.3 Вопросы для самопроверки	87
4.4 Контрольные задания	88
4.5 Лабораторная работа. Кинетика и химическое равновесие	91
4.5.1 Контрольные вопросы и задачи	94
5 Основы химической термодинамики	95
5.1 Общие определения и термины термодинамики	95
5.2 Термодинамические функции и термодинамические расчеты	96
5.3 Контрольные вопросы	100
5.4 Тестовые задания для самоподготовки	101
5.5 Лабораторная работа	
Определение теплового эффекта химической реакции	104
5.5.1 Теоретические основы термохимии процессов нейтрализации и растворения	104
5.5.2 Выполнение работы	105
Список использованных источников	109
Приложение А Справочные данные	110

Введение

Инженер любой специальности должен обладать достаточными знаниями в области химии. Изучение курса химии способствует развитию логического химического мышления, позволяет получить современное научное представление о механизме превращения химических соединений. Необходимо прочно усвоить основные законы химии.

Данное пособие представляет собой сборник заданий для самостоятельной работы студентов, изучающих дисциплину «Химия». В нем предлагается большой перечень вопросов и упражнений, которые должны способствовать усвоению и закреплению материала по различным разделам программы.

Пособие написано в соответствии с требованиями Государственного образовательного стандарта и программами курса «Химия». Последовательность изложения материала соответствует последовательности его изложения в лекционном курсе. Содержит вопросы и задания для самостоятельной работы студентов.

1 Строение атома

1.1 Квантовая теория строения атома

Фундаментальным законом природы и теоретической базой химии является периодический закон, открытый Д.И. Менделеевым в 1869 г. на основе глубоких знаний в области химии и гениальной интуиции. Позднее закон получил теоретическую интерпретацию на основе моделей строения атома.

В 1897 г. Дж. Томсон (Англия) открыл электрон, а в 1909 г. Р. Малликен определил его заряд, который равен $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл. Масса электрона составляет $9,11 \cdot 10^{-28}$ г. В 1904 г. Дж. Томсон предложил модель строения атома, согласно которой атом можно представить в виде положительно заряженной сферы с вкрапленными электронами. В 1910 г. в лаборатории Э. Резерфорда (Англия) в опытах по бомбардировки металлической фольги α -частицами было установлено, что некоторые α -частицы рассеиваются фольгой. Отсюда Резерфорд заключил, что в центре атома существует положительно заряженное ядро малого размера, окруженное электронами. Наличие положительного ядра в атоме получило подтверждение в дальнейших экспериментах. Радиусы ядер лежат в пределах 10^{-14} - 10^{-15} м, т.е. в 10^4 - 10^5 раз меньше размера атома. Резерфорд предсказал существование протона и его массу, которая в 1800 раз превышает массу электрона.

В 1910 г. Резерфорд предложил ядерную планетарную модель атома, состоящего из тяжелого ядра, вокруг которого двигаются по орбитам электроны. Однако, как показывает теория электромагнитного поля, электроны в этом случае должны двигаться по спирали, непрерывно излучая энергию, и падать на ядро.

При нагреве вещество испускает лучи (излучение). Если излучение имеет одну длину волны, то оно называется монохроматическим. В

большинстве случаев излучение характеризуется несколькими длинами волн.

В 1900 г. М. Планк (Германия) высказал предположение, что вещества поглощают и испускают энергию дискретными порциями, названными им квантами. Энергия кванта E пропорциональна частоте излучения (колебания) ν и выражается уравнением Планка.

$$E=h*\nu \quad (1.1)$$

где h - постоянная Планка ($6,626*10^{-34}$ Дж*с);

ν – частота излучения.

1.1.2 Теория Бора

В 1910 г. датский ученый Н. Бор, используя модель Резерфорда и теорию Планка, предложил модель строения атома водорода, согласно которой электроны двигаются вокруг ядра не по любым, а лишь по разрешенным орбитам, на которых электрон обладает определенными энергиями. При переходе электрона с одной орбиты на другую атом поглощает или испускает энергию в виде квантов. Каждая орбита имеет номер n (1,2,3,4,...), который назвали главным квантовым числом. Энергия электрона (ϵ_B) зависела от значения главного квантового числа n

$$E_n = -13,6 (1/n^2) \quad (1.2)$$

Отрицательный знак энергии означает устойчивость системы, которая тем более устойчива, чем ниже (чем более отрицательна) ее энергия. Атом водорода обладает минимальной энергией, когда электрон находится на первой орбите ($n=1$). Такое состояние называется основным. При переходе электрона на более высокие орбиты атом становится

возбужденным. Такое состояние атома неустойчиво. При переходе с верхней орбиты на нижнюю атом излучает квант электромагнитного излучения (света).

Теория Бора позволила рассчитать энергию электронов, значения квантов энергии, испускаемых при переходе электрона с одного уровня на другой. Теория Бора получила экспериментальное подтверждение. Однако она не смогла объяснить поведение электрона в магнитном поле. Теория Бора оказалась непригодной также для многоэлектронных атомов.

В 1905 г. А. Эйнштейн предсказал, что любое излучение представляет собой поток квантов энергии, называемых фотонами. Из теории Эйнштейна следует, что свет имеет двойственную (корпускулярно- волновую) природу.

В 1927 г. В.Гейзенберг (Германия) постулировал принцип неопределенности, согласно которому положение и импульс движения субатомной частицей (микрочастицей) принципиально невозможно определить в любой момент времени с абсолютной точностью. В каждый момент времени можно определить только лишь одно из этих свойств. Э.Шредингер (Австрия) в 1926 г. вывел математическое описание поведения электрона в атоме. Работы Планка, Эйнштейна, Бора, де Бройля, Гейзенберга, а также Шредингера, предложившего волновое уравнение, заложили основу квантовой механики, изучающей движение и взаимодействие микрочастиц.

1.1.3 Квантовые числа электронов

В квантово-механической модели атома используют вероятный подход для характеристики положения электрона. Вероятность нахождения электрона в определенной области пространства описывается волновой функцией Ψ , которая характеризует амплитуду волны, как функцию координат электрона. В наиболее простом случае эта функция зависит от трех пространственных координат и называется орбиталью. В соответствии

с определением, Ψ орбиталью называется область пространства, в котором наиболее вероятно нахождение электрона. Орбиталь характеризует вероятность нахождения электрона в определенном пространстве вокруг ядра атома. Орбиталь ограничена в трехмерном пространстве поверхностями той или иной формы. Величина области пространства, которую занимает орбиталь, обычно такова, чтобы вероятность нахождения электрона внутри её составляла не менее 95%.

Так как электрон несет отрицательный заряд, то его орбиталь представляет собой определенное распределение заряда, которое получило название электронного облака. Для характеристики поведения электрона в атоме введены квантовые числа: главное, орбитальное, магнитное и спиновое.

Главное квантовое число n определяет энергию и размеры электронных орбиталей. Главное квантовое число принимает значения 1,2,3,4,5, ... и характеризует оболочку или энергетический уровень. Чем больше n , тем выше энергия. Оболочки (уровни) имеют буквенные обозначения: К ($n = 1$), L($n=2$), М ($n=3$), N ($n=4$), Q ($n=5$), переходы электронов с одной оболочки (уровня) на другую сопровождаются выделением квантов энергии, которые могут проявиться в виде линий спектров.

Орбитальное квантовое число l определяет форму атомной орбитали. Электронные оболочки расщеплены на подоболочки, поэтому орбитальное квантовое число также характеризует энергетические подуровни в электронной оболочке атома.

Орбитальные квантовые числа принимают целостные значения от 0 до $(n - 1)$. Подоболочки также обозначаются буквами:

подоболочка (подуровень)	s	p	d	f
орбитальное квантовое число	0	1	2	3

Электроны с орбитальным квантовым числом 0, называются s-электронами. Орбитали и соответственно электронные облака имеют сферическую форму.

Электроны с орбитальным квантовым числом 1 называются p-электронами. Орбитали и соответственно электронные облака имеют форму, напоминающую гантель.

Электроны с орбитальным квантовым числом 2 называют d – электронами. Орбитали имеют более сложную форму, чем p -орбитали.

Электроны с орбитальным квантовым числом 3 получили название f – электронов. Форма их орбиталей ещё сложнее, чем форма d –орбиталей.

Форма электронных облаков для различных атомных орбиталей представлены на рисунке 1.1.

В одной и той же оболочке (уровне) энергия подоболочек (подуровней) возрастает в ряду.

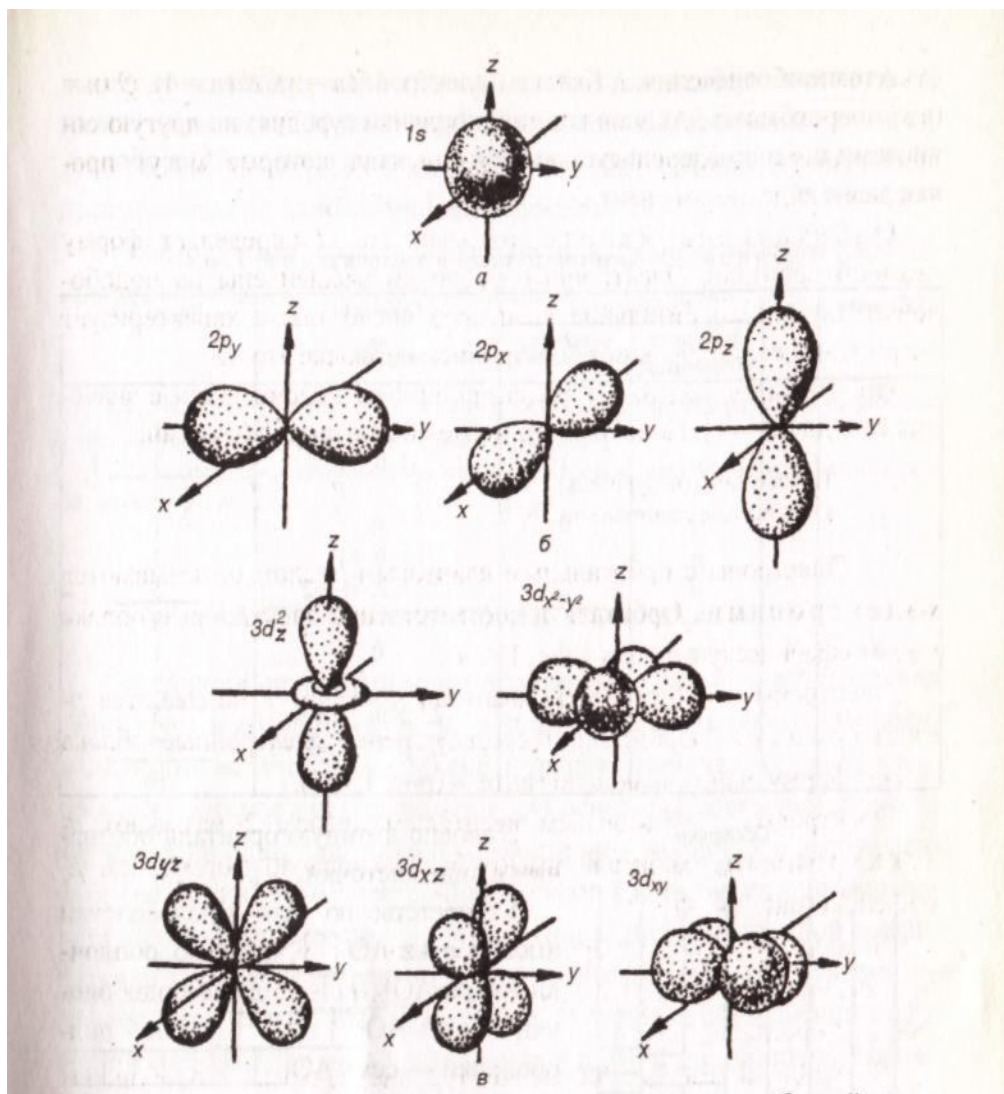
$$E_s < E_p < E_d < E_f$$

В первой оболочке ($n = 1$) может быть одна (s-), во второй ($n = 2$) - две (s-, p-), в третьей ($n = 3$) - три (s-, p-, d-), в четвертой ($n = 4$) - четыре (s-, p-, d-, f-) - подоболочки.

Магнитное квантовое число m_l характеризует ориентацию орбитали в пространстве. В отсутствие внешнего магнитного поля все орбитали одного подуровня (подоболочки) имеют одинаковое значение энергии. Под воздействием внешнего магнитного поля происходит расщепление энергии подоболочек. Магнитное квантовое число принимает целочисленные значения от $-l$ до $+l$, включая 0. Например, для $l=3$, магнитные квантовые числа имеют значения $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$. Таким образом, в данной подоболочке (f- подоболочке) существует семь орбиталей.

Соответственно в подоболочке s ($l = 0$) имеется одна орбиталь ($m_l = 0$), в подоболочке p ($l = 1$) – три орбитали ($m_l = -1, 0, +1$), в подоболочке d ($l = 2$) - пять орбиталей ($m_l = -2, -1, 0, +1, +2$).

Атомная орбиталь. Каждая электронная орбиталь в атоме (атомная орбиталь, АО) может характеризоваться тремя квантовыми числами n , l и m_l . Как следует из таблицы 1.1, общее число АО в оболочках равно n^2 .



а) s- орбиталь ; б) p – орбиталь; в) d- орбиталь

Рисунок 1.1 – Форма электронных облаков

Условно атомную орбиталь обозначим в виде клеточки □

Соответственно для s-подоболочки имеется одна АО □, для p-подоболочки- три АО □□□, d-подоболочки – пять АО □□□□□, для f-подоболочки - семь АО□□□□□□□.

Например, атому фтора соответствует электронная формула $1S^22S^22p^5$.

Т.к. у фтора идет заполнение p – электронного слоя, данный элемент относится к семейству p – элементов.

Таблица 1.1 – Квантовые числа в оболочках с n от 1 до 4

Оболочка	N	подоболочки		Орбитали	Число АО
		Буквенное обозначение	Значение l		
К	1	s	0	0	1
L	2	s	0	0	1
		p	1	-1, 0, +1	3
M	3	s	0	0	1
		p	1	-1, 0, +1	3
		d	2	-2, -1, 0, +1, +2	5
N	4	s	0		1
		p	1	0	3
		d	2	-1, 0, +1	5
		f	3	-2, -1, 0, +1, +2	7
				-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	1
					6

Спиновое квантовое число m_s . Излучение атомных спектров показало, что трех квантовых чисел недостаточно для описания свойств электронов. Каждый электрон также характеризуется собственным механическим моментом движения, который получил название спина.

Спиновое квантовое число m_s имеет только два значения $+1/2$ и $-1/2$. Положительные и отрицательные значения спина связаны с его направлением. Электроны с разными спинами обычно обозначаются противоположно направленными стрелками $\uparrow\downarrow$.

Таким образом, состояние электрона в атоме полностью характеризуется четырьмя квантовыми числами: n , l , m_l , m_s .

1.1.4 Электронные конфигурации атомов

Электронные конфигурации элемента. Запись распределения электронов в атоме по оболочкам, подоболочкам и орбиталям получила название электронной конфигурации элемента. Обычно электронная конфигурация приводится для основного состояния атома. В случае, если один или несколько электронов находятся в возбужденном состоянии, то и электронная конфигурация будет характеризовать возбужденное состояние атома. При записи электронной конфигурации указывают цифрами главное квантовое число (n), буквами - подоболочки (s , p , d или f), а степень буквенных обозначений подоболочек обозначает число электронов в данной подоболочке. Например, электронная конфигурация водорода- $1s^1$, лития- $1s^2 2s^1$, бора- $1s^2 s^2 2p^6$, магния- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, титана- $1s^2 2s^2 2p^6 3d^2 4s^2$.

При составлении электронных конфигураций многоэлектронных атомов учитывают: принцип минимальной энергии, принцип Паули, правила Гунда и Клечковского.

Принцип минимальной энергии. Согласно этому принципу электроны в основном состоянии заполняют орбитали в порядке повышения уровня энергии орбиталей, Первыми заполняются орбитали с минимальными уровнями энергии.

В многоэлектронных атомах электроны испытывают не только притяжение ядер, но и отталкивание электронов, находящихся ближе к ядру

и экранирующих ядро от более далеко расположенных электронов. Поэтому последовательность возрастания энергий орбиталей усложняется.

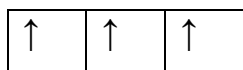
Правило В. Клечковского. Увеличение энергии и соответственно заполнение орбиталей происходит в порядке возрастания суммы квантовых чисел $n+l$, а при равной сумме $n+l$ в порядке возрастания числа. Соответственно этому правилу подболочки выстраиваются в следующий ряд

$$1s < 2s < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d < 4f < 6p < 7s \text{ и т.д.}$$

Исключение составляют d- и f-элементы с полностью и наполовину заполненными родоболочками, у которых наблюдается так называемый провал электронов, например Cu, Ag, Cr, Mo, Pt, Pd.

Принцип запрета Паули. В 1925 г. П. Паули постулировал принцип запрета, согласно которому в атоме не может быть двух электронов, обладающих одинаковым набором квантовых чисел n, l, m_s, m_l . Отсюда следует, что на каждой орбитали может быть не более двух электронов, причем они должны иметь противоположные (антипараллельные) спины, т.е. допускается заполнение $\uparrow\downarrow$ и не допускается заполнение $\uparrow\uparrow$ и $\downarrow\downarrow$.

Правило Гунда. В соответствии с этим правилом заполнение орбиталей одной подболочки в основном состоянии атома начинается одиночными электронами с одинаковыми спинами. После того как одиночные электроны займут все орбитали в данной подболочке, заполняются орбитали вторыми электронами с противоположными спинами. Например, у атома азота орбитали в основном состоянии заполняют p- подболочку $2p^3$ по одному электрону,



а у атома кислорода начинается заполнение p-орбитали $2p^4$ вторым электроном

↑↓	↑	↑
----	---	---

Периодическая система элементов Д.И. Менделеева и электронная структура атомов. В 1869 г. Д.И. Менделеев сообщил об открытии периодического закона, современная формулировка которого следующая: свойство элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра их атомов. Наглядным выражением закона служит периодическая система Д.И. Менделеева

Рассмотрим связь между положением элемента в периодической системе и электронным строением его атомов. У каждого последующего элемента периодической системы на один электрон больше, чем у предыдущего. Полные записи электронных конфигураций первых двух периодов приведены в таблице 1.2.

Первый период состоит из двух элементов: водорода и гелия. Атомом гелия заканчивается формирование К-оболочки атома, обозначим ее [He]. Электрон, который последним заполняет орбитали атома, называется формирующим, и электрон относится к группе, называемой по формирующему электрону. В данном случае оба элемента имеют формирующие s-электроны и соответственно называются s-элементами.

У элементов второго периода формируется L-оболочка, заполняются s- и p- подоболочки. Формирующими электронами у первых двух элементов являются s-электроны, поэтому Li и Be относятся к s-элементам. Остальные шесть элементов периода входят в число p-элементов, так как формирование их орбиталей заканчивается p-электроном. У элемента Ne полностью заполнена 2p- подоболочка, обозначим его электронную конфигурацию как [Ne]. В таблице А.1 (см. приложение) даны в краткой записи электронные конфигурации элементов в основном состоянии. При этом не приводится полная запись электронной конфигурации полностью заполненных подоболочек предыдущих периодов.

Таблица 1.2 – Электронные конфигурации элементов
первых двух периодов

Атомный номер	Элемент	Электронная конфигурация
1	Водород	$1s^1$
2	Гелий	$1s^2$
3	Литий	$1s^2 2s^1$
4	Бериллий	$1s^2 2s^2$
5	Бор	$1s^2 2s^2 2p^1$
6	Углерод	$1s^2 2s^2 2p^2$
7	Азот	$1s^2 2s^2 2p^3$
8	Кислород	$1s^2 2s^2 2p^4$
9	Фтор	$1s^2 2s^2 2p^5$
10	Неон	$1s^2 2s^2 2p^6$

Третий период начинается с натрия, электронная конфигурация которого $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ и заканчивается аргоном с электронной конфигурацией $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ [Ar]. Хотя в третьем уровне (оболочка M) имеется подоболочка 3d, которая остается незаполненной, в четвертом периоде начинает формироваться следующая оболочка N (n=4) и период начинается с s-элемента калия, [Ar]4s⁻¹. Это обусловлено тем, что энергия подуровня 4s несколько ниже, чем энергия подуровня 3d (рисунок 1.2).

В соответствии с правилом Клечковского n+l у 4s(4) ниже, чем n+l у 3d(5). После заполнения 4s-подоболочки заполняется 3d-подоболочка. Элементы начиная со Sc[Ar]3d¹4s² до Zn[Ar]3d¹⁰4s², имеющие формирующие d-электроны, относятся к d-элементам. Как видно из табл. 1.3, у хрома на 4s-подоболочке остается один электрон, а на 3d-подоболочке вместо четырех оказывается пять d-электронов, Такое явление получило

название <провала> электрона с s- на d-подоболочку. Это обусловлено более низкой энергией конфигурации $3d^5 4s^1$ по сравнению с конфигурацией $3d^4 4s^2$. <Провал> электронов наблюдается и у других атомов, например у атомов Cu, Nb, Mo, Pt, Pd (см. приложение, таблица А.1).

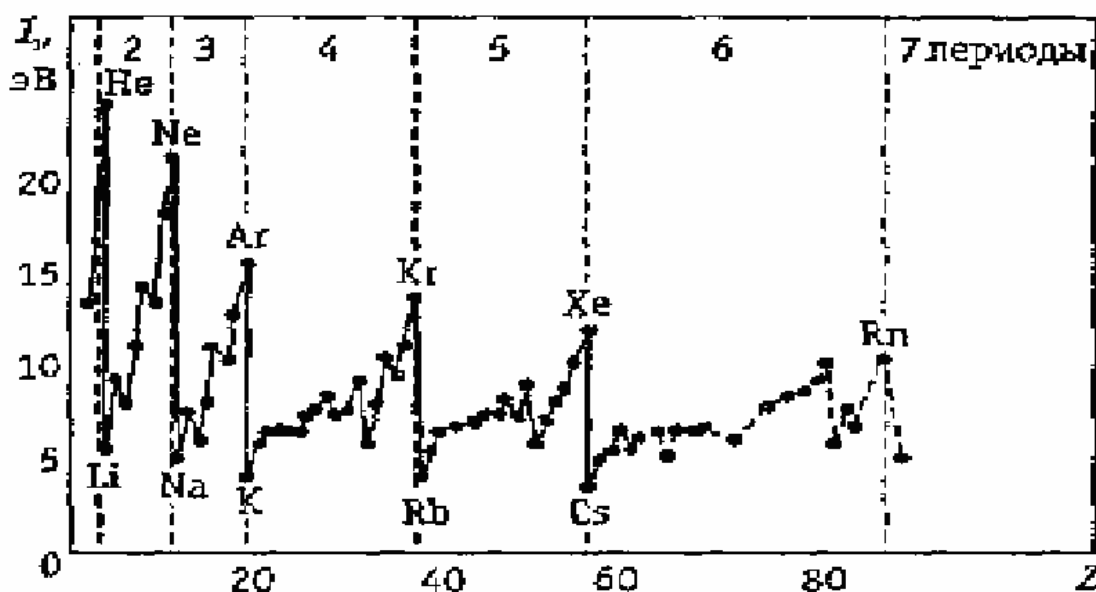


Рисунок 1.2 – Зависимость первой энергии ионизации от порядкового номера элемента

1.1.5 Вопросы для самоконтроля

1 Рассчитайте максимальное число электронов, которое может находиться в оболочках Mn и N.

2 Укажите, какие АО в многоэлектронном атоме будут заполняться в первую очередь: 5s или 4d? Какое правило вы использовали для ответа на этот вопрос?

3 Напишите полные электронные конфигурации атомов элементов с порядковым номером 17 и 25. Назовите формирующие электроны этих элементов.

4 Напишите электронные конфигурации атомов хлора и марганца и ионов Cl^- и Mn^{2+} .

1.2 Периодические свойства элементов

Так как электронное строение элементов изменяется периодически, то соответственно периодически изменяются и свойства элементов, определяемые их электронным строением, такие как энергия ионизации, размеры атомов, окислительно-восстановительные и другие свойства.

Энергия ионизации. Энергия, необходимая для удаления одного моля электронов от одного моля атомов какого либо элемента, называется первой энергией ионизации I_1 .

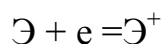
В результате ионизации атомы превращаются в положительно заряженные ионы. Энергию ионизации выражают либо в килоджоулях на моль (кДж/моль), либо в электронвольтах (эВ).

Энергия ионизации характеризует восстановительную способность элемента. Первая энергия ионизации (рисунок 1.2) определяется электронным строением элементов и ее изменение имеет периодический характер. Энергия ионизации возрастает по периоду. Наименьшие значения энергии ионизации имеют щелочные элементы, находящиеся в начале периода, наибольшими значениями энергии ионизации характеризуются благородные газы, находящиеся в конце периода. Пики на кривой зависимости энергии ионизации от порядкового номера элемента наблюдаются у элементов с законченной s-подоболочкой (Be, Mg) и d-подоболочкой (Zn, Cd, Hg), и p-подоболочкой, в АО которой находится по одному электрону (N, P, As). Минимумы на кривой наблюдаются у элементов имеющих на внешней подоболочке по одному электрону (щелочные металлы, B, Al, Ga, In).

В одной и той же группе энергия ионизации несколько уменьшается с увеличением порядкового номера элемента, что обусловлено увеличением размеров атомов и расстояния внешних подболочек от ядра.

Кроме первой энергии ионизации, элементы с многоэлектронными атомами могут характеризоваться второй I_2 , третьей I_3 и более высокой энергией ионизации, которые равны соответственно энергии отрыва молей от ионов Э^+ , Э^{2+} и т. д. При этом энергии ионизации возрастают с увеличением их номеров, т.е. $I^1 < I^2 < I^3$. Особенно резкое увеличение энергии ионизации наблюдается при отрыве электронов из заполненной подболочки.

Сродство к электрону. Энергетический эффект присоединения моля электронов к молю нейтральных атомов называется сродством к электрону. Например:



Сродство к электрону $E_{\text{ср}}$ количественно выражается в кДж/моль или эВ. Сродство к электрону зависит от положения элемента в периодической системе. Наибольшие значения сродства к электрону имеют галогены, кислород, сера, наименьшие и даже отрицательные значения ее — элементы с электронной конфигурацией s^2 (He, Be, Mg, Zn), с полностью или наполовину заполненными p-подболочками (Ne, Ar, Kr, N, P, As).

Электроотрицательность. Для характеристики способности атомов в соединениях притягивать к себе электроны введено понятие электроотрицательности (ЭО). Учитывая, что эта особенность атомов зависит от типа соединений, валентного состояния элемента, эта характеристика имеет условный характер. Однако ее использование полезно для объяснения типа химических связей и свойств соединений.

Имеется несколько шкал электроотрицательности. Согласно Р. Малликену (США) электроотрицательность равна полусумме энергии ионизации и энергии сродства к электрону. Сложность подхода Малликена заключается в том, что нет надежных методов количественного

определения энергии сродства к электрону. Поэтому Л. Полинг (США) предложил термохимический метод расчета ЭО на основе определения разности энергии диссоциации соединения А-В и образующих его молекул А-А и В-В. Он ввел относительную шкалу электроотрицательности, приняв ЭО фтора, равной четырем. Электроотрицательность элементов (см. приложение, таблица А.2) возрастает по периоду и несколько убывает в группах с возрастанием номера периода у элементов I, II, V и VI главных подгрупп, III, IV и V-побочных подгрупп, имеет сложную зависимость у элементов III главной подгруппы (минимум ЭО у Al), возрастает с увеличением номера периода у элементов IV-VIII побочных подгрупп. Наименьшие значения ЭО имеют s-элементы I подгруппы, наибольшие значения – p-элементы VI и VII групп.

Атомные радиусы. Атомы не имеют строго определенных границ из-за корпускулярно-волнового характера электронов. Поэтому абсолютное значение радиуса атома определить невозможно. Можно условно принять за радиус атома теоретически рассчитанное значение расстояния от ядра до наиболее удаленного от него максимума электронной плотности (орбитальный радиус атома) или половину расстояния между центрами двух смежных атомов в кристаллах (эффективные радиусы атомов). Наблюдается периодичность изменения атомных радиусов, особенно у s- и p-элементов. В одной и той же группе с увеличением номера периода атомные радиусы, как правило, возрастают в связи с увеличением числа электронных оболочек. Однако увеличение заряда ядра при этом оказывает противоположный эффект, поэтому увеличение атомных радиусов с увеличением номера периода относительно невелико, а в некоторых случаях, например, у p-элементов III группы значение орбитального радиуса у Al больше, чем у Ga.

Четвертый период завершается формированием подоболочки $4p$ у криптона $[Ar] 3d^{10}4s^24p^6$ или $[Kr]$. Всего в четвертом периоде 18 элементов.

Пятый период аналогичен четвертому периоду. Он начинается с s-элемента рубидия $[\text{Kr}] 5s^1$ и заканчивается p-элементом ксеноном $[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^6$ или $[\text{Xe}]$ и включает в себя десять 4d-элементов от иттрия до кадмия. Всего в пятом периоде 18 элементов.

В шестом периоде, как и в пятом, после заполнения s-подоболочки начинается формирование d-подоболочки предвнешнего уровня у лантана. Однако, у следующего элемента энергетически выгоднее формирование 4f-подоболочки по сравнению с 5d-подоболочкой. Поэтому после лантана следует 14 лантаноидов с формирующими f-электронами, т.е. f-элементов от церия $\text{Ce} [\text{Xe}] 4f^25d^06s^2$ до лутеция $\text{Lu} [\text{Xe}] 4f^{14}5d^16s^2$. Затем продолжается заполнение оставшихся орбиталей в 5d-подоболочке и 6p-подоболочке. Период завершает радон $[\text{Xe}] 4f^{14}5d^{10}6s^26p^6$ или $[\text{Rn}]$. Таким образом период имеет 32 элемента: два s-элемента, шесть p-элементов, десять d-элементов и четырнадцать f-элементов.

Седьмой период начинается и продолжается аналогично шестому периоду, однако формирование его не завершено. Он также имеет вставную декаду из d-элементов и четырнадцать 5f-элементов (актиноидов). К настоящему времени известно 109 элементов, в том числе семь 6d-элементов. Элементы, начиная со 105 номера, пока не имеют официального названия.

1.2.1 Структура периодической системы

Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева состоит из периодов, групп и подгрупп. Периодом называется последовательный ряд элементов, размещенных в порядке возрастания заряда ядра атомов, электронная конфигурация которых изменяется от ns^1 до ns^2np^6 (или до ns^2 у первого периода). Периоды начинаются с s-элемента и заканчиваются p-элементом (у первого периода – s-элементом). Малые

периоды содержат 2 и 8 элементов, большие периоды -18 и 32 элемента, седьмой период остается незавершенным.

В системе имеется восемь групп, что соответствует максимальному числу электронов во внешних подоболочках. Группы делятся на главные (основные) и побочные подгруппы. Подгруппы включают в себя элементы с аналогичными электронными структурами (элементы-аналоги). К главным подгруппам (подгруппам А) относятся подгруппы элементов второго периода: Li, Be, B, N, O, F и подгруппа благородных газов. К побочным подгруппам (подгруппам В) принадлежат d- и f-элементы. Первые шесть d-элементов (от Sc до Fe) начинают соответствующие подгруппы от подгруппы 111 (Sc) до подгруппы V111 (Fe). В подгруппу V111 также включаются все элементы семейства железа (Fe, Co, Ni) и их аналоги-платиновые металлы. Медь и ее аналоги, имеющие во внешней s-подоболочке по одному электрону, образуют первую побочную подгруппу, а цинк и его аналоги – вторую побочную подгруппу. Лантаноиды и актиноиды (f-элементы) находятся в 111 подгруппе в соответствии с особенностями их электронных конфигураций.

1.2.2 Вопросы для самоконтроля

1 Напишите полные электронные конфигурации атомов элементов с порядковым номером 17 и 25. Назовите формирующие электроны этих элементов.

2 Напишите электронные конфигурации атомов хлора и марганца и ионов Cl⁻ и Mn²⁺.

3 Напишите электронную конфигурацию атомов фосфора и ванадия. Являются ли они аналогами?

4 Напишите электронную конфигурацию бериллия и укажите элементы-аналоги. Как изменяются свойства аналогов с увеличением номера периода?.

5 Приведите электронную конфигурацию калия. Покажите, как изменяются свойства элементов периода, в котором находится калий.

6 Напишите электронные конфигурации атомов Fe и F, а также ионов Fe^{2+} , Fe^{3+} , и F

1.3 Контрольные задания

№ 1

1 Сколько свободных d-орбиталей содержится в атомах Sc, Ti, V? Напишите электронные формулы атомов этих элементов.

2 Энергетическое состояние внешнего электрона атома описывается следующими значениями квантовых чисел: $n=3$, $l=0$, $m_l=0$. Атомы каких элементов имеют такой электрон? Составьте электронные формулы этих элементов.

3 Пользуясь правилом Гунда, распределите электроны по орбиталям, отвечающим низшему энергетическому состоянию атомов: марганца, азота, кислорода.

4 Для атома углерода возможны два различных электронных состояния: $1s^2 2s^2 2p^2$ и $1s^2 2s^1 2p^3$ Как называются эти состояния атома? Как перейти от первого состояния ко второму?

№ 2

1 Атому какого из элементов отвечает каждая из приведенных электронных формул: а) $1s^2 2s^2 2p^3$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$?

2 Пользуясь правилом Гунда, распределите электроны по орбиталям, отвечающим высшему энергетическому состоянию атомов: фосфора, алюминия, кремния.

3 Напишите все квантовые числа для электронов атомов: а) лития; б) бериллия; в) бора.

4 Представьте электронную конфигурацию атома хлора и укажите, сколько электронных пар в атоме хлора и какие орбитали они занимают? Сколько неспаренных электронов в атоме хлора?

№ 3

1 Выразите электронную конфигурацию атомов, пользуясь электронными формулами, для элементов с порядковыми номерами 12, 20, 38.

2 Напишите значения квантовых чисел m_l и m_s для электронов, у которых главное квантовое число равно 4.

3 Пользуясь правилом Гунда, распределите электроны по орбиталям, соответствующим низшему энергетическому состоянию для атомов элементов с порядковыми номерами 21, 35, 68.

4 Атомам каких элементов и каким состояниям этих элементов отвечают следующие электронные формулы: $1s^22s^2$ и $1s^22s^12p^1$; $1s^22s^22p^1$ и $1s^22s^12p^2$?

№ 4

1 Определите степень окисления кислорода в соединениях: H_2O , H_2O_2 , K_2O , K_2O_3 .

2 Какой из s-элементов подгруппы 11-A является более сильным восстановителем по отношению к хлору?

3 Напишите значения квантовых чисел m_l и m_s для электронов, у которых главное и орбитальное квантовые числа соответственно равны 5 и 4.

4 Напишите все квантовые числа для электронов атомов: а) азота; б) углерода; в) фтора.

№ 5

1 Энергия ионизации кислорода равна 1313,0 кДж/моль. Вычислите ионизационный потенциал кислорода.

2 Пользуясь правилом Гунда, распределите электроны по орбиталям, отвечающим высшему энергетическому состоянию атомов: серы, никеля, аргона.

3 Энергетическое состояние внешнего электрона атома описывается следующими значениями квантовых чисел: $n=4$, $l=2$, $m_l=1$. Атомы каких элементов имеют такой электрон? Составьте электронные формулы атомов этих элементов.

4 Атомы каких элементов имеют следующее строение наружного и предпоследнего электронных слоев: а) $4s^2 4p^6 4d^7 5s^1$; б) $4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^0$?

№ 6

1 Относительная электроотрицательность иода равна 2,5, а его ионизационный потенциал 10,45 В. Определите сродство иода к электрону (кДж/моль).

2 Сколько значений магнитного квантового числа возможно для электронов энергетического подуровня, орбитальное квантовое число которого $L=2$? $L=3$?

3 Определить по правилу Клечковского последовательность заполнения электронных орбиталей, характеризующихся суммой $n+l$: а) 5; б) 6 в) 7.

4 Сколько вакантных 3d-орбиталей имеют возбужденные атомы: а) Cl; б) V; в) Mn?

№ 7

1 Какое максимальное число электронов может содержать атом в электронном слое с главным квантовым числом $n=4$?

2 Какой подуровень заполняется в атомах после заполнения подуровня 5p? После заполнения подуровня 5d?

3 Составить электронно-графические схемы ионов Fe^{+2} и Fe^{+3} . Чем можно объяснить особую устойчивость электронной конфигурации иона Fe^{+3} ?

4 У элементов каких периодов электроны внешнего слоя характеризуются значением $n+l=5$?

№ 8

1 Записать электронные формулы атомов элементов с зарядом ядра: а) 8; б) 13; в) 23. Составить графические схемы заполнения электронами валентных орбиталей этих атомов.

2 Какой подуровень заполняется в атомах после заполнения подуровня $5p$? После заполнения подуровня $5d$?

3 Среди приведенных ниже электронных конфигураций указать невозможные и объяснить причину невозможности их реализации: а) $1p^3$; б) $3p^6$; в) $3s^2$; г) $2s^2$; д) $2d^5$; $3p^7$; $2p^4$.

4 У элементов каких периодов электроны внешнего слоя характеризуются значением $n+l=7$?

№ 9

1 Указать особенности электронных конфигураций атомов меди и хрома. Сколько $4s$ -электронов содержат невозбужденные атомы этих элементов?

2 Сколько неспаренных электронов содержат невозбужденные атомы: а) В; б) S; в) Cr; г) As?

3 Какой подуровень заполняется в атомах после подуровня $5s$?

4 Структура валентного электрона атома элемента выражается формулой: а) $5s^25p^6$; б) $3d^54s^1$; в) $3s^23p^63d^94s^1$. Определить порядковый номер и название элемента.

№ 10

1 Какова степень окисления азота в соединениях N_2 , N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 , $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

2 Указать особенности электронных конфигураций атомов меди и хрома. Сколько 4s-электронов содержат невозбужденные атомы этих элементов?

3 У элементов каких периодов электроны внешнего слоя характеризуются значением $n+l=4$?

4 Написать электронные формулы ионов: а) Sn^{2+} ; б) Sn^{4+} ; в) Mn^{2+} .

№ 11

1 У какого элемента начинается заполняться подуровень 4f? У какого элемента завершается заполнение этого подуровня?

2 Определить по правилу Клечковского последовательность заполнения электронных орбиталей, характеризующихся суммой $n+l$: а) 4; б) 5 в) 6

3 Какой подуровень заполняется в атомах после подуровня 4s?

4 Энергетическое состояние внешнего электрона атома описывается следующими значениями квантовых чисел: $n=3$, $l=2$, $m_l=2$. Атомы каких элементов имеют такой электрон? Составьте электронные формулы этих элементов.

№ 12

1 Напишите значения квантовых чисел m_l и m_s для электронов, у которых главное и орбитальное квантовые числа соответственно равны 3 и 4.

2 Сколько неспаренных электронов содержат невозбужденные атомы: а) Be; б) O; в) Cl; г) P?

3 У элементов каких периодов электроны внешнего слоя характеризуются значением $n+l=6$?

4 Составить электронно-графические схемы ионов Ni^{+2} и Ni^{+4}

№ 13

1 Определите степень окисления углерода в соединениях CH_4 ; $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; CH_2O ; HCOOH ; CO_2 .

2 Записать электронные формулы атомов элементов с зарядом ядра: а) 9; б) 17; в) 27. Составить графические схемы заполнения электронами валентных орбиталей этих атомов.

3 Сколько значений магнитного квантового числа возможно для электронов энергетического уровня, орбитальное квантовое число которого $L=1$? $L=3$?

4 Напишите значения квантовых чисел m_l и m_s для тех четырнадцати электронов, у которых главное и орбитальное квантовые числа соответственно равны 4 и 3.

№ 14

1 Напишите электронные формулы еще не открытых элементов № 108 и 113 и укажите, какое место они займут в периодической системе.

2 Сколько неспаренных электронов содержат невозбужденные атомы: а) Al; б) Br; в) Ni; г) F?

3 Для атома с электронной структурой $1s^2 2s^2 2p^3$ напишите значения четырех квантовых чисел: n , l , m_l , m_s , определяющие каждый из электронов в нормальном состоянии.

4 Представьте электронную конфигурацию атома хлора и укажите, сколько электронных пар в атоме хлора и какие орбитали они занимают? Сколько неспаренных электронов в атоме хлора?

№ 15

1 Какова степень окисления хлора в соединениях HClO , NOCl , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 ?

2 Среди приведенных ниже электронных конфигураций указать невозможные и объяснить причину невозможности их реализации: а) $3s^2$; б) $2d^5$; в) $3f^{12}$; г) $3p^7$.

3 Какой подуровень заполняется в атомах после подуровня $6s$?

4 Структура валентного электрона атома элемента выражается формулой: а) $4s^2 4p^6$; б) $3d^5 4s^1$; в) $3s^2 3p^6 3d^9 4s^1$. Определить порядковый номер и название элемента.

№ 16

1 У элементов каких периодов электроны внешнего слоя характеризуются значением $n + l = 3$?

2 Почему медь имеет меньший атомный объем, чем калий, расположенный в той же группе и том же периоде?

3 Перечислить электронные аналоги среди элементов VI группы периодической системы элементов. Написать в общем виде электронные формулы валентных электронных подуровней атомов этих элементов.

4 Энергетическое состояние внешнего электрона атома описывается следующими значениями квантовых чисел: $n=4$, $l=3$, $m_l=3$. Атомы каких элементов имеют такой электрон? Составьте электронные формулы этих элементов.

2 Классы неорганических соединений

2.1 Классификация и номенклатура простых и сложных веществ

В настоящее время известно более десяти миллионов различных веществ. Классификация их, т.е. объединение в группы или классы, обладающие сходными свойствами, позволяет систематизировать знания о веществах и облегчает их изучение. Знание того, к какому классу принадлежит то или иное вещество, позволяет прогнозировать его физические и химические свойства.

Огромное количество соединений приводит к необходимости создания способа наименования химических веществ, или номенклатуры. До тех пор, пока веществ было известно сравнительно немного, они получали бессистемные названия, отражающие их свойства, способ получения, имя первооткрывателя и т.д. Часто это были весьма образные, или тривиальные, названия, многие из которых сохранились и поныне — глауберова соль, соляная кислота, нашатырный спирт и т.д. Однако с развитием химии появилась необходимость в универсальном способе названия веществ, который отражал бы их строение и был бы международным.

В современной химии принято использовать несколько видов номенклатуры: международная систематическая номенклатура ИЮПАК (ГОРАС — международный союз теоретической и прикладной химии) и исторически сложившаяся тривиальная и рациональная номенклатуры. Однако только номенклатура ИЮПАК связывает структуру соединения и его названия.

В зависимости от состава все вещества можно разделить на две большие группы: простые и сложные.

Простыми называют вещества, образованные атомами одного элемента.

Сложными веществами (или химическими соединениями) называют вещества, образованные атомами разных элементов.

Простых веществ гораздо меньше (учитывая аллотропные модификации — около 400), чем сложных; как правило, название простого вещества совпадает с названием образующего его элемента. Исключение составляют названия разных аллотропных модификаций одного вещества; как правило, они имеют собственные названия (например, алмаз, графит и т.д.).

Простые вещества делят на металлы и неметаллы. Неметаллов всего 22: водород, галогены, благородные газы, азот, кислород, углерод, бор, фосфор, сера, мышьяк, селен, теллур.

Сложные вещества делят на две большие группы: органические и неорганические.

Сложные неорганические вещества принято делить на четыре важнейших класса: оксиды, основания (гидроксиды), кислоты и соли.

Хотя данная классификация является наиболее употребимой, она не отражает всего многообразия химических соединений. В частности, в ней нет места для соединений металлов с водородом, азотом, фосфором, соединений неметаллов с другими неметаллами и т.д.

2.2 Оксиды

Оксидами называются сложные вещества, состоящие из атомов двух элементов, один из которых — кислород, и не содержащие несколько непосредственно связанных между собой атомов кислорода.

Оксиды, в свою очередь, делятся на две группы — солеобразующие и несолеобразующие.

По химическим свойствам солеобразующие оксиды делят на три подгруппы: основные, кислотные и амфотерные.

2.2.1 Номенклатура оксидов

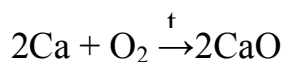
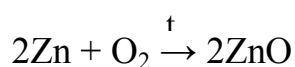
В соответствии с номенклатурой ИЮПАК любое одинарное соединение элемента с кислородом называют словом *оксид*, после которого ставится название (или символ) элемента с указанием в скобках его степени окисления в данном оксиде; степень окисления указывают римскими цифрами. Например, MgO – оксид магния, Cu₂O – оксид меди (I), CuO – оксид меди (II), Cr₂O₃ – оксид хрома (III) и т.д.

2.2.2 Получение оксидов

Основные оксиды — это оксиды, которым соответствуют основания. Основные оксиды образуются только типичными металлами. *Другое определение* основных оксидов — это оксиды, которые взаимодействуют с растворами кислот с образованием соли и воды.

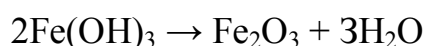
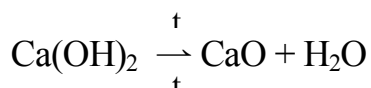
Наиболее распространенными способами получения основных оксидов являются следующие:

1 Взаимодействие металла с кислородом:

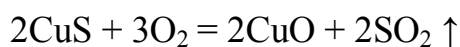
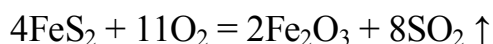


Исключение составляют щелочные металлы, которые при взаимодействии с кислородом образуют пероксиды, поэтому получить оксиды щелочных металлов (типа Na_2O) очень трудно.

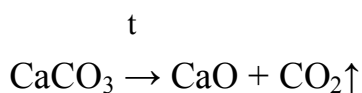
2 Разложение гидроксидов:



3 Окисление сульфидов тяжелых металлов кислородом (обжиг):



4 Разложение солей кислородсодержащих кислот (нитратов, карбонатов):

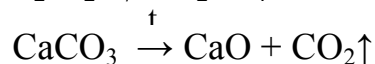
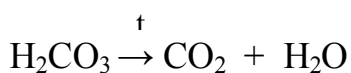
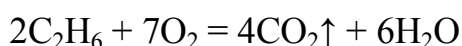
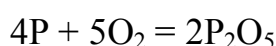


Кислотные оксиды — это оксиды, которым соответствуют кислоты; это оксиды неметаллов или переходных металлов в высоких степенях окисления.

Всем кислотным оксидам соответствует кислородсодержащая кислота, в которой элемент проявляет ту же степень окисления, что и в оксиде. Например, кислотным оксидам P_2O_5 , SO_2 , SO_3 соответствуют кислоты H_3PO_4 , H_2SO_3 , H_2SO_4 .

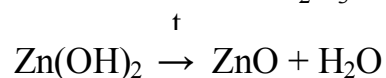
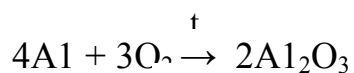
Другое определение: кислотные оксиды — это оксиды, которые взаимодействуют с растворами щелочей с образованием соли и воды.

Получают кислотные оксиды так же, как и основные, — при взаимодействии с кислородом простых и сложных веществ, разложением кислородсодержащих солей и кислот, а также взаимодействием солей с кислотами:



Амфотерные оксиды — обладают двойственной природой и взаимодействуют как с растворами (расплавами) щелочей, так и с растворами кислот. В обоих случаях происходит образование соли и воды.

Амфотерные свойства проявляют Al_2O_3 , Cr_2O_3 , ZnO , BeO , Fe_2O_3 и некоторые другие оксиды металлов. Их получают описанными выше методами, например:

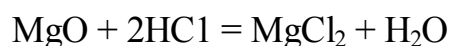
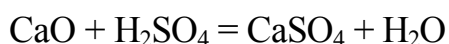


2.2.3. Свойства оксидов

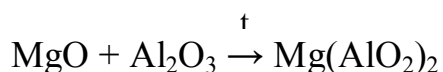
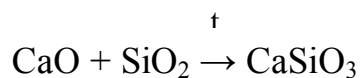
Свойства оксидов элементов закономерно изменяются в зависимости от положения элемента в периодической таблице; при продвижении внутри периода слева направо характер оксидов изменяется от основного через амфотерный к кислотному.

2.2.3.1 Основные оксиды

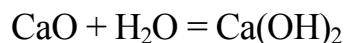
1 Взаимодействуют с растворами кислот с образованием соли и воды (реакция происходит без изменения степеней окисления):



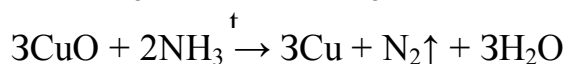
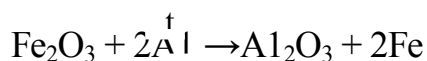
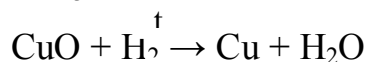
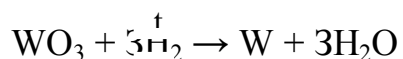
2 При нагревании многие основные оксиды взаимодействуют с кислотными и амфотерными оксидами:



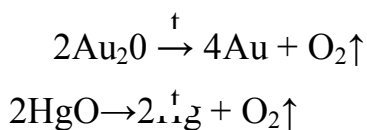
3 Основные оксиды взаимодействуют с водой с образованием основания, если оно растворимо в воде (оксиды щелочных и щелочноземельных металлов):



4 Многие основные оксиды способны восстанавливаться до простых веществ (окислительно-восстановительные реакции):

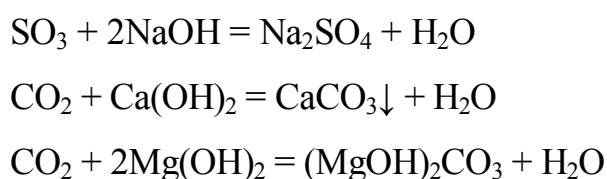


5 Некоторые основные оксиды разлагаются при нагревании (оксиды благородных металлов и ртути):

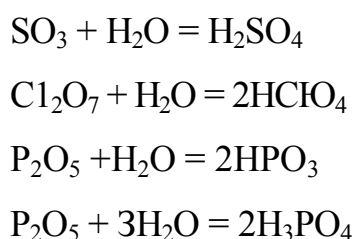


2.2.3.2 Кислотные оксиды

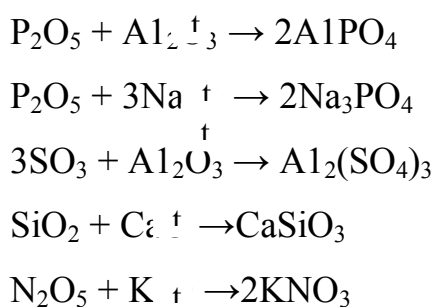
1 Взаимодействуют с растворимыми основаниями с образованием соли и воды (реакция протекает без изменения степени окисления):



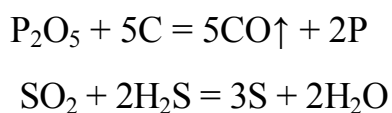
2 Взаимодействуют с водой, при этом образуется соответствующая кислота, если она растворима в воде:



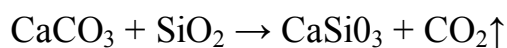
3 При нагревании могут взаимодействовать с основными и амфотерными оксидами:



4 Вступают в окислительно-восстановительные реакции:

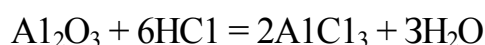
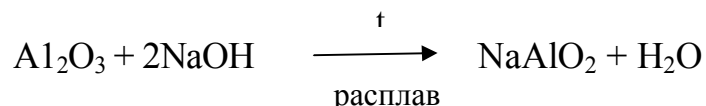
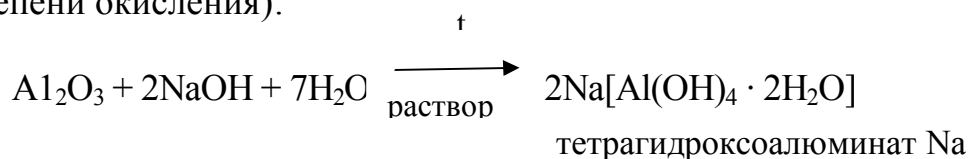


5 Менее летучие кислотные оксиды вытесняют более летучие из их солей:

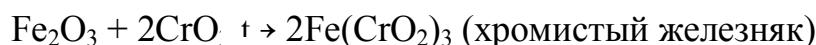
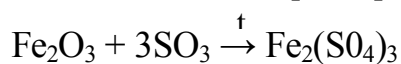
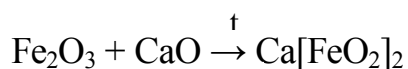


2.2.3.3 Амфотерные оксиды

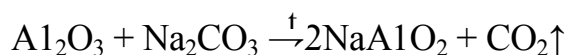
1 Взаимодействуют как с растворами кислот, так и с растворами (или расплавами) щелочей с образованием соли и воды (без изменения степени окисления):



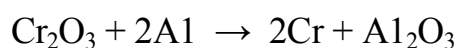
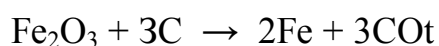
2 Взаимодействуют с кислотными, основными и амфотерными оксидами с образованием солей (при нагревании):



3 При сплавлении Al_2O_3 с карбонатами щелочных металлов образуются безводные алюминаты:



4 Вступают в реакции с изменением степени окисления:



2.3 Кислоты

Кислотами называют сложные вещества, которые состоят из атомов водорода, способных замещаться на атомы металлов, и кислотных остатков.

При диссоциации кислоты в водном растворе в качестве катионов отщепляется протон (один или несколько). Остающаяся при этом отрицательно заряженная частица называется кислотным остатком.

В зависимости от того, сколько протонов отщепляется при растворении или замещается металлами, различают *одно-, двух- или трехосновные* кислоты. Например, HNO_3 – одноосновная кислота, H_2SO_4 – двухосновная, H_3PO_4 – трехосновная.

В зависимости от наличия (или отсутствия) в кислотном остатке атома кислорода различают *бескислородные* (HCl , HBr , H_2S) и *кислородсодержащие* кислоты.

2.3.1. Номенклатура кислот

Названия кислот производятся от названия элементов, их образующих. Например, H_2SO_4 – серная кислота, H_3PO_4 – фосфорная, H_2SiO_3 – кремниевая, H_2Se – селеноводородная и т.д.

Название *кислородсодержащих* кислот производятся от названия неметалла с окончанием *-нал, -вал*, если неметалл проявляет в этой кислоте высшую степень окисления. В порядке понижения степени окисления неметалла окончание названия кислоты меняется на *-оватая, -истая, -оватистая*. Например, для кислородсодержащих кислот хлора названия представлены в таблице 2.1.

В названиях *бескислородных* кислот два корня: название элемента и водород; окончание *-ная*, например: HBr — бромоводородная, H_2S — сероводородная и т.д.

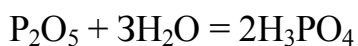
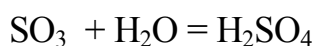
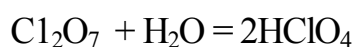
Часто используют тривиальные названия, например: HCl — соляная кислота, HF — плавиковая.

Таблица 2.1 – Названия кислородсодержащих кислот хлора

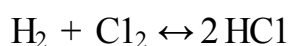
Химическая формула	Структурная формула	Степень окисления атома Cl	Название
HClO ₄	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}-\text{O}-\text{Cl}=\text{O} \\ \\ \text{O} \end{array}$	+7	хлорная
HClO ₃	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{O}-\text{Cl}=\text{O} \\ \\ \text{O} \end{array}$	+5	хлорноватая
HClO ₂	$\text{H}-\text{O}-\text{Cl}=\text{O}$	+3	хлористая
HClO	$\text{H}-\text{O}-\text{Cl}$	+1	хлорноватистая

2.3.2 Получение кислот

1 **Взаимодействие с водой кислотных оксидов** (для кислородсодержащих кислот):

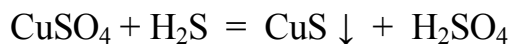
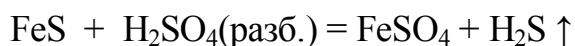
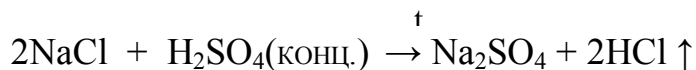


2 **Взаимодействие соответствующего неметалла с водородом** (для бескислородных кислот):



При дальнейшем растворении образующихся газов в воде получают одноименные кислоты.

3 Взаимодействие кислот с солями (реакция обмена):



4 Реакции с изменением степени окисления:



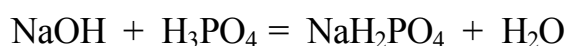
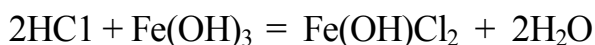
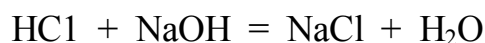
2.3.3 Химические свойства кислот

Химические свойства кислот можно разделить на две группы:

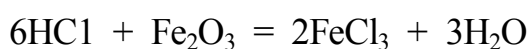
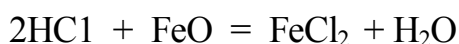
- 1) общие свойства, связанные с наличием в растворах кислот иона Н (иона гидроксония H_3O^+);
- 2) специфические свойства (характерные для конкретных кислот).

2.3.3.1 Общие свойства кислот

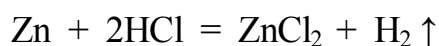
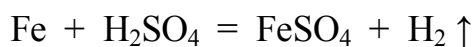
1 Взаимодействие с основаниями (реакция нейтрализации) с образованием соли (средней, кислой или основной) и воды:



2 Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами (амфотерные оксиды проявляют свойства основных):



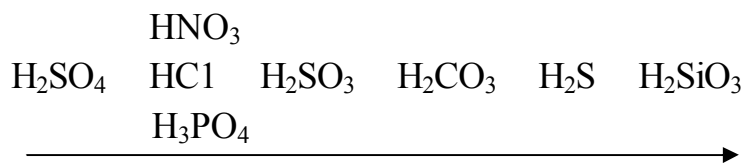
3 Взаимодействие с металлами, стоящими в ряду напряжений левее водорода, с образованием соли и водорода (для всех кислот, кроме азотной и концентрированной серной):



4 Взаимодействие с солями (более сильные кислоты вытесняют менее сильные из растворов их солей):



Ряд кислот — каждая предыдущая кислота может вытеснить из соли последующую:



5 Растворы кислот меняют цвета индикаторов кислотности: лакмуса — с фиолетового на красный, метилового оранжевого — с оранжевого на розовый (при переходе от нейтральной среды к кислой).

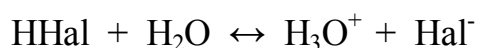
Остановимся чуть более подробно на понятии «сила кислоты» и на зависимости силы кислоты от ее строения.

Мерой силы кислоты считают ее способность к диссоциации с образованием $\text{H}^+(\text{H}_3\text{O}^+)$. Если кислотообразующий элемент проявляет несколько степеней окисления, то *сила кислородсодержащей кислоты возрастает с увеличением степени окисления кислотообразующего элемента*.

Рассмотрим, например, ряд кислот $\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$ (их структурные формулы см. таблицу 2.1). При диссоциации этих кислот происходит разрыв связи $\text{H} - \text{O}$, следовательно, чем прочнее эта связь, тем слабее кислота. Поскольку электроотрицательность кислорода выше, чем хлора, добавление каждого следующего атома O в структуре кислоты приводит к сдвигу электронной плотности связи $\text{H} - \text{O}$ в направлении от H ,

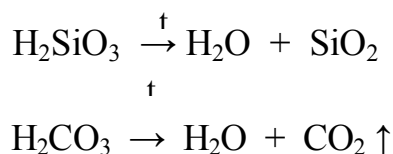
и прочность этой связи уменьшается. Действительно, самой сильной кислотой в этом ряду является хлорная (HClO₄).

Для *бескислородных* кислот сила кислоты определяется прочностью связи Н–Э в растворе. Чем прочнее эта связь, тем слабее кислота. Следовательно, в ряду галогенводородных кислот самой сильной оказывается йодоводородная, т.к. чем больше атомный радиус галогена, тем все более энергетически выгодным становится образование иона гидроксония:



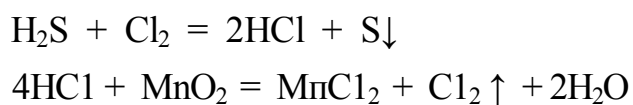
2.3.3.2 Специфические свойства кислот

1 Некоторые кислоты разлагаются при нагревании:

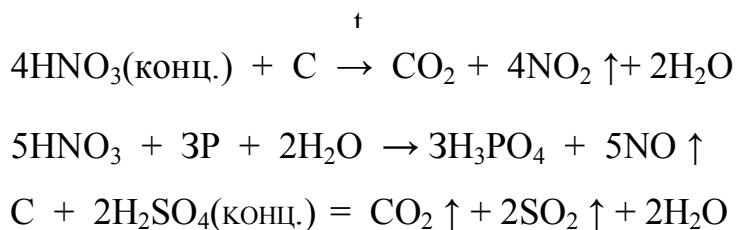


(угольная кислота существует только в растворе)

2 Кислоты, образованные элементами в отрицательных и не высших положительных степенях окисления, проявляют восстановительные свойства:

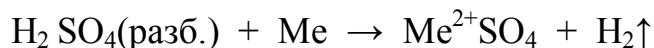


3 Взаимодействие с неметаллами (только азотная и концентрированная серная кислота — сильные окислители):

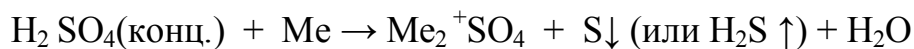


4 Взаимодействие с металлами серной кислоты (кроме Au, Pt, Os, Ta, Ir):

1) Металлы, стоящие в ряду напряжений до H₂:



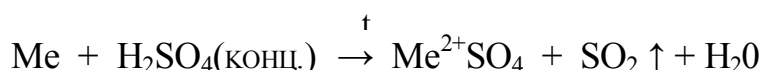
2) Щелочные металлы:



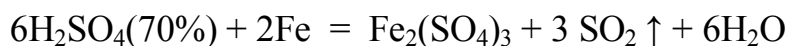
3) Щелочноземельные металлы и Zn:



4) Тяжелые металлы (Pb, Cu, Ni, Zn, Cd, Co, Sb, Sn, Bi, Hg, Ag) и Fe:



5) Al, Co, Fe, Ni, Cr:



Al, Co, Fe, Ni и Cr на холоду с концентрированной серной кислотой не взаимодействуют (холодная концентрированная кислота пассивирует эти металлы).

5 Взаимодействие с металлами азотной кислоты (кроме Au, Pt, Os, Ta и Ir):

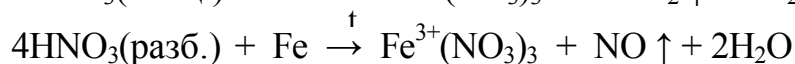
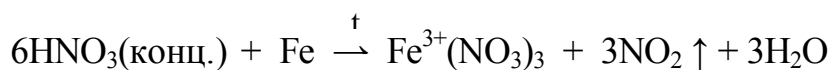
1) Щелочные и щелочноземельные металлы:



2) Тяжелые металлы и Fe:



Железо реагирует с концентрированной азотной кислотой только при нагревании.



3) Mg, Ca, Zn:



4) Al, Co, Fe, Ni и Cr на холоду с концентрированной азотной кислотой не взаимодействуют.

2.4 Основания (гидроксиды металлов)

С точки зрения теории электролитической диссоциации **основаниями** называют сложные вещества, при диссоциации которых в водных растворах образуются в качестве анионов только гидроксид-ионы OH^- .

В состав оснований входят атомы металлов, соединенные с одной или несколькими гидроксогруппами: NaOH, $\text{Al}(\text{OH})_3$.

2.4.1 Номенклатура оснований

В соответствии с номенклатурой ИЮПАК основания элементов называют *гидроксидами* с указанием степени окисления элемента, если она переменная; например: CuOH – гидроксид меди (I), $\text{Cu}(\text{OH})_2$ – гидроксид меди (II).

Основания принято делить на растворимые в воде (щелочи) и нерастворимые в воде, а также на основные и амфотерные.

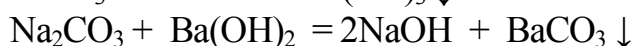
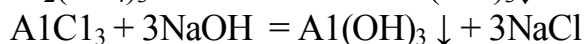
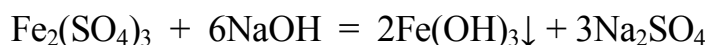
К растворимым в воде основаниям относятся гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов ($\text{Ca}(\text{OH})_2$ малорастворим), а также гидроксид аммония NH_4OH . Гидроксиды остальных металлов практически нерастворимы ($\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_2$ и т.д.)

К основным гидроксидам относят гидроксиды типичных металлов; они соответствуют основным оксидам: LiOH, NaOH, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

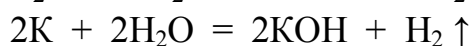
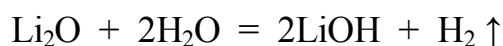
К амфотерным гидроксидам относят гидроксиды, соответствующие амфотерным оксидам, таким, как $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Амфотерными свойствами обладают гидроксиды металлов с неярко выраженными металлическими свойствами (в периоде при движении слева направо уменьшаются основные свойства гидроксидов; амфотерные свойства — у гидроксидов металлов, находящихся между металлами и неметаллами). *Чем выше степень окисления металла, тем более амфотерны свойства его гидроксида.*

2.4.2 Получение оснований

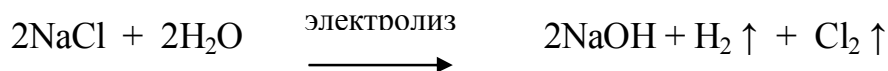
1 Растворимые и нерастворимые основания получают по реакции обмена:



2 Растворимые основания получают по реакции с водой щелочных и щелочноземельных металлов либо их оксидов:

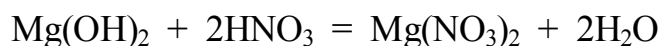
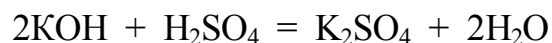


3 В промышленности щелочи обычно получают электролизом водных растворов хлоридов:

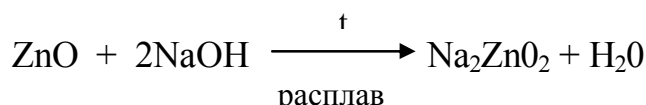
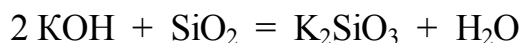


2.4.3 Свойства оснований

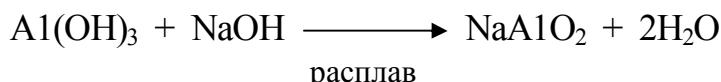
1 Все основания вступают в реакцию с кислотами с образованием соли и воды (реакция нейтрализации):



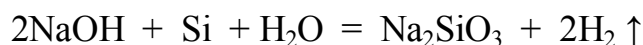
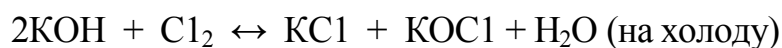
2 Щелочи взаимодействуют с кислотными и амфотерными оксидами:



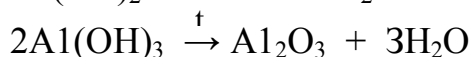
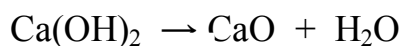
3 Щелочи при сплавлении взаимодействуют с амфотерными гидроксидами:



4 Растворы щелочей взаимодействуют с некоторыми неметаллами (галогены, сера, кремний, белый фосфор):

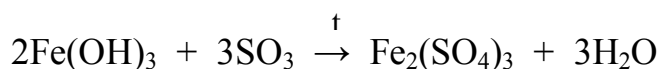


5 Нерастворимые основания разлагаются при нагревании до оксида и воды.†



Щелочи при нагревании не разлагаются.

6 Амфотерные основания реагируют с кислотными оксидами и с амфотерными оксидами:



7 Основания могут взаимодействовать с кислыми солями:



8 Щелочи вытесняют слабые основания (аммиак и амины) из их солей:



9 Следует отметить также, что растворы щелочей меняют цвета индикаторов кислотности (переход от нейтральной среды к щелочной):

лакмуса	с фиолетового на синий
фенолфталеина	с бесцветного на малиновый
метилового оранжевого	с оранжевого на желтый

2.5 Соли

Соли — это сложные вещества, образованные атомами металлов и кислотными остатками.

В зависимости от соотношения количеств кислоты и основания в реакциях нейтрализации могут образоваться различные по составу соли.

В средних (нормальных) солях все атомы водорода в молекулах кислот замещены на атомы металла (Na_2CO_3 , K_3PO_4 и т.д.).

В кислых солях атомы водорода в молекулах кислоты замещены атомами металла частично (NaHCO_3 , K_2HPO_4 — они получают при нейтрализации основания избытком кислоты).

В основных солях группы OH^- основания лишь частично заменены кислотными остатками ($\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ — получают при избытке основания).

Известны также соли, которые образуются при замещении атомов водорода в кислоте атомами двух разных металлов ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ — доломит; Na_2KPO_4) — такие соли называют двойными. Встречаются также смешанные соли — в их составе один катион и два аниона ($\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$).

В состав кристаллогидратов (гидратные соли) входят молекулы кристаллизационной воды (CuSO_4 безводный — бесцветная соль, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — медный купорос — голубой, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — гипс).

2.5.1 Номенклатура солей

Названия солей образуются из двух слов: название аниона в именительном падеже и название катиона в родительном падеже: NaCl — хлорид натрия. Для металлов с переменной степенью окисления ее указывают в скобках: CuCl — хлорид меди (I).

Названия кислых солей начинаются с приставки *гидро-* (*ди-гидро-*, если не замещены два атома водорода): NaHCO_3 — гидрокарбонат натрия, NaH_2PO_4 — дигидрофосфат натрия.

Перед названиями основных солей ставится приставка *гидроксо-* (*дигидроксо-*): $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ — гидроксохлорид Mg; $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ — дигидроксохлорид алюминия.

Название *кислотного остатка* производится от корня (латинского названия кислотообразующего элемента) с добавлением суффикса *-ат* (иногда при низких степенях окисления кислотообразующего элемента используют суффикс *-ит*) или *-ид* (для бескислородных кислот).

Приставка *гипо-* указывает на низшую степень окисления кислотообразующего элемента (если их больше двух). Приставка *пер-* указывает на высшую степень его окисления (для солей кислот с окончаниями названия *-овая*, *-евая*, *-ная*).

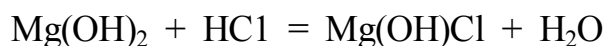
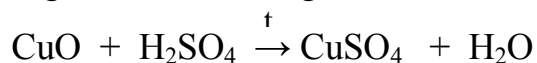
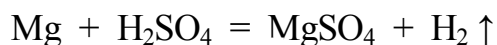
Например: NaOCl – гипохлорит, NaClO_2 – хлорит, NaClO_3 – хлорат, NaClO_4 – перхлорат натрия.

Названия комплексных солей составляют аналогично названиям обычных солей, только указываются лиганды и степень окисления центрального иона. Например: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ – хлорид гексааквохрома (III); $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ – тетрагидроксоцинкат (II) калия; $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексацианоферрат (II) калия.

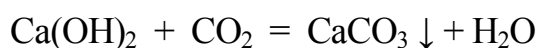
В гидратных солях на наличие кристаллической воды указывает приставка *гидрат-* (степень гидратации отражают численной приставкой к «гидрат-»): $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — дигидрат хлорида кальция.

2.5.2. Получение солей

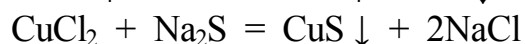
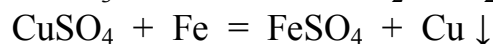
1 Взаимодействие кислот с металлами, основными и амфотерными оксидами и основаниями (реакции см. также в предыдущих разделах):



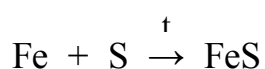
2 Взаимодействие кислотных оксидов со щелочами, с основными и амфотерными оксидами:



3 Взаимодействие солей с кислотами, щелочами, металлами, другими солями и нелетучими кислотными оксидами (еще реакции см. выше):



4 Взаимодействие металлов с неметаллами:

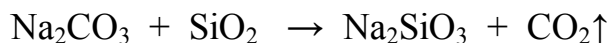
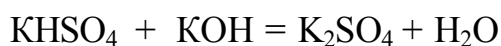
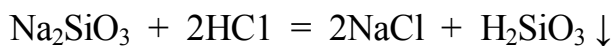
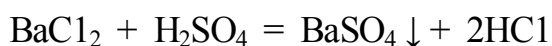


Существуют и другие способы получения солей.

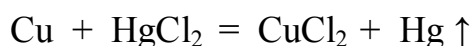
2.5.3 Химические свойства солей

Химические свойства солей определяются свойствами катионов и анионов, входящих в их состав.

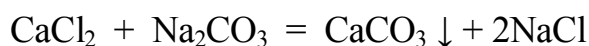
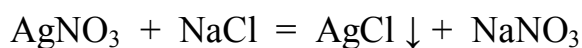
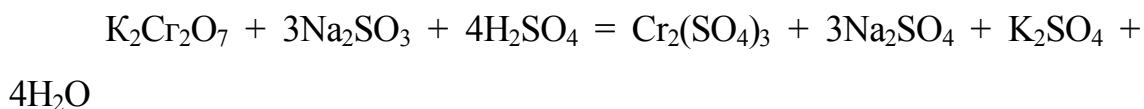
1 Соли взаимодействуют с кислотами, оксидами и основаниями, если в результате реакции получается продукт, который выходит из сферы реакции (выпадает осадок, выделяется газ, образуется малодиссоциирующее вещество, например, вода)



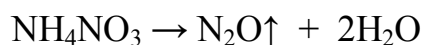
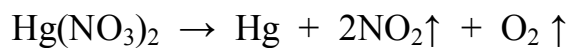
2 Соли взаимодействуют с металлами, если металл в ряду напряжений находится левее металла, образующего катион соли:



3 Соли взаимодействуют между собой, если продукт реакции выходит из сферы реакции; в том числе эти реакции могут проходить с изменением степени окисления атомов реагентов:



4 Некоторые соли разлагаются при нагревании:



2.6 Вопросы для самоконтроля

1 Какие вещества называются кислотами? Приведите примеры кислородсодержащих и бескислородных кислот.

2 Какие вещества называются гидроксидами? Классификация гидроксидов. Приведите примеры гидроксидов.

3 Какие вещества называются оксидами? Классификация оксидов. Приведите примеры.

4 Какие вещества называется кислыми солями? Как их перевести в средние? Напишите уравнения реакций.

5 Какие вещества называются основными оксидами? Их классификация. Приведите примеры.

6 Какие вещества называются солями? Классификация солей. Приведите примеры.

7 Какие вещества называется основными солями? Как их перевести в средние? Напишите уравнения реакций.

2.7 Контрольные задания

№ 1

1 С какими из перечисленных веществ будет реагировать CO_2 :
 CaO , SO_3 , HCl , NaOH ?

Напишите уравнения реакций.

2 К какому из классов относится каждое из следующих соединений:
 CO_2 , $\text{Bi}(\text{OH})_3$, KHSO_3 , AlCl_3 .

3 Получите тремя разными способами хлорид никеля (III).

4 Какие из следующих пар веществ взаимодействуют между собой:

K_2O и SiO_2 ;

Ni_2O_3 и NaOH ;

CuSO_4 и NaOH ?

5 Напишите формулы оксидов, соответствующих следующим элементам: $\text{Ni}(\text{II})$, $\text{C}(\text{IV})$, Zn , K .

6 Напишите уравнения реакций соответствующих следующим переходам: $\text{Fe} \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$

7 Закончите уравнения реакций:

$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;

$\text{K}_2\text{O} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$

№ 2

1 Какой из перечисленных оксидов относится к кислотным: CuO , SO_3 , MnO ?

2 С каким из перечисленных веществ будет реагировать NaOH : CaO , K_2O , $\text{Zn}(\text{OH})_2$? Напишите уравнение реакции.

3 Напишите формулы оксидов соответствующих следующим элементам: Na , $\text{Fe}(\text{III})$, $\text{C}(\text{IV})$, Mg . Назовите их.

4 Напишите формулы оксидов соответствующих следующим элементам: Na , $\text{Fe}(\text{III})$, $\text{C}(\text{IV})$, Mg . Назовите их.

5 Подтвердите уравнениями реакций амфотерные свойства оксида алюминия.

6 Напишите уравнения реакций соответствующих следующим переходам: $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{ZnS}$

7 Закончите уравнение реакций: $\text{SO}_3 + \text{BaO} \rightarrow$; $\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$

№ 3

1 Какой из перечисленных оксидов относится к основным: SO_3 , P_2O_5 , FeO ?

2 Получите тремя разными способами сульфат меди.

3 Какие из следующих пар веществ взаимодействуют между собой:

KOH и MgO ; CuSO_4 и NaOH ; HCl и CaCO_3 ?

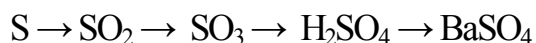
Напишите уравнения реакций.

4 Подтвердите уравнениями реакций амфотерные свойства гидроксида свинца (II).

5 Среди перечисленных солей укажите основные:

MgOHCl , NaHSO_4 , CrCl_3 , $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$

6 Напишите уравнения реакций, соответствующих следующим переходам:



7 Закончите уравнения реакций: $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$

№ 4

1 Какой из перечисленных оксидов относится к кислотным: Na_2O , CO_2 , Fe_2O_3 ?

2 Какие из следующих пар веществ взаимодействуют между собой? Напишите уравнения реакций: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и H_3PO_4 ; CuO и $\text{Ca}(\text{OH})_2$; NaHCO_3 и NaOH .

3 С помощью уравнений реакций подтвердите амфотерный характер оксида хрома (III).

4 Получите тремя разными способами нитрат натрия.

5 В каком случае получится основная соль? Напишите уравнение реакции.



6 Напишите уравнения реакций, соответствующих следующим переходам:



7 Закончите уравнения реакций: $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow$; $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.

№ 5

1 Какой из перечисленных оксидов относится к кислотным:



2 Какие из перечисленных пар веществ взаимодействуют между собой: Fe_2O_3 и SO_2 ; K_2O и NaOH ; HNO_3 и CuOHNO_3 ?

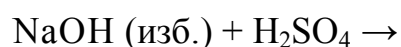
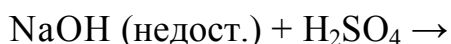
Напишите уравнения реакций.

3 Напишите формулы оксидов, соответствующих следующим элементам: Zn, Fe(III), Mn(VII), Na.

4 Среди перечисленных оксидов укажите амфотерный: Fe₂O₃, BeO, NO.

5 Напишите уравнения реакций соответствующих следующим переходам: Ca → CaO → Ca(OH)₂ → Ca(NO₃)₂

6 В каком случае получится кислая соль? Напишите уравнение реакций



7 Закончите уравнение реакций: Na₂O + CO₂ →; K₂CO₃ + H₂SO₄ →

№ 6

1 Среди перечисленных оксидов укажите амфотерный: CuO, Na₂O, Al₂O₃. Ответ аргументируйте.

2 Получите тремя разными способами хлорид кадмия.

3 Напишите уравнения реакций соответствующих следующим переходам: K → K₂O → K₂SO₄ → KOH → KCl

4 С каким из перечисленных веществ будет реагировать серная кислота: CuO, SO₃, HCl? Напишите уравнение реакции.

5 Какие из следующих пар веществ взаимодействуют между собой: KOH и MgO; CuSO₄ и NaOH; Fe(OH)₃ и HCl? Напишите уравнения реакций.

6 Какой из перечисленных оксидов относится к кислотным: MgO, SO₂, Na₂O?

7 Закончите уравнения реакций: HClO₄ + NaOH →; K₂O + H₃PO₄ →

№ 7

1 Какой из перечисленных гидроксидов относится к амфотерным: Mg(OH)₂, Al(OH)₃, KOH? Ответ аргументируйте.

2 Получите тремя разными способами нитрат кобальта(III).

3 Напишите формулы оксидов, соответствующих следующим элементам: K, Fe(II), S(IV), Ba.

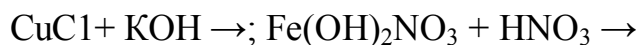
4 Напишите уравнения реакций соответствующих следующим переходам: $\text{Sn} \rightarrow \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{Sn(OH)}_2 \rightarrow \text{SnO}$.

5 В каком случае получится средняя соль? Напишите уравнение реакции



6 С каким из перечисленных веществ будет реагировать азотная кислота: CO_2 , K_2O , HCl ? Напишите уравнение реакции.

7 Закончите уравнения реакций:



№ 8

1 Среди перечисленных оксидов укажите кислотный:

FeO , Al_2O_3 , SO_2 . Ответ аргументируйте.

2 Какие из следующих пар веществ взаимодействует между собой:

CuO и SO_3 ; CO_2 и H_2SiO_3 ; BaCl_2 и H_2SO_4 ? Напишите уравнения реакций.

3 Напишите формулы оксидов, соответствующих следующим элементам:

Ba, Ca, S(VI), Mn(II).

4 Получите тремя разными способами сульфат никеля (III).

5 С помощью уравнений реакций подтвердите амфотерные свойства гидроксида цинка

6 Напишите уравнения реакций, соответствующих следующим переходам: $\text{Fe} \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2$

7 Закончите уравнения реакций: $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$; $\text{CaO} + \text{SO}_3 \rightarrow$

№ 9

- 1 Получите тремя разными способами фосфат железа (III).
- 2 Составьте уравнения реакций, характеризующих амфотерный характер гидроксида олова (II).
- 3 Какие из следующих пар веществ взаимодействуют между собой:
 K_2O и SiO_2 ; Ni_2O_3 и $NaOH$; $Cu(OH)_2$ и HCl ? Напишите уравнения реакций.
- 4 Какие кислоты не образуют кислые соли; соляная, азотная, угольная, фосфорная? Дайте мотивированное объяснение.
- 5 Напишите формулы оксидов, соответствующих следующим элементам: Ni (II), C(IV), Zn, K.
- 6 Напишите уравнения реакций соответствующих следующим переходам: $Mg \rightarrow MgCl_2 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgSO_4$.
- 7 Закончите уравнения реакций: $Fe_2(SO_4)_3 + NaOH \rightarrow$; $Ca(OH)_2 + H_2SO_4$

№ 10

- 1 Какой из перечисленных оксидов относится к кислотным:
 MgO , CaO , MnO_3 ?
- 2 Подтвердите уравнениями реакций амфотерные свойства гидроксида бериллия.
- 3 Получите тремя разными способами нитрат меди.
- 4 Какие из следующих пар веществ взаимодействуют между собой:
 CuO и SO_3 ; CO_2 и HCl ; $MgCl_2$ и $Ca(NO_3)_2$? Напишите уравнения реакций.
- 5 К какому классу относятся следующие соединения: $CaCl_2$, H_2SO_4 , KOH , FeO ?
- 6 Напишите уравнения реакций соответствующих следующим переходам: $CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow CaCl_2 \rightarrow Ca(OH)_2$.

7 Закончите уравнения реакций: $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$; $\text{CuSO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$

3 Основные законы химии

Наиболее важное практическое значение имеют следующие законы химии: стехиометрические и газовые.

3.1 Стехиометрические законы

3.1.1 Количество вещества - моль вещества

Каждый химический элемент отличается от других не только химическим символом (качественная характеристика), но некоторыми количественными параметрами. К ним относятся, прежде всего, атомная масса элемента и заряд его ядра (или порядковый номер элемента). Эти характеристики для каждого атома элемента приведена в Периодической системе элементов Д. И. Менделеева. Однако следует отметить, что приведенные массы атомов являются относительными величинами (так называемыми, атомными единицами массы или а.е.м.). Молекулярная масса химического соединения также легко определима, так как она равна сумме атомных масс составляющих данную молекулу атомов.

Однако количественные расчеты на практике необходимо проводить в привычных единицах массы (граммы, килограммы и т.д.), поэтому основная трудность, с которой сталкиваются при изучении химии - переход от относительных атомных и молекулярных масс химических веществ к единицам массы.

Переход к более привычным единицам массы (в граммах, например) легко осуществим, если использовать для этого одно из основных понятий химии – моль вещества.

Моль вещества – это количество вещества, содержащее $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц (атомов, молекул или ионов) этого вещества.

Количественно масса 1 моль вещества - масса вещества в граммах, численно равная его атомной или молекулярной массе,

Пример – молекулярная масса воды H_2O равна 18 а.е.м. (атомная масса водорода – 1, кислорода – 16, итого $1+1+16=18$). Значит, один моль воды равен по массе 18 граммов, и эта масса воды содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул воды.

Аналогично, масса 1 моля серной кислоты H_2SO_4 равна 98 граммов ($1+1+32+16+16+16+16=98$), а масса одной молекулы H_2SO_4 равна: $98\text{г}/6,02 \cdot 10^{23} = 16,28 \cdot 10^{-23}$ г.

Число $6,02 \cdot 10^{23}$ называется числом Авогадро и является важнейшей мировой константой ($N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹).

Таким образом, любое химическое соединение характеризуется массой одного моля или мольной (молярной) массой M , выражаемой в г/моль. Значит, $M(H_2O) = 18$ г/моль, а $M(H_2SO_4) = 98$ г/моль .

Связь между количеством n (в молях) и массой m (в граммах) вещества выражается формулой:

$$m = nM \quad (3.1)$$

Возникает закономерный вопрос о необходимости введения термина "мольная масса вещества" и его применения, ведь для измерения массы вещества уже имеются величины, входящие в систему СИ: килограмм, грамм, тонна и т.д. Вопрос отпадает, если рассмотреть применение данных величин при анализе химических уравнений.

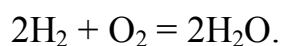
В общем случае уравнение химической реакции записывают в виде



где: A, B, C, D - вещества; a, b, c, d - коэффициенты уравнения.

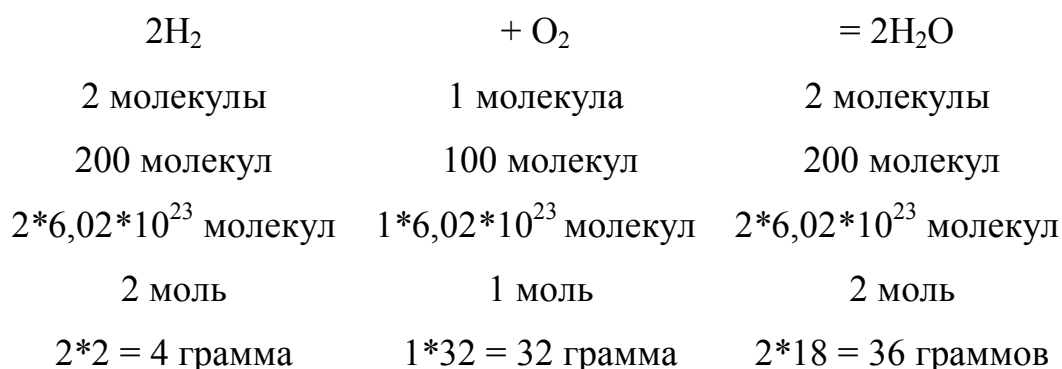
Принято в левой части уравнения записывать исходные (реагирующие) вещества, а в правой части - продукты химической реакции.

В качестве примера рассмотрим простой химическое взаимодействие:



Данная запись показывает, что при взаимодействии двух молекул газообразного водорода H_2 и одной молекулы газообразного кислорода O_2 образуется две молекулы воды.

Учитывая, что $M(\text{H}_2) = 2$ г/моль, $M(\text{O}_2) = 32$ г/моль и $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$ г/моль, и сохраняя соотношения между числом молекул реагирующих веществ и продуктов реакции, имеем следующую картину:



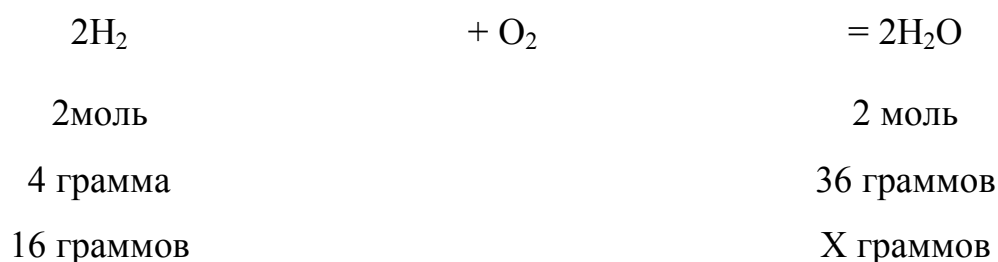
Из данного примера видно, что **количество моль реагирующих и образующихся в результате химической реакции веществ прямо пропорционально коэффициентам в уравнении химической реакции.**

Это позволяет проводить количественные расчеты, используя уравнения заданных химических реакций.

Пример – определить массу образующейся воды при сжигании 16 граммов водорода в избытке кислорода.

Решение.

Используем уже знакомое нам уравнение реакции и расставим в нем требуемые величины



Составим пропорцию:

при сгорании 4 граммов H_2 образовалось 36 граммов H_2O
при сгорании 16 граммов H_2 образовалось X граммов H_2O
или $4 : 36 = 16 : X$.

Отсюда $X = 144$ грамма - масса образующейся воды.

3.1.2 Эквивалентная масса (молярная масса эквивалента вещества)

Эквивалентная масса (молярная масса эквивалента вещества) $m_{\text{ЭКВ}}$ также является одной из важнейших характеристик вещества. По определению эквивалент вещества - это такое количество химического вещества, которая реагирует с 1 г водорода или вытесняет такое же количество водорода из его соединений. Величина $m_{\text{ЭКВ}}$ определяется или экспериментально, или, чаще всего, исходя из химической формулы вещества и его принадлежности к тому или иному классу химических соединений (мы будем рассматривать только неорганические соединения):

$$m_{\text{ЭКВ}}(\text{оксида}) = M_{\text{оксида}}/(\text{число атомов кислорода} * 2);$$

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

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

$$m_{\text{ЭКВ}}(\text{соли}) = M_{\text{соли}}/(\text{число атомов металла} * \text{валентность металла}).$$

Можно отметить, что в большинстве случаев кислотность основания равна числу гидроксильных групп в формуле основания, а основность кислоты равна числу атомов водорода в формуле кислоты.

$$\text{Например: } m_{\text{ЭКВ}}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = M(\text{Fe}_2\text{O}_3)/(3 * 2) = 160/6 = 26,7 \text{ г/моль};$$

$$m_{\text{ЭКВ}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4)/2 = 98/2 = 49 \text{ г/моль};$$

$$m_{\text{ЭКВ}} \{ \text{Ca}(\text{OH})_2 \} = M \{ \text{Ca}(\text{OH})_2 \} / 2 = 74/2 = 37 \text{ г/моль};$$

$$m_{\text{ЭКВ}} \{ \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \} = M \{ \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \} / 3 = 342/2 = 171 \text{ г/моль}.$$

Моль эквивалентов – количество вещества, содержащего $6,02 \cdot 10^{23}$ эквивалентов. Массу одного моля эквивалентов называют молярной массой эквивалентов вещества ($M_{\text{э}}$). Единица измерения – кг/моль, г/моль.

$$M_{\text{э}}(\text{KOH}) = M(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль},$$

$$M_{\text{э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98/2 = 49 \text{ г/моль},$$

$$M_{\text{э}}(\text{O}_2) = \frac{1}{4} M(\text{O}_2) = 32/4 = 8 \text{ г/моль}.$$

Число, обозначающее, какая доля от реальной частицы эквивалентна одному иону водорода или одному электрону, называют фактором эквивалентности ($f_{\text{э}}$):

$$f_{\text{э}}(\text{KOH}) = 1; f_{\text{э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}; f_{\text{э}}(\text{O}_2) = \frac{1}{4}.$$

Эквивалентные массы веществ используют для количественных расчетов при химических взаимодействиях между веществами. Огромным преимуществом при этом является то, что для этого не нужно использовать уравнение химической реакции (которое во многих случаях написать затруднительно), нужно только знать, что данные химические вещества взаимодействуют между собой или вещество является продуктом химической реакции.

Для количественных расчетов используется **закон эквивалентов: массы реагирующих и образующихся веществ относятся друг к другу, как их эквивалентные массы.**

Математическое выражение закона эквивалентов имеет следующий вид:

$$m_1/m_2 = m_{\text{эКВ}}(1)/m_{\text{эКВ}}(2) \quad (3.2)$$

где: m_1 и m_2 - массы реагирующих или образующихся веществ,

$m_{\text{эКВ}}(1)$ и $m_{\text{эКВ}}(2)$ - эквивалентные массы этих веществ.

Пример – определить массу соды (карбоната натрия) Na_2CO_3 , необходимую для полной нейтрализации 1,96 кг серной кислоты H_2SO_4 .

Решение:

воспользуемся законом эквивалентов

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) / m(\text{H}_2\text{SO}_4) = m_{\text{экв}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) / m_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

Определяем эквивалентные массы веществ, исходя из их химических формул:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 / (2 * 1) = 53 \text{ г/моль};$$

$$m_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 / 2 * 1 = 49 \text{ г/моль}.$$

Тогда:

$$X / 1,96 \text{ кг} = 53 \text{ г/моль} / 49 \text{ г/моль}$$

$$X = 2,12 \text{ кг}.$$

3.2 Газовые законы химии

3.2.1 Закон Авогадро и следствие из него

Среди веществ с различным агрегатным состоянием необходимо выделить газы, которые играют огромную роль не только в нашей жизни, но в различных технологических процессах. Необходимо помнить, что для количественной характеристики любого газа используют давление, температуру и занимаемый объем. Наиболее часто применяют так называемые нормальные условия (н.у.), которые соответствуют давлению $P=10^5$ Па и температуре $T=273$ К.

Согласно закону Авогадро: **одинаковые объемы различных газов при одинаковых условиях (давлении и температуре) содержат одинаковое число молекул.**

Большое практическое значение имеет следствие из закона Авогадро: **при нормальных условиях (н.у.) один моль любого газа занимает объем, равный 22,4 л.**

Объем 22,4 л называют молярным (мольным) объемом газа и обозначают соответственно $V_M = 22,4$ л/моль.

Пример – углекислый газ CO_2 . Имеем $M(\text{CO}_2) = 44$ г/моль. Значит, один моль CO_2 имеет массу 44 г и занимает объем (при н.у.), равный 22,4 л, а также содержит в этом объеме $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул газа.

Для вычисления объема моля эквивалентов (V_3) газов необходимо знать число молей эквивалентов в одном моле газа. Так, $M_3(\text{H}_2) = 1$ г/моль, что в два раза меньше массы моля, следовательно, объем моля эквивалентов водорода в два раза меньше объема моля, т. е.:

$$V_3(\text{H}_2) = 22,4 : 2 = 11,2 \text{ л.}$$

Аналогично, $M_3(\text{O}_2) = \frac{1}{4}(M(\text{O}_2)) = 32 : 4 = 8$ г/моль, отсюда объем одного моля эквивалентов кислорода в четыре раза меньше его молярного объема, т. е. $V_3(\text{O}_2) = 22,4 : 4 = 5,6$ л.

Примеры решения задач.

Пример 1 – 73,86 % (по массе) металла при взаимодействии с хлором образует хлорид металла. Вычислите молярную массу эквивалента металла в соединении.

Решение. Вычислим содержание хлора в хлориде металла, приняв массу хлорида за 100 %

$$100 - 73,86 = 26,14 \%,$$

т. е. на 73,86 частей массы металл приходится 26,14 г хлора.

Знал, что молярная масса эквивалента иона хлора равна 35,5 г/моль, определим молярную массу эквивалента металла в хлориде по закону эквивалентов.

$$\frac{m(\text{Me})}{m(\text{Cl}^-)} = \frac{M_3(\text{Me})}{M_3(\text{Cl}^-)},$$

где Me – металл,

$M_3(\text{Me})$ – молярная масса эквивалента металла.

$$M_3(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot M(\text{Cl}^-)}{m(\text{Cl}^-)};$$

$$M_{\text{э}}(\text{Me}) = \frac{73,86 \cdot 35,5}{26,14} = 100,3 \text{ г / моль.}$$

Пример 2 – Идентифицируйте металл, если 0,24 г его вытеснили из кислоты 221 мл водорода (н. у.) с образованием иона со степенью окисления +2.

Решение. В законе эквивалентов заменим массу водорода и его молярную массу эквивалента соответствующими объемами. Напомним, что объем 1 моль эквивалентов водорода равен 11,2 л (11200 мл.) н.у.

$$\text{Тогда } \frac{m(\text{Me})}{V_0(\text{H}_2)} = \frac{M_{\text{э}}(\text{Me})}{V_{\text{э}}(\text{H}_2)}; \quad M_{\text{э}}(\text{Me}) = \frac{0,24 \cdot 11200}{221} = 12,16 \text{ г / моль.}$$

Так как искомый металл проявляет степень окисления +2, то молярная масса $M(\text{Me}) = M_{\text{э}}(\text{Me}) \cdot \nu = 12,16 \cdot 2 = 24,3 \text{ г / моль}$, следовательно, искомый металл – магний.

Пример 3 – При сгорании металла образуется 9,43 г его оксида. Молярная масса эквивалента оксида металла равна 17 г/моль. Какая масса металла вступила в реакцию?

Решение. Учитывая, что $M_{\text{э}}(\text{оксида металла}) = M_{\text{э}}(\text{кислорода}) + M_{\text{э}}(\text{металла})$ можно определить молярную массу эквивалента металла: $M_{\text{э}}(\text{Me}) = M_{\text{э}}(\text{MeO}) - M_{\text{э}}(\text{O}_2) = 17 - 8 = 9 \text{ г / моль.}$

По закону эквивалентов определяем количество металла, вступившего в реакцию:

$$\frac{m(\text{MeO})}{m(\text{Me})} = \frac{M_{\text{э}}(\text{MeO})}{M_{\text{э}}(\text{Me})} = \frac{9,43 \cdot 9}{17} = 4,99 \text{ г.}$$

Нетрудно показать, что связь между массой m и объемом V конкретного газа при н.у. определяется формулой:

$$m = nM = (V/V_M)M \quad (3.3)$$

Если условия, в которых находится газ отличается от нормальных, то используют уравнение Менделеева-Клапейрона, которое связывает все основные параметры идеального газа:

$$PV = (m/M)RT, \quad (3.4)$$

где P - давление газа, Па;

V - объем газа, м³;

m - масса газа, г;

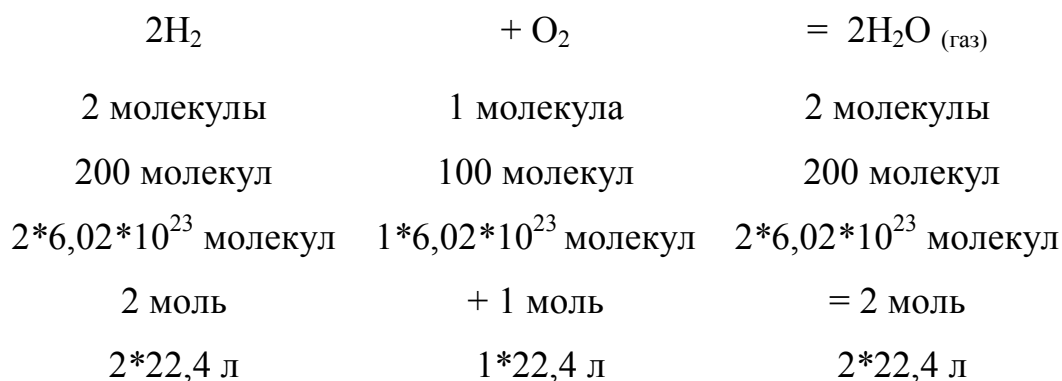
M - мольная масса газа, г/моль;

R - универсальная газовая постоянная, R = 8,31 Дж/(моль·К);

T - температура газа, К.

3.2.2 Закон Дальтона

Если мы вернемся к уравнению химической реакции, рассматриваемой в разделе 1.1.1, то, с учетом молярных объемов газов, его можно представить в следующем виде



Из приведенного примера видно, что массы газов заменены на мольные объемы. Отсюда следует формулировка закона Дальтона: **объемы реагирующих газов и продуктов их реакций относятся друг к другу как небольшие целые числа (коэффициенты уравнения реакции).**

3.2.3 Закон парциальных давлений

На практике часто приходится встречаться со смесью различных газов (например, воздух), В этом случае необходимо применять

вышерассмотренные газовые законы для каждого газа в отдельности и затем суммировать полученные величины. При этом пользуются также **законом парциальных давлений: общее давление газовой смеси равно сумме парциальных давлений отдельных газов, составляющих данную смесь, то есть**

$$P_{\text{общ}} = P_1 + P_2 + \dots + P_n \quad (3.5)$$

Из формулировки закона следует, что парциальное давление представляет собой частичное давление, создаваемое отдельным газом. И действительно, **парциальное давление - это такое давление, которое бы создавал данный газ, если бы он один занимал весь объем.**

Пример – определить давление газовой смеси, если в объеме 11,2 л при н.у. содержится 4 г H₂, 14 г CO и 56 г N₂.

Решение

Определим с помощью уравнения Менделеева-Клапейрона парциальные давления каждого из газов, составляющих данную газовую смесь:

$$P(\text{H}_2) = (m/M)RT/V = (4\text{г}/2\text{г/моль}) \cdot 8,31 \cdot 273\text{К}/0,0112\text{м}^3 = 4 \cdot 10^5 \text{ Па},$$

$$P(\text{CO}) = (14\text{г}/28\text{г/моль}) \cdot 8,31 \cdot 273\text{К}/0,0112\text{м}^3 = 10^5 \text{ Па},$$

$$P(\text{N}_2) = (56\text{г}/28\text{г/моль}) \cdot 8,31 \cdot 273\text{К}/0,0112\text{м}^3 = 4 \cdot 10^5 \text{ Па}.$$

Общее давление газовой смеси равно:

$$P_{\text{общ}} = P(\text{H}_2) + P(\text{CO}) + P(\text{N}_2) = 9 \cdot 10^5 \text{ Па}$$

Величина парциального давления определяется несколькими способами, но наиболее часто встречающийся практически способ основан на использовании формулы

$$P = P_{\text{общ}} \cdot A/100\% , \quad (3.6)$$

где A - содержание данного газа в газовой смеси в объемных %.

Пример – определить массу кислорода O_2 , содержащегося в 1 м^3 воздуха при нормальных условиях, если процентное содержание кислорода в воздухе составляет 21об.%

Решение

Парциальное давление O_2 в воздухе определяем по формуле

$$P(O_2) = 10^5 \text{ Па} * 21\% / 100\% = 0,21 * 10^5 \text{ Па}$$

Отсюда, согласно уравнения Менделеева-Клапейрона

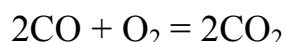
$$m(O_2) = PVM/RT = (0,21 * 10^5 \text{ Па} * 1 \text{ м}^3 * 32 \text{ г/моль}) / 8,31 * 273 \text{ К} = 297 \text{ г}$$

Рассмотрим возможность учета изменения объема или давления при протекании химической реакции, в которой участвуют или образуются газообразные продукты. Для учета этого необходимо вспомнить, что коэффициенты в уравнении химической реакции прямо пропорциональны числу молей реагирующих и образующихся веществ. Применительно к газам необходимо учесть также, что:

- 1 моль любого газа при н.у. занимает объем, равный 22,4 л;
- объем 1 моль любого газа значительно превышает объем 1 моль жидкого или твердого вещества (сравните: 1 моль жидкой воды - 18 см^3 (0,018 л), 1 моль водяного пара - 22,4 л) и в общем объеме системы объемом жидких и твердых веществ можно пренебречь.

Таким образом, сравнивая коэффициенты исходных веществ и продуктов реакции, можно сделать вывод об изменении объема (давления) в ходе химической реакции.

Например, в химической реакции



все вещества являются газами, Видно, что до реакции имелось 3 моля газа (2 моля CO и 1 моль O_2), а после реакции осталось 2 моля CO_2 . Ясно, что объем 3 молей газа ($22,4 * 3 = 67,2 \text{ л}$) больше объема 2 молей ($22,4 * 2 = 44,8 \text{ л}$), то есть $V_{\text{нач}} > V_{\text{кон}}$. Значит, данная реакция протекает либо с уменьшением

объема (изобарный процесс), либо с уменьшением давления (изохорный процесс).

В случае химической реакции



имеем газообразные вещества CO_2 и CO и твердое вещество C . Сравниваем коэффициенты только для газообразных веществ и имеем для исходных веществ 1 и конечных веществ 2. Так как $1 < 2$, то объем системы в ходе химической реакции увеличивается (либо увеличивается давление при изохорном процессе).

Таким образом, используя понятие "моль вещества" в совокупности с другими определениями, для любого химического соединения (вещества) можно определить:

- массу одного атома или молекулы конкретного химического вещества;
- число атомов или молекул вещества в заданной его массе;
- объем заданной массы газа при нормальных условиях;
- массы реагирующих и образующихся веществ;
- параметры газа и смеси газов.

3.3 Контрольные вопросы

1 Какие основные качественные и количественные характеристики атомов химических элементов Вы знаете?

2 Как определяется молекулярная масса сложного химического соединения?

3 Чему равна величина числа Авогадро и что оно обозначает?

4 Чему равна масса 1 моль химического вещества?

5 Каким соотношением связаны масса химического вещества и его количество в моль?

6 Как связаны коэффициенты в уравнении химической реакции с количеством молей реагирующих и образующихся веществ?

7 Что такое эквивалентная масса вещества?

8 Как определяется эквивалентная масса оксида, кислоты, основания, соли?

9 Какие условия для газов считаются нормальными?

10 Какой объем занимает 1 моль любого газа при нормальных условиях?

11 Каким уравнением связаны основные параметры газа, каков его вид?

12 Что такое парциальное давление газа?

13 Назовите формулировку закона парциальных давлений.

3.4 Контрольные задания

№ 1

1 Рассчитать эквивалентную массу следующих веществ:

$Mg_3(PO_4)_2$, $CaCl_2$, Na_2SiO_3 , N_2O_5 , H_3PO_4

2 Определить число молекул в 1 грамме воды.

3 Определить массу 5,6 литра хлора при н.у., его относительную плотность по воздуху и плотность (в г/л).

4 По закону эквивалентов, определить массу K_2CO_3 , которую необходимо затратить на нейтрализацию 196 кг HPO_3 .

№ 2

1 Рассчитать эквивалентную массу следующих веществ:

Na_2SO_4 , P_2O_3 , HNO_3 , $Fe(OH)_3$, MgO

2 Определить число молекул в 1 грамме оксида железа (III).

3 Определить массу 11,2 литра C_2H_6 при н.у., его относительную плотность по воздуху и плотность (в г/л).

4 По закону эквивалентов, определить массу KOH, которую необходимо затратить на нейтрализацию 196 кг H₃PO₄.

№ 3

1 Рассчитать эквивалентную массу следующих веществ:

V₂O₅, HCN, HNO₃, Ba₃(PO₄)₂, K₂SO₄

2 Определить число молекул в 1 грамме оксида натрия.

3 Определить массу 44,8 литра NO при н.у., его относительную плотность по воздуху и плотность (в г/л).

4 По закону эквивалентов, определить массу Ca(OH)₂, которую необходимо затратить на нейтрализацию 196 кг H₂SO₄.

№ 4

1 Рассчитать эквивалентную массу следующих веществ:

PbO₂, HPO₃, Ba(OH)₂, K₃PO₄, MgSiO₃

2 Определить число молекул в 1 грамме азотной кислоты.

3 Определить массу 2,8 литра C₂H₂ при н.у., его относительную плотность по воздуху и плотность (в г/л).

4 По закону эквивалентов, определить массу NaOH, которую необходимо затратить на нейтрализацию 189 кг HNO₃.

№ 5

1 Рассчитать эквивалентную массу следующих веществ:

N₂O₃, HBr, Cd(OH)₂, FeSO₄, ZnCO₃

2 Определить число молекул в 1 г гидроксида натрия.

3 Определить массу 5,6 литра COCl₂ при н.у., его относительную плотность по воздуху и плотность (в г/л).

4 По закону эквивалентов, определить массу NaHCO₃, которую необходимо затратить на нейтрализацию 6,3 кг HNO₃.

№ 6

1 Рассчитать эквивалентную массу следующих веществ:

MnO_2 , N_2O_5 , H_2SeO_3 , $Cr(OH)_3$, $Mg_3(PO_4)_2$

2 Определить число молекул в 1 грамме серной кислоты.

3 Определить массу 112,0 литра CO при н.у., его относительную плотность по воздуху и плотность (в г/л).

4 По закону эквивалентов, определить массу H_2SO_3 , которую необходимо затратить на нейтрализацию 148 кг $Ca(OH)_2$.

№ 7

1 Рассчитать эквивалентную массу следующих веществ:

MgO , H_3AsO_4 , $Fe(OH)_3$, $ZnCO_3$, $CuSO_4$

2 Определить число молекул в 0,5 граммах P_2O_5 .

3 Определить массу 44,8 литра C_3H_8 при н.у., его относительную плотность по воздуху и плотность (в г/л).

4 По закону эквивалентов, определить массу H_3PO_4 , которую необходимо затратить на нейтрализацию 2 кг NaOH.

№ 8

1 Рассчитать эквивалентную массу следующих веществ:

K_2O , $CaSO_4$, HNO_3 , $Ni(OH)_2$, $Co_2(SO_4)_3$

2 Определить число молекул в 1 грамме H_3PO_4 .

3 Определить массу 11,2 литра C_2H_4 при н.у., его относительную плотность по воздуху и плотность (в г/л).

4 По закону эквивалентов, определить массу HNO_3 , которую необходимо затратить на нейтрализацию 114 кг KOH.

№ 9

1 Рассчитать эквивалентную массу следующих веществ:

ZnO , $HClO_4$, H_3AsO_3 , $Co(OH)_2$, $FeCl_2$

2 Определить число молекул в 1 грамме MgO.

3 Определить массу 11,2 литра SO_2 при н.у., его относительную плотность по воздуху и плотность (в г/л).

4 По закону эквивалентов, определить массу $\text{Al}(\text{OH})_3$, которую необходимо затратить на нейтрализацию 19,6 кг H_3PO_4 .

№ 10

1 Рассчитать эквивалентную массу следующих веществ:

P_2O_5 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, Na_2SO_4 , Na_2SiO_3

2 Определить число молекул в 1 грамме N_2O_5 .

3 Определить массу 5,6 литра NH_3 при н.у., его относительную плотность по воздуху и плотность (в г/л).

4 По закону эквивалентов, определить массу $\text{Ba}(\text{OH})_2$, которую необходимо затратить на нейтрализацию 196 кг H_2SO_4 .

№ 11

1 Рассчитать эквивалентную массу следующих веществ:

SiO_2 , H_2SO_4 , $\text{Sr}(\text{OH})_2$, FeSO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

2 Определить число молекул в 5 граммах воды.

3 Определить массу 11,2 литра N_2O_3 при н.у., его относительную плотность по воздуху и плотность (в г/л).

4 По закону эквивалентов, определить массу KHCO_3 , которую необходимо затратить на нейтрализацию 196 кг H_3PO_4 .

№ 12

1 Рассчитать эквивалентную массу следующих веществ:

CO_2 , H_2S , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, CaSO_4 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$

2 Определить число молекул в 1 грамме оксида железа (II).

3 Определить массу 5,6 литра SO_3 при н.у., его относительную плотность по воздуху и плотность (в г/л).

4 По закону эквивалентов, определить массу $\text{Ca}(\text{OH})_2$, которую необходимо затратить на нейтрализацию 196 кг HNO_3 .

№ 13

- 1 Рассчитать эквивалентную массу следующих веществ:
 P_2O_3 , H_2CO_3 , HNO_3 , $Fe(OH)_3$, $BaSO_4$
- 2 Определить число молекул в 1 грамме оксида калия .
- 3 Определить массу 11,2 литра SO_2 при н.у., его относительную плотность по воздуху и плотность (в г/л).
- 4 По закону эквивалентов, определить массу $Ba(OH)_2$, которую необходимо затратить на нейтрализацию 24,5 кг H_2S .

№ 14

- 1 Рассчитать эквивалентную массу следующих веществ:
 Fe_2O_3 , H_2SO_3 , $Al(OH)_3$, $CaCl_2$, $Al_2(SO_4)_3$
- 2 Определить число молекул в 1 грамме оксида хрома (III).
- 3 Определить массу 5,6 литра N_2O_5 при н.у., его относительную плотность по воздуху и плотность (в г/л).
- 4 По закону эквивалентов, определить массу HCl , которую необходимо затратить на нейтрализацию 196 кг $CaOHCl$.

№ 15

- 1 Рассчитать эквивалентную массу следующих веществ:
 $Ca_3(PO_4)_2$, $CuCl_2$, K_2SiO_3 , N_2O_5 , H_3PO_4
- 2 Определить число молекул в 1 грамме серы.
- 3 Определить массу 5,6 литра гелия при н.у., его относительную плотность по воздуху и плотность (в г/л).
- 4 По закону эквивалентов, определить массу K_2CO_3 , которую необходимо затратить на нейтрализацию 196 кг H_3PO_4 .

3.5 Лабораторная работа

Определение молярной массы эквивалента магния

Цель работы: Закрепить одно из основных понятий химии – эквивалент и один из основных количественных законов химии – закон

эквивалентов; на практике убедится, что экспериментальным путем можно с достаточной точностью определить молярную массу эквивалента вещества в химической реакции.

Задание – Определить молярную массу эквивалента магния в реакции взаимодействия его с серной кислотой и сравнить с истинным значением.

3.5.1 Выполнение работы

Метод основан на реакции взаимодействия металла с кислотой и измерении объема выделившегося водорода.

Определение молярной массы эквивалента магния проводят с помощью простого прибора, закрепленного в штативе и состоящего из бюретки емкостью 100 мл, соединенной посредством резиновых и стеклянных трубок и пробок с воронкой и с пробиркой. Бюретка заполнена водой, прибор действует по принципу сообщающихся сосудов (рисунок 3.1).

До начала опыта следует проверить прибор на герметичность. Для этого надо переместить воронку вниз (вверх). Если прибор герметичен, то уровень воды в бюретке слегка понижается (повышается), а в дальнейшем не изменяется. Если же уровень воды будет непрерывно понижаться (повышаться), герметичность не обеспечена.

Для создания герметичности укрепить места соединений, вновь проверить прибор.

Начинать проведение опыта только на герметичном приборе.

Последовательность выполнения работы:

1) получить у лаборанта кусочек ленты магния массой $m = 0,03$ г, предварительно развешенный с точностью до 0,0001 г на аналитических весах. Массу магния записать в таблицу 3.2;

2) вынуть пробку из пробирки и передвижением воронки установить уровень воды в бюретке на нулевом делении или немного ниже;

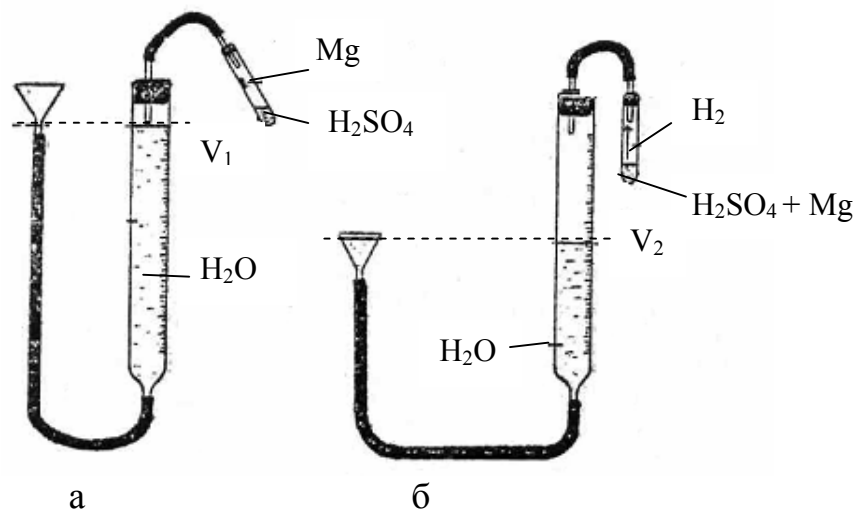


Рисунок 3.1 – Установка для определения молярной массы эквивалента магния

3) отмерить с помощью пипетки или мерной пробирки 5 мл разбавленной серной кислоты и перенести в пробирку через воронку, чтобы избежать смачивания внутренней стенки в верхней части пробирки. Держа пробирку в наклонном положении, положить ленту магния на сухую стенку пробирки так, чтобы магний не соприкасался с серной кислотой;

4) закрыть плотно пробкой пробирку, следя за тем, чтобы лента магния не соприкасалась с серной кислотой. Затем передвижением воронки уровень воды в бюретке сравнить с уровнем воды в воронке (на высоте около нулевого деления в бюретке), чтобы давление внутри прибора сравнялось с атмосферным. Отметить уровень воды в бюретке « V_1 » (рисунок 3.1а) результат записать в таблицу 3.2. Отсчет производить по нижнему мениску жидкости с точностью до десятых долей миллилитра;

5) стряхнуть ленту магния в серную кислоту. Наблюдать выделение водорода и вытеснение воды из бюретки. По окончании реакции дать пробирке остыть. Отметить уровень воды « V_2 » (рисунок 3.1б) в бюретке и результат записать в таблицу 3.2;

б) отметить и записать показания термометра и барометра в лаборатории во время опыта;

7) так как водород был собран над водой, то следует знать давление водяных паров при комнатной температуре (таблица 3.1).

Таблица 3.1 – Зависимость давления водяных паров от температуры

Температура $^{\circ}\text{C}$	Давление водяных паров мм. рт. ст.	Температура $^{\circ}\text{C}$	Давление водяных паров мм. рт. ст.
12	10,5	24	22,4
13	11,2	25	23,8
14	12,0	26	25,2
15	12,8	27	26,7
16	13,6	28	28,3
17	14,5	29	30,0
18	15,5	30	31,8
19	16,5	31	33,7
20	17,5	32	35,7
21	18,6	33	37,7
22	18,8	34	39,9
23	21,1	35	42,2

Таблица 3.2 – Результаты опыта

Масса Метала, г	Положение уровня		Объем водорода, мл	Температура, $^{\circ}\text{C}$	Давление, мм. рт. ст.	
	до опыта	после опыта			P	h
M	V_1	V_2	$V = V_2 - V_1$	t	P	h

Результаты проведенного опыта представить в виде таблицы 3.2.

По полученным данным рассчитайте:

- 1) объем водорода, выделившегося в условиях опыта;
- 2) объем водорода, выделившегося при нормальных условиях;
- 3) молярную массу эквивалента магния практическую и теоретическую;
- 4) абсолютную и относительную ошибку опыта.

3.5.2 Расчет

Для приведения объема водорода к нормальным условиям пользуются формулой, вытекающей из объединенного газового закона Бойля-Мариотта и Гей-Люссака.

$$V_0(H_2) = \frac{V \times (p - h) \times 273}{760 \times T} \text{ мл}; \quad T = 273 + t \text{ } ^\circ\text{C}$$

Для упрощения расчетов можно из этой формулы выделить величину:

$$\frac{(p - h) \times 273}{760 \times T} = K$$

Ее находят по соответствующей номограмме (рисунок 3.2) как точку, в которой шкала «К» пересекается с прямой, соединяющей значение комнатной температуры в $^{\circ}\text{C}$ в момент опыта и величину $(P - h)$.

Зная массу прореагировавшего металла и объем вытесненного им водорода при нормальных условиях, можно вычислить молярную массу эквивалента магния из закона эквивалентов:

$$\frac{m(Mg)}{V_0(H_2)} = \frac{M(f_{\text{э}}(Mg)Mg)}{V_0(f_{\text{э}}(H_2)H_2)}$$

Вычислить молярную массу эквивалента магния теоретическую и найти относительная ошибку опыта по формуле:

$$\text{относит.ошибка} = \frac{M(f_{\text{э}}(Mg)Mg)_{\text{практ}} - M(f_{\text{э}}(Mg)Mg)_{\text{теор}}}{M(f_{\text{э}}(Mg)Mg)_{\text{теор}}} \times 100\%$$

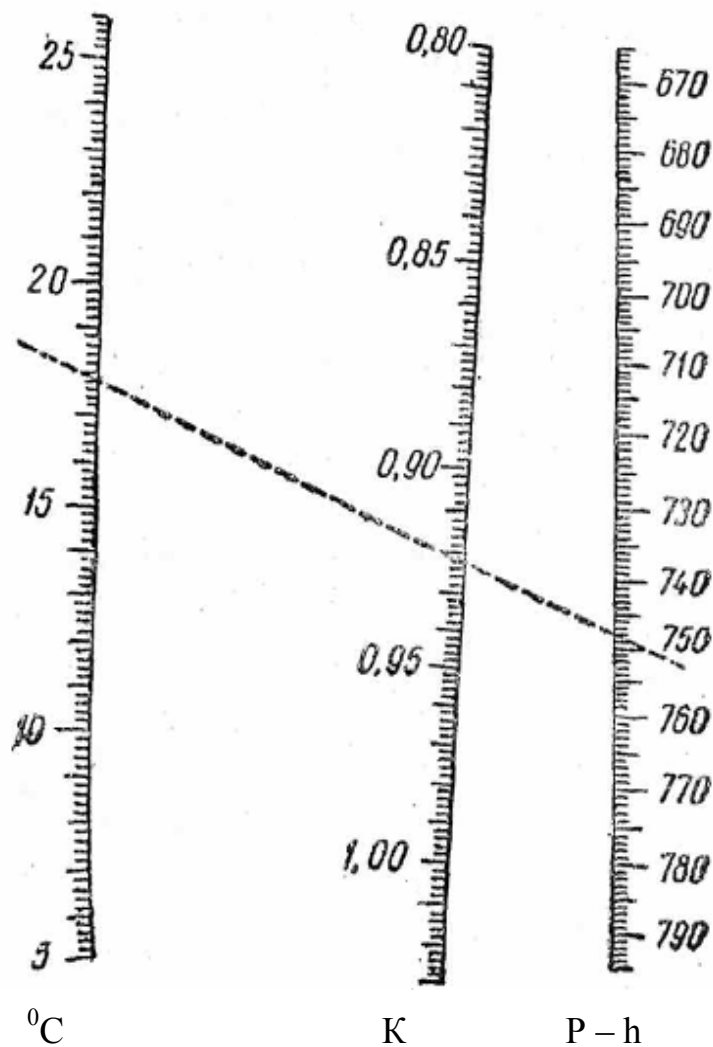


Рисунок 3.2 – Номограмма для приведения объема газа к нормальным условиям

4 Основы химической кинетики и химического равновесия

4.1 Основы химической кинетики

Химическая кинетика изучает изменение концентрации или массы реагирующих веществ и продуктов химической реакции во времени.

Скорость химической реакции - это изменение массы или концентрации вещества за единицу времени. Скорость химической реакции зависит от концентрации реагирующих веществ, температуры и наличия катализатора.

Если химическая реакция протекает в объеме системы и между реагирующими веществами отсутствует видимая граница раздела фаз (поверхность раздела), то химическая реакция называется гомогенной. Если химическая реакция протекает на поверхности раздела различных фаз, то такая химическая реакция называется гетерогенной. Такая реакция протекает обычно в том случае, если реагирующие вещества находятся в различных агрегатных состояниях (например кусок металлического цинка растворяется в растворе кислоты – в данном случае химическая реакция протекает на поверхности металла).

4.1.1 Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции

Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции выражается законом действующих масс, согласно которому, для химической реакции в общем виде



где **A, B** –исходные (реагирующие) вещества;

C, D – продукты реакции;

a, b, c, d – коэффициенты уравнения,

выражение для скорости химической реакции V (или кинетическое уравнение) имеет вид

$$V = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b, \quad (4.2)$$

где k - константа скорости химической реакции;

$[A]$ и $[B]$ - концентрации реагирующих веществ A и B ;

a и b - коэффициенты в уравнении химической реакции.

Зная кинетическое уравнение химической реакции, легко определить изменение скорости реакции при изменении концентрации какого-либо вещества.

Пример – как изменится скорость химической реакции $3A + B = 2C$, если концентрацию вещества A увеличить в 4 раза.

Решение:

Кинетическое уравнение для исходной реакции имеет вид

$$V = k \cdot [A]^3 \cdot [B]^1,$$

а при увеличении концентрации вещества A в 4 раза

$$V' = k \cdot [4A]^3 \cdot [B]^1 = k \cdot 4^3 \cdot [A]^3 \cdot [B]^1 = 64 \cdot k \cdot [A]^3 \cdot [B]^1.$$

$$\text{Отношение скоростей } V'/V = 64 \cdot k \cdot [A]^3 \cdot [B]^1 / [A]^3 \cdot [B]^1 = 64$$

То есть скорость химической реакции увеличится в 64 раза.

4.1.2 Влияние температуры на скорость химической реакции

Влияние температуры на скорость химической реакции описывается эмпирическим уравнением Вант-Гоффа:

$$V_{T1}/V_{T2} = Y^{(T2-T1)/10}, \quad (4.3)$$

где V_{T1} , V_{T2} - скорости химической реакции при температуре $T1$ и $T2$ соответственно;

Y - температурный коэффициент реакции, устанавливаемый экспериментально.

Опытным путем установлено, что в большинстве случаев $\gamma = 2 - 4$, то есть при повышении температуры системы на $10\text{ }^\circ\text{C}$, скорость химической реакции увеличивается в 2 - 4 раза.

4.1.3 Влияние катализатора

Катализатор - это вещество, участвующее в химической реакции, но остающееся в неизменном виде к концу процесса.

Действие катализатора сводится к его способности изменять скорость химической реакции - это явление называется катализом. Если добавление катализатора увеличивает скорость химической реакции, то катализатор является положительным, если уменьшает - то отрицательным. Если катализатор и химические вещества в системе имеют одинаковое агрегатное состояние, то катализ является гомогенным, если разное - то гетерогенным.

4.2 Химическое равновесие

4.2.1 Константа химического равновесия

Большинство химических реакций протекает в обоих направлениях. В данном случае говорят об обратимых реакциях, которые записываются в виде



причем, реакция, читаемая слева направо, считается прямой реакцией, а читаемая справа налево - обратной реакцией. Для каждого из этих процессов справедливы кинетические уравнения, а именно

$$V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} * [A]^a * [B]^b$$

$$V_{\text{обр}} = k * [C]^c * [D]^d,$$

где $V_{\text{пр}}$ и $V_{\text{обр}}$ - скорости прямой и обратной реакций соответственно,

$k_{пр}$ и $k_{обр}$ - константы скорости прямой и обратной реакций соответственно.

В момент химического равновесия скорости прямой и обратной реакций становятся равными, то есть

$$V_{пр} = V_{обр} \text{ или } k_{пр} * [A]^a * [B]^b = k_{обр} * [C]^c * [D]^d.$$

Последнее равенство можно записать в виде

$$K = k_{пр} / k_{обр} = ([C]^c * [D]^d) / ([A]^a * [B]^b) \quad (4.5)$$

Величина K называется константой химического равновесия и является важной характеристикой любой обратимой реакции, а концентрации веществ $[A]$, $[B]$, $[C]$, $[D]$ в этом уравнении называются равновесными.

Важно отметить, что состояние химического равновесия сохраняется сколь угодно долго, если остаются постоянными параметры системы (температура, давление, концентрация веществ). Однако, если в системе изменится величина хотя бы одного из названных параметров, то в системе будет наблюдаться нарушение химического равновесия. При этом начнут протекать с различными скоростями прямая и обратная реакции и будут они протекать до тех пор, пока соотношение новых равновесных концентраций, в соответствии с выражением (4.5) вновь не станет равным значению константы равновесия K

4.2.2 Смещение химического равновесия

Смещение химического равновесия - это процесс, когда в системе изменяются концентрации всех веществ, причем концентрация тех веществ, куда смещается равновесие увеличивается, а концентрация тех веществ, откуда смещается равновесие уменьшается.

Для определения направления смещения химического равновесия используется принцип **Ле Шателье**: **если на систему, находящуюся в**

состоянии равновесия, оказать какое-нибудь внешнее воздействие, то система изменится таким образом, чтобы ослабить (скомпенсировать) это внешнее воздействие.

Смещение равновесие химического процесса является важнейшим в химии, поэтому рассмотрим факторы, приводящие к смещению химических равновесий с позиции принципа Ле-Шателье. Для химической системы таковыми факторами являются температура (или тепловой эффект), давление и концентрация вещества.

4.2.2.1 Влияние температуры

Прежде всего необходимо отметить, что:

- температура химической системы зависит от теплового эффекта химической реакции. Если реакция экзотермическая (протекает с выделением теплота. $\Delta H < 0$), то температура в системе повышается, если реакция эндотермическая (протекает с поглощением тепла, $\Delta H > 0$) - понижается;

- в случае обратимой химической реакции тепловые эффекты прямой и обратной химической реакций равны по величине и противоположны по знаку. Если прямая химическая реакция является экзотермической, то обратная - эндотермической и наоборот. Поэтому для обратимых реакций указывается тепловой эффект только прямой реакции.

Рассмотрим пример, когда прямая химическая реакция является экзотермической (соответственно, обратная реакция является эндотермической), то есть



Если в системе повысить температуру, то согласно принципу Ле-Шателье, система должно измениться таким образом, чтобы ослабить (скомпенсировать) данное внешнее воздействие. Очевидно, что для этого в

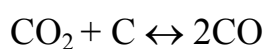
системе должна протекать эндотермическая реакция, при которой будет происходить поглощение теплоты (и, соответственно, понижение температуры). Так как эндотермической реакцией в нашем случае является обратная реакция, то равновесие в нашей системе будет смещаться влево или в сторону образования исходных веществ.

Рассматривая другие варианты и рассуждая подобным образом, можно сделать вывод: **повышение температуры смещает химическое равновесие в сторону протекания эндотермической реакции, а понижение температуры - в сторону протекания экзотермической реакции.**

4.2.2.2 Влияние давления

Для учета влияния давления на смещение химического равновесия необходимо вспомнить, что повышение давления в газах приводит к уменьшению объема системы и наоборот (объем жидких и твердых тел в результате изменения давления меняется незначительно). Изменение объема газов в ходе химической реакции определяется путем сравнения коэффициентов для газообразных веществ до и после реакции (см. раздел "Основные законы и определения химии"). Значит, в соответствии с принципом Ле-Шателье: **повышение давления смещает химическое равновесие в сторону протекания реакции, сопровождающейся уменьшением объема, а понижение давления смещает химическое равновесие в сторону протекания реакции, сопровождающейся увеличением объема.**

Например – в какую сторону сместится химическое равновесие системы



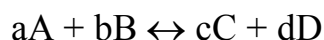
при уменьшения давления?

Решение:

Сравним коэффициенты химического уравнения для исходных вещества и продуктов реакции, причем учитываем только газообразные вещества. Имеем в левой части уравнения реакции 1 моль газа (CO_2), а в правой - 2 моля газа (CO). Значит, данная химическая реакция протекает с увеличением объема ($1 < 2$). А так как при уменьшении давления равновесие химической реакции смещается в сторону протекания реакции, сопровождающейся увеличением объема, то в данном случае равновесие смещается вправо (протекает прямая реакция), то есть в сторону образования продуктов реакции.

4.2.2.3 Влияние концентрации веществ

При рассмотрении данного вопроса необходимо исходить из того, что концентрации веществ в системе меняются в зависимости от направления протекания химической реакции. Так, для системы



при протекании прямой реакции концентрации веществ А и В будут уменьшаться, но одновременно концентрации веществ С и D будут увеличиваться; в случае протекания обратной реакции картина будет выглядеть прямо противоположно. Поэтому, если в системе, находящейся в состоянии химического равновесия, изменить каким-либо образом концентрация любого вещества, то система будет реагировать таким образом, чтобы нейтрализовать (скомпенсировать) это изменение.

Например, в данную систему дополнительно внесли некоторое количество вещества D и повысили, таким образом, его концентрацию. Согласно принципу Ле-Шателье система должна нейтрализовать данное воздействие, то есть уменьшить концентрацию вещества D. А это возможно, если будет протекать обратная реакция. Но в этом случае равновесие химической реакции сместится влево, то есть в сторону образования

исходных веществ. Если мы, например, уменьшим каким-либо образом в системе концентрацию вещества А, то в системе, для нейтрализации данного воздействия, должна будет протекать обратная реакция, так как при этом образуется дополнительное количество вещества А.

Таким образом: при уменьшении в системе концентрации какого-либо вещества в системе равновесие химической реакции смещается в сторону протекания реакции, сопровождающейся образованием данного вещества и наоборот, при увеличении концентрации какого-либо вещества в системе равновесие химической реакции смещается в сторону протекания реакции, сопровождающейся расходом данного вещества.

Говоря другими словами, если концентрация какого-либо вещества уменьшается, то равновесие смещается в сторону протекания той реакции, в котором данное вещество будет являться продуктом реакции, а если концентрация вещества в равновесной системе увеличивается, то равновесие смещается в сторону протекания той реакции, в ходе которой данное вещество является исходным (реагирующим).

4.3 Вопросы для самопроверки

- 1 Дайте определение скорости химической реакции?
- 2 Перечислите факторы, влияющие на скорость химической реакции.
- 3 Как влияет концентрация реагирующих веществ на скорость химической реакции? Сформулируйте закон действующих масс.
- 4 Опишите влияние температуры на скорость химической реакции.
- 5 Что такое состояние химического равновесия?
- 6 Как вычисляется величина константы химического равновесия?
- 7 Что такое смещение химического равновесия?
- 8 Сформулируйте принцип Ле-Шателье о смещении химического равновесия.

9 Какие факторы влияют на смещение химического равновесия?

10 Как влияет температура системы на направление смещения химического равновесия?

11 Как влияет изменение давления в системе на смещение химического равновесия?

12 Как влияет изменение концентрации вещества на смещение химического равновесия?

4.4 Контрольные задания

№ 1

1 Как изменится скорость химической реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, если концентрацию вещества NO увеличить в 5 раз?

2 Рассчитать константу равновесия обратимой реакции $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow 3\text{C} + \text{R}$, если равновесные концентрации веществ равны $C_{\text{A}} = C_{\text{B}} = C_{\text{C}} = C_{\text{R}} = 2$ моль/л.

3 Как изменить давление, температуру и концентрацию вещества NO_2 , чтобы равновесие реакции $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} \leftrightarrow 2\text{HNO}_{3(\text{ж})} + \text{NO}$, $\Delta H < 0$ сместить вправо?

№ 2

1 Как изменится скорость химической реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$, если концентрацию вещества SO_2 уменьшить в 4 раза?

2 Рассчитать константу равновесия обратимой реакции $2\text{A} + \text{B} \leftrightarrow 3\text{C} + 2\text{R}$, если равновесные концентрации веществ равны $C_{\text{A}} = C_{\text{B}} = C_{\text{C}} = C_{\text{R}} = 2$ моль/л.

3 Как изменить давление, температуру и концентрацию вещества NO, чтобы равновесие реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$, $\Delta H < 0$ сместить вправо?

№ 3

1 Как изменится скорость химической реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, если концентрацию вещества NO уменьшить в 6 раз?

2 Рассчитать константу равновесия обратимой реакции $2A+3B\leftrightarrow 3C+R$, если равновесные концентрации веществ равны $C_A = C_B = C_C = C_R = 2$ моль/л.

3 Как изменить давление, температуру и концентрацию вещества CO, чтобы равновесие реакции $CO + H_2O_{(ж)} \leftrightarrow CO_2 + H_2$, $\Delta H < 0$ сместить вправо?

№ 4

1 Как изменится скорость химической реакции $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$, если концентрацию вещества SO_2 увеличить в 3 раза?

2 Рассчитать константу равновесия обратимой реакции $2A+B\leftrightarrow C + 3R$, если равновесные концентрации веществ равны $C_A = C_B = C_C = C_R = 2$ моль/л.

3 Как изменить давление, температуру и концентрацию вещества CO, чтобы равновесие реакции $CH_4 + H_2O_{(ж)} \leftrightarrow CO + 3H_2$, $\Delta H > 0$ сместить вправо?

№ 5

1 Как изменится скорость химической реакции $2CO + O_2 = 2CO_2$, если концентрацию вещества CO увеличить в 7 раз?

2 Рассчитать константу равновесия обратимой реакции $2A + 3B\leftrightarrow C + 2R$, если равновесные концентрации веществ равны $C_A = C_B = C_C = C_R = 2$ моль/л.

3 Как изменить давление, температуру и концентрацию вещества CO_2 , чтобы равновесие реакции $K_2O_{(ТВ)} + CO_2 \leftrightarrow K_2CO_3_{(ТВ)}$, $\Delta H < 0$, сместить вправо?

№ 6

1 Как изменится скорость химической реакции $N_2 + O_2 = 2NO$, если концентрацию вещества O_2 уменьшить в 4 раза?

2 Рассчитать константу равновесия обратимой реакции $A + B\leftrightarrow 3C + 2R$, если равновесные концентрации веществ равны $C_A = C_B = C_C = C_R = 2$ моль/л.

3 Как изменить давление, температуру и концентрацию вещества O_2 , чтобы равновесие реакции $2CO + O_2 \leftrightarrow 2CO_2$, $\Delta H < 0$ сместить вправо?

№ 7

1 Как изменится скорость химической реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$, если концентрацию вещества Cl_2 увеличить в 5 раз?

2 Рассчитать константу равновесия обратимой реакции $3\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C} + 2\text{R}$, если равновесные концентрации веществ равны $C_{\text{A}} = C_{\text{B}} = C_{\text{C}} = C_{\text{R}} = 2$ моль/л.

3 Как изменить давление, температуру и концентрацию вещества CH_4 , чтобы равновесие реакции $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{CO} + 3\text{H}_2$, $\Delta H < 0$ сместить вправо?

№ 8

1 Как изменится скорость химической реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, если концентрацию вещества NO уменьшить в 6 раз?

2 Рассчитать константу равновесия обратимой реакции $4\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C} + 2\text{R}$, если равновесные концентрации веществ равны $C_{\text{A}} = C_{\text{B}} = C_{\text{C}} = C_{\text{R}} = 2$ моль/л.

3 Как изменить давление, температуру и концентрацию вещества SO_2 , чтобы равновесие реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$, $\Delta H < 0$ сместить вправо?

№ 9

1 Как изменится скорость химической реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, если концентрацию вещества O_2 уменьшить в 5 раз?

2 Рассчитать константу равновесия обратимой реакции $2\text{A} + 2\text{B} \leftrightarrow 3\text{C} + \text{R}$, если равновесные концентрации веществ равны $C_{\text{A}} = C_{\text{B}} = C_{\text{C}} = C_{\text{R}} = 2$ моль/л.

3 Как изменить давление, температуру и концентрацию вещества CO , чтобы равновесие реакции $\text{C}_{(\text{тв})} + \text{CO}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}$, $\Delta H > 0$ сместить вправо?

№ 10

1 Как изменится скорость химической реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$, если концентрацию вещества Cl_2 уменьшить в 3 раз?

2 Рассчитать константу равновесия обратимой реакции $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow 3\text{C} + \text{R}$,

если равновесные концентрации веществ равны $C_A = C_B = C_C = C_R = 2$ моль/л.

3 Как изменить давление, температуру и концентрацию вещества S_2 , чтобы равновесие реакции $S_2 + 2O_2 \leftrightarrow 2SO_2$, $\Delta H < 0$ сместить вправо?

4.5 Лабораторная работа

Кинетика и химическое равновесие

Опыт 1 – Зависимость скорости реакции от концентрации

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ изучают на примере взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой:



Признаком реакции является помутнение раствора вследствие выпадения серы в осадок. Необходимо измерить время от начала реакции до появления едва заметной мути. Зная время протекания реакции, легко определить скорость реакции, т.к. последняя является величиной обратной времени.

В три пробирки налить из бюретки по 3 мл раствора серной кислоты.

В три другие пробирки налить раствор тиосульфата натрия: 4мл – в первую, 2 мл – во вторую, 1 мл – в третью. Довести общий объем раствора в каждой из пробирках до 4 мл, добавив необходимое количество воды (во вторую пробирку – 2 мл, в третью – 3 мл).

Опыт проводится следующим образом. Необходимо быстро прилить в первую пробирку с тиосульфатом натрия раствор серной кислоты, отметив при этом время. Наблюдая за раствором, отметить время помутнения раствора. Для лучшей фиксации времени начала помутнения раствора необходимо наблюдать за раствором при боковом освещении на темном фоне.

Проделать то же самое с четырьмя оставшимися пробирками. Необходимо отметить, что время помутнения в первом опыте будет максимальным, и от опыта к опыту время помутнения будет уменьшаться.

Результаты опыта занести в таблицу 4.1

Таблица 4.1 – Результаты опыта

№ пробирки	H ₂ SO ₄ , мл	Na ₂ S ₂ O ₃ , мл	Время, с	Скорость, с ⁻¹
1	3	4		
2	3	2 + 2мл H ₂ O		
3	3	1 + 3мл H ₂ O		

Опыт 2 – Влияние степени дисперсности реагирующих веществ

В сухую фарфоровую ступку насыпать небольшое количество иодида калия и такое же количество нитрата свинца и несколько раз сильно встряхнуть. Наблюдается какое – либо изменение? Разотрите полученную смесь фарфоровым пестиком. Что наблюдается? В эту же ступку капнуть 1-2 капли воды. Что произошло?

Объясните весь опыт в целом, составьте уравнение реакции между веществами.

Опыт 3 – Смещение химического равновесия при изменении концентрации

В пробирку налейте 4 мл воды и добавьте по 4 капли насыщенного раствора роданида аммония (NH₄CNS) и хлорида железа (FeCl₃), раствор должен иметь светло – красный цвет (если необходимо, раствор можно разбавить водой). Составьте уравнение обратимой реакции и уравнение константы равновесия. Разлейте раствор в 4 пробирки: объемы растворов должны быть одинаковые.

В первую пробирку влейте из капельницы 2 капли концентрированного раствора хлорида железа. Изменяется ли

интенсивность окраски и как? Дайте объяснение, исходя из уравнения констант равновесия. В какую сторону сместилось равновесие в системе?

Во вторую пробирку добавьте 2 –3 капли насыщенного раствора роданида аммония. Наблюдайте прошедшие изменения и дайте необходимые объяснения.

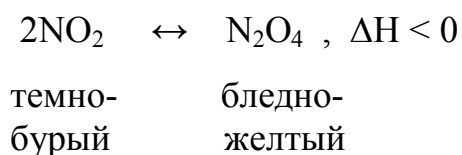
В третью пробирку внесите шпателем щепотку кристаллического хлорида аммония (NH_4Cl), сравните окраску с окраской раствора в 4 пробирке. Что происходит в данном случае? Дайте необходимое объяснение.

Как надо изменять концентрации веществ в обратимой системе, чтобы сместить равновесие в прямом и обратном направлении?

Опыт 4 – Влияние температуры на смещение равновесия

Прибор, в котором изучается смещение равновесия, состоит из двух овальных или круглых баллонов, соединенных между собой стеклянной трубкой. Прибор заполнен бурым газом – двуокиси азота, находящейся в равновесии со своим димером N_2O_4 , являющимся бесцветным веществом.

Состояние равновесия, определенное следующим термохимическим уравнением:



в сильной степени зависит от температуры.

Один конец прибора опустите в стакан с горячей водой, а другой в стакан с охлаждающей смесью (снег с поваренной солью). Через 3 – 4 минуты отметьте окраску содержимого в обеих частях прибора и объясните наблюдаемые изменения.

4.5.1 Контрольные вопросы и задачи

1 Напишите формулу, математически выражающую закон действия масс. Прочитайте этот закон.

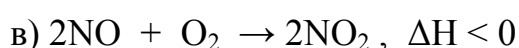
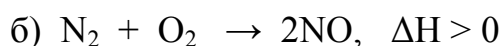
2 Как и почему изменяется скорость химической реакции при изменении температуры?

3 Через 10 секунд после начала реакции: $2A + B = C$ концентрация вещества А равнялась 0,2 моль/л. За это время концентрация вещества В уменьшилась на 0,02 моль/л. Какова была начальная концентрация вещества А? Ответ: 0,24 моль/л.

4 Реакция при температуре 50°C протекает за 2 минуты. За сколько времени закончится эта реакция при температуре 70°C , если температурный коэффициент равен 3?

5 На сколько градусов надо увеличить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 27 раз? Температурный коэффициент равен 2.

6 В чем заключается принцип Ле – Шателье? В какую сторону смещается равновесие в следующих процессах?



при увеличении давления и при увеличении температуры?

7 Реакция протекает по уравнению $A_2 + B_2 \leftrightarrow 2AB$. Определить константу равновесия, если равновесные концентрации равны:

$$[A_2] = 0,2 \text{ мол /л}, [B_2] = 0,3 \text{ моль/л}, [AB] = 0,25 \text{ моль/л}.$$

Определить начальные концентрации A_2 и B_2 .

8 Как надо изменять температуру и давление, чтобы равновесие реакции $\text{CaCO}_3 (\text{к}) \rightarrow \text{CaO} (\text{к}) + \text{CO}_2 (\text{г})$, $\Delta H = 178$ кДж сместилось вправо?

5 Основы химической термодинамики

5.1 Общие определения и термины термодинамики

Для того чтобы определить решаемые химической термодинамикой практические задачи, достаточно задать следующие вопросы:

1) почему при протекании большинства химических процессов происходит выделение или поглощение тепла, то есть происходят энергетические превращения и наблюдается определенный тепловой эффект. Можно ли теоретически определить величину теплового эффекта и заранее предсказать его, не проводя практически химический опыт;

2) почему химическая реакция протекает именно в определенном направлении, а не может протекать, во многих случаях, в обратном?

Химическая термодинамика изучает энергетические превращения в ходе химических процессов, а также позволяет определить их направленность.

Прежде всего, необходимо отметить, что в химической (как и в общей) термодинамике применяются собственные термины и определения.

Наиболее часто используются следующие термины:

- **система** - тело или совокупность тел условно или реально отделенных от окружающей среды границами раздела (наиболее часто под системой подразумевают химические вещества, участвующие в химическом взаимодействии и продукты реакции). Системы подразделяются на изолированные (замкнутые), закрытые и открытые системы.

- **параметры системы (параметры состояния или термодинамические параметры)** - величины, с помощью которых количественно характеризуется система (температура, давление, объем, масса и т.д.);

- **термодинамическая функция** - количественная величина, зависящая как от параметров системы (температура, давление, масса и т.д.),

так и от качественных характеристик системы (химического состава, агрегатного состояния);

- **термодинамический процесс** - явления в системе, в результате которого изменяется величина хотя бы одного из параметров системы. Различают следующие термодинамические процессы: изобарный (давление постоянное), изохорный (объем постоянный), изотермический (температура постоянная) или их сочетания (например, изобарно-изотермический процесс, при котором в системе остаются постоянными давление и температура).

5.2 Термодинамические функции и термодинамические расчеты

При изучении основ химической термодинамики необходимо знать следующие основные термодинамические функции:

- **энтальпия системы ΔH** – энергосодержание системы или энергия, содержащаяся в веществе (веществах) и способная при определенных условиях выделиться из системы;

- **энтропия вещества S** – мера неупорядоченности (беспорядка) строения вещества. Величина S тем больше, чем больше колебания молекул и атомов, составляющих данное вещество, от точки состояния своего равновесия.

Нетрудно представить, что энтропия стремится к нулю в идеальных кристаллах (атомы и молекулы жестко связаны в узлах кристаллической решетки) и максимальна у газов (молекулы газа движутся беспорядочно по всему объему системы).

Размерности данных величин соответствуют размерности энергии и равны $[\Delta H] = \text{кДж}$; $[S] = \text{Дж/К}$.

Величины ΔH и S экспериментально измерены для всех веществ. Так как эти измерения проводились в определенных условиях (в

термодинамике используют **стандартные условия** $T=298\text{ К}$ и $P=10^5\text{ Па}$) и для единицы количества вещества, то данные величины называются:

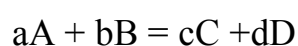
- **стандартная энтальпия вещества ΔH^0** – теплосодержание единицы количества вещества при *стандартных условиях* ($P = 10^5\text{ Па}$ и $T = 298\text{ К}$);
- **стандартная энтропия вещества S^0** – мера неупорядоченности (беспорядка) строения единицы количества вещества при *стандартных условиях* ($P = 10^5\text{ Па}$ и $T = 298\text{ К}$).

Величины ΔH^0 и S^0 являются табличными величинами (приведены в специальных справочниках).

Размерности данных величин соответствуют размерности энергии и равны $[\Delta H^0] = \text{кДж/моль}$; $[S^0] = \text{Дж/(моль*К)}$.

Если система содержит несколько различных веществ, то общая величина ΔH и S равна сумме величин ΔH и S составляющих данную систему веществ. При этом было принято, что ΔH для простых веществ равна нулю.

Для любой химической реакции типа



начальная энтальпия ΔH_n равна сумме энтальпий веществ A и B с учетом их количеств, то есть $\Delta H_n = a*\Delta H^0(A) + b*\Delta H^0(B)$.

Понятно, что конечная энтальпия системы ΔH_k для продуктов реакции равна $\Delta H_k = c*\Delta H^0(C) + d*\Delta H^0(D)$.

Тогда изменение энтальпии химической реакции ΔH_{xp} (или тепловой эффект химической реакции) определяется как разность между конечным и начальным значениями, то есть

$$\Delta H_{xp} = [c*\Delta H^0(C) + d*\Delta H^0(D)] - [a*\Delta H^0(A) + b*\Delta H^0(B)] \quad (5.1)$$

Рассуждая аналогично, получим, что изменение энтропии химической реакции ΔS_{xp} определяется по формуле:

$$\Delta S_{\text{xp}} = [c \cdot S^0(\text{C}) + d \cdot S^0(\text{D})] - [a \cdot S^0(\text{A}) + b \cdot S^0(\text{B})] \quad (5.2)$$

Таким образом, для любой химической реакции, используя табличные данные ΔH^0 и S^0 для всех веществ, участвующих и образующихся в химической реакции, можно определить величины ΔH_{xp} и ΔS_{xp} . Полученные величины позволяют нам решить следующие задачи:

1 Определить энергетические превращения в ходе химической реакции. При этом кроме количественного результата можно сделать и качественные выводы:

- если $\Delta H_{\text{xp}} < 0$, то химическая реакция протекает с выделением тепла (экзотермическая реакция) или при протекании данной химической реакции повышается температура системы и окружающей среды;

- если $\Delta H_{\text{xp}} > 0$, то химическая реакция протекает с поглощением тепла (эндотермическая реакция) или в системе и окружающей среде понижается температура.

2 Определить изменение некоторых параметров системы, в частности, ее объема и давления:

- если $\Delta S_{\text{xp}} > 0$, то при протекании реакции увеличивается объем системы (или увеличивается давление в системе с постоянным объемом);

- если $\Delta S_{\text{xp}} < 0$, то в ходе химической реакции объем системы уменьшается (или уменьшается давление в системе, если ее объем постоянный).

Для определения направленности химической реакции необходимо при этом подразумевать направление **самопроизвольного процесса**, то есть способности химической реакции протекать самопроизвольно, без затрат дополнительной энергии (например, горение протекает самопроизвольно и при этом даже выделяется энергия).

Для определения направленности химической реакции используют величину **энергии Гиббса ΔG** , изменение которой определяется по формуле

$$\Delta G = \Delta H_{xp} - T^* \Delta S_{xp}, \quad (5.3)$$

где T – температура системы.

Величина ΔG является важнейшей характеристикой любой системы (в т.ч. и химической) и окончательным критерием, знак которой позволяет определить направление самопроизвольного протекания процесса.

А именно:

- если $\Delta G < 0$, то самопроизвольно протекает прямая химическая реакция в системе, то есть реакция $aA + bB \rightarrow cC + dD$;
- если $\Delta G > 0$, то самопроизвольно протекает обратная химическая реакция в системе, то есть реакция $aA + bB \leftarrow cC + dD$ (или $cC + dD \rightarrow aA + bB$);
- если $\Delta G = 0$, то в системе наблюдается химическое равновесие, и обе реакции (прямая и обратная) протекают одновременно с одинаковой скоростью.

Пример – разобрать химический процесс с применением термодинамических функций. Заданы уравнение и табличные значения ΔH^0 , S^0 .

	CO_2	+ C	= 2CO
ΔH^0 , кДж/моль	-393	0	-110
S^0 , Дж/(моль·К)	+213	+5,7	+197

$$\begin{aligned} \text{Тогда: } \Delta H &= [2 * \Delta H^0(\text{CO})] - [\Delta H^0(\text{CO}_2) + \Delta H^0(\text{C})] = \\ &= [2 * (-110)] - [(-393) + 0] = +173 \text{ кДж} \end{aligned}$$

Полученный результат читается так: при взаимодействии 1 моль CO_2 и 1 моль C образовалось 2 моль CO и при этом наблюдается изменение энтальпии системы, равное +173 кДж.

Так как $\Delta H > 0$, то данная реакция протекает с поглощением тепла (или для протекания данной реакции необходимо нагревание системы).

Аналогично:

$$\Delta S = [2 \cdot S^0(\text{CO})] - [S^0(\text{CO}_2) + S^0(\text{C})] = \\ = [2 \cdot (+197)] - [(+213) + (+5,7)] = +176,3 \text{ Дж/К}.$$

Так как $\Delta S > 0$, то данная реакция протекает с увеличением объема системы (сравнивая коэффициенты для газообразных веществ, получим, что $1 < 2$).

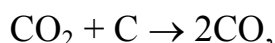
Определим значение ΔG при стандартной температуре $T = 298 \text{ К}$:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S = 173 \text{ кДж} - 298 \text{ К} \cdot (+176,3 \text{ Дж/К}) = +122 \text{ кДж}.$$

Так как $\Delta G > 0$, то самопроизвольно при данной температуре может протекать только обратная реакция.

Определим температуру, при которой в системе наступает равновесие. В этом случае $\Delta G = \Delta H - T_p \cdot \Delta S = 0$ (T_p - температура равновесия) и $T_p = \Delta H / \Delta S = 173 \text{ кДж} / 176,3 \text{ Дж/К} = 981 \text{ К}$.

Так как при $T = 298 \text{ К}$ $\Delta G > 0$, а при $T = 981 \text{ К}$ $\Delta G = 0$, то очевидно что, при $T < 981 \text{ К}$ самопроизвольно будет протекать прямая химическая реакция



а при $T > 981 \text{ К}$ будет самопроизвольно протекать обратная реакция, т.е.



5.3 Контрольные вопросы

- 1 Какие задачи решает химическая термодинамика.
- 2 Каков физический смысл энтальпии и энтропии системы.
- 3 От каких факторов зависит величина энтальпии и энтропии системы.
- 4 Как определить изменение энтальпии (тепловой эффект) химической реакции)?

5 Какая химическая реакция называется экзотермической, эндотермической?

6 Какая термодинамическая функция позволяет определить изменение объема системы при протекании химической реакции?

7 Какая химическая реакция называется самопроизвольной?

8 Какая величина является критерием, определяющим направленность протекания самопроизвольного химического процесса?

9 Может ли температура изменить направленность химической реакции (процесса)?

10 Как определяется температура равновесия химической системы?

5.4 Тестовые задания для самоподготовки

1 Физический смысл энтальпии – это...

- а) особый вид энергии;
- б) энергосодержание системы при изобарных условиях;
- в) внутренняя энергия системы;
- г) энергия взаимодействия составных частей системы;
- д) сумма кинетической и потенциальной энергий системы.

2 Физический смысл энтропии – это...

- а) мера неупорядоченности (хаоса) системы;
- б) энергия взаимодействия составных частей системы;
- в) энергосодержание системы;
- г) внутренняя энергия системы;
- д) особый вид энергии.

3 Как изменяется энтропия в самопроизвольно протекающих процессах?

- а) остается неизменной;

- б) уменьшается;
- в) увеличивается;
- г) проходит через максимум;
- д) проходит через минимум.

4 Какая реакция называется эндотермической?

- а) реакция, протекающая с выделением тепла;
- б) реакция, протекающая с поглощением тепла;
- в) реакция, протекающая с увеличением давления;
- г) реакция, протекающая с увеличением объема;
- д) реакция, протекающая с уменьшением объема.

5 Какая реакция называется экзотермической?

- а) Реакция, протекающая с поглощением тепла;
- б) Реакция, протекающая с выделением тепла;
- в) Реакция, протекающая с увеличением давления;
- г) Реакция, протекающая с увеличением объема;
- д) Реакция, протекающая с уменьшением объема.

6 Что происходит в системе, если изменение энергии Гиббса ΔG в химической реакции меньше нуля?

- а) самопроизвольно может протекать и прямая и обратная реакции;
- б) самопроизвольно может протекать обратная реакция;
- в) самопроизвольно может протекать прямая реакция;
- г) в системе наблюдается состояние равновесия;
- д) не может протекать ни прямая, ни обратная реакция.

7 Что происходит в системе, если изменение энергии Гиббса ΔG в химической реакции больше нуля?

- а) самопроизвольно может протекать прямая реакция;
- б) самопроизвольно может протекать обратная реакция;

- в) самопроизвольно может протекать и прямая и обратная реакция;
- г) в системе наблюдается состояние равновесия
- д) не может протекать ни прямая, ни обратная реакция

8 Что такое тепловой эффект химической реакции?

- а) количество теплоты, которое необходимо затратить на протекание химической реакции;
- б) количество теплоты, которое выделяется при протекании химической реакции;
- в) количество теплоты, которое выделяется при сгорании 1 кг вещества;
- г) количество теплоты, которое затрачивается на разложение 1 моля сложного вещества на простые вещества;
- д) количество теплоты, которое выделяется при образовании 1 кг сложного вещества из простых веществ.

9 Чему равно изменение энтальпии ΔH (тепловой эффект) химической реакции $2A + B = C + D$, если стандартные энтальпии образования веществ равны: $\Delta H^0_A = \Delta H^0_B = \Delta H^0_C = \Delta H^0_D = 100$ кДж/моль?

- а) -100; б) -200; в) 0; г) +100; д) +200.

10 Чему равно изменение энтальпии ΔH (тепловой эффект) химической реакции $A + 4B = 3C + 2D$, если стандартные энтальпии образования веществ равны: $\Delta H^0_A = \Delta H^0_B = \Delta H^0_C = \Delta H^0_D = 100$ кДж/моль?

- а) 0;
- б) +100;
- в) +200;
- г) -100;
- д) -200.

11 Процессы, происходящие при постоянной температуре называются

- а) изолированными;
- б) изохорными;
- в) изобарными;
- г) адиабатными;
- д) изотермические.

12 Процессы, происходящие при постоянном давлении называются

- а) изохорными;
- б) изобарными;
- в) изотермическими;
- г) изобарно-изотермическими;
- д) адиабатическими.

Правильные ответы: 1-б; 2-а; 3-в; 4-б; 5-б; 6-в; 7-б; 8-б; 9-а;
10-а; 11-д; 12-б.

5.5 Лабораторная работа

Определение теплового эффекта химической реакции

5.5.1 Теоретические основы термохимии процесса нейтрализации

Реакция нейтрализации сильной кислоты сильным основанием характеризуется постоянным значением теплоты нейтрализации, независимо от природы исходных кислот и оснований, так как сводится к процессу:



Тепловой эффект процесса нейтрализации определяется по уравнению Гесса:

$$\Delta H = [\Delta H^0(\text{H}_2\text{O})] - [\Delta H^0(\text{H}^+) + \Delta H^0(\text{OH}^-)]$$

Тепловой эффект реакции (энтальпия) прямо пропорционален произведению теплоемкости вещества на изменение температуры:

$$\Delta H = C \cdot \Delta t, \quad (5.1)$$

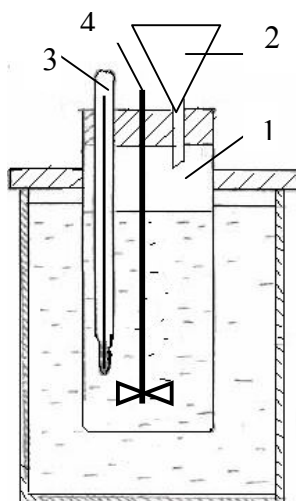
где C – теплоемкость вещества, т.е количество тепла, которое необходимо затратить, чтобы нагреть 1 г вещества на 1 градус, Дж/г•К.

Удельная теплоемкость некоторых вещества приведена в приложении (таблица А.5).

5.5.2 Выполнение работы

Цель работы – закрепить теоретические знания некоторых вопросов термохимии и практически определить тепловые эффекты реакций нейтрализации и процесса растворения.

Определение теплового эффекта проводят в калориметре (рисунок 5.1).



1 – внутренний стакан калориметра; 2 – воронка; 3 – термометр; 4 – мешалка

Рисунок 5.1 – Схема калориметра

После окончания опыта тепловой эффект процесса нейтрализации рассчитывают по формуле:

$$\Delta Q_{\text{нейтр.}} = \frac{\Delta t \cdot \Sigma C}{n}, \quad (5.2)$$

где Δt – разность конечной и начальной температур в калориметре

($t_2 - t_1$), $^{\circ}\text{C}$;

ΣC – теплоемкость системы, Дж/(г·К);

n – число моль вещества.

Теплоемкость системы рассчитывается из следующего соотношения:

$$\Sigma C = C_1 m_1 + C_2 m_2,$$

где C_1 – удельная теплоемкость стекла, $C_1 = 0,753$ Дж/(г·К);

C_2 – удельная теплоемкость воды, $C_2 = 4,186$ Дж/(г·К);

m_1 и m_2 – масса калориметрического стакана и жидкости в нем, соответственно, г.

Масса жидкости рассчитывается как сумма масс кислоты и щелочи:

$$m_2 = m_{\text{кисл.}} + m_{\text{щел.}} = \rho_{\text{кисл.}} \cdot V_{\text{кисл.}} + \rho_{\text{щел.}} \cdot V_{\text{щел.}}$$

где $\rho_{\text{кисл.}}$ и $\rho_{\text{щел.}}$ – плотность кислоты и щелочи, можно принять равными 1 г/см^3 ;

$V_{\text{кисл.}}$ и $V_{\text{щел.}}$ – объем кислоты и щелочи, мл.

Число моль вещества n рассчитывается по формуле:

$$n = \frac{C \cdot V}{1000},$$

где C – концентрация серной кислоты, моль/л;

V – объем серной кислоты, мл.

Задание – Провести аналогичные опыты: а) с азотной кислотой; б) с соляной кислотой. Сравнить полученные результаты между собой и с теоретическим значением (данные таблицы А.5).

Опыт 2 – Определение теплового эффекта процесса растворения

Последовательность выполнения опыта:

- 1) во внутренний стакан калориметра 1 (рисунок 5.1) залить 50 мл воды;
- 2) измерить термометром 3 температуру воды в калориметре (t_1);
- 3) взвесить 10 г соли;
- 4) через воронку 2 засыпать соль в калориметр и наблюдать изменение температуры, записать значение (t_2).

После окончания опыта энтальпию процесса растворения рассчитывают по формуле 5.2.

Пример – Определить тепловой эффект процесса растворения гидрокарбоната натрия.

Решение.

Так как при растворении соль распадается на ионы



то тепловой эффект будет вычисляться как разность между суммой тепловых эффектов ионов и тепловым эффектом исходной соли (см. приложение А, таблицы А.4, А.5):

$$\begin{aligned} \Delta H &= [\Delta H^0(\text{Na}^+) + \Delta H^0(\text{HCO}_3^-)] - [\Delta H^0(\text{NaHCO}_3)] = \\ &= [-239,66 + (-691,11)] - (-947,7) = 16,93 \text{ кДж.} \end{aligned}$$

Тепловой эффект процесса растворения соли, полученный практическим путем, рассчитываем по уравнению 5.3

$$\Delta Q_{\text{раств.}} = \frac{\Delta t \cdot \Sigma C}{n}, \quad (5.3)$$

где $\Delta t = -6 \text{ } ^\circ\text{C}$;

$$\Sigma C = C_1 m_1 + C_2 m_2,$$

Задание – повторить опыт с различными солями.

Список использованных источников

- 1 **Глинка, Н. Л.** Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл–Пресс, 2002. – 728 с.
- 2 **Глинка, Н. Л.** Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл–Пресс, 2002. – 240 с.
- 3 **Коровин, Н. В.** Курс общей химии / Н.В. Коровин. – М. : Высшая школа, 1981 – 431 с.
- 4 **Коровин, Н. В.** Задачи и упражнения по общей химии / Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2003. – 255 с.
- 5 **Романцева, Л. М.** Сб. задач и упражнений по общей химии / Л. М. Романцева, З. Л. Лещинская, В. А. Суханова. – М.: Высшая школа, 1991, – 287 с.
- 6 **Ахметов, Н. С.** Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высшая школа, 2002. – 743 с.
- 7 **Ахметов, Н. С.** Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии / Н. С. Ахметов, М. К. Азизова, Л. И. Бадыгина. – М.: Высшая школа, 1999. – 362 с.
- 8 **Витинг, Л. М.** Задачи и упражнения по общей химии / Л. М. Витинг, Л. А. Резницкий. – М.: МГУ, 1995. – 219 с.
- 9 **Гольбрайх, З. Е.** Сб. задач и упражнений по химии / З.Е. Гольбрайх. – М.: Высшая школа, 1976. – 215 с.
- 10 **Кульман, А. Г.** Сб. задач по общей химии / А.Г. Кульман. – М.: Высшая школа, 1975. – 232 с.
- 11 **Беляева, И. И.** Задачи и упражнения по общей и неорганической химии / И. И. Беляева, Е. И. Сутягин, В. Л. Шелепина. – М.: Просвещение, 1989. – 245 с.
- 12 **Глинка, Н. Л.** Сб.задач и упражнений по химии / Н.Л. Глинка. – Л.: Химия, 1984. – 264 с.

Приложение А
(справочное)
Справочные данные

Таблица А.1 – Электронные конфигурации элементов

Пе-риод	Поряд-ковый номер	Эле-мент	Электронная конфигура-ция	Пе-риод	Поряд-ковый номер	Эле-мент	Электронная конфигура-ция				
1	2	3	4	5	6	7	8				
1	1	H	1s ¹	4	19	K					
	2	He	1s ²								
2	3	Li	[Xe]2s ¹					20	Ca	[Ar]4s ¹	
	4	Be	2s ²								
	5	B	2s ² 2p ¹								
	6	C	2s ² 2p ²								
	7	N	2s ² 2p ³								
	8	O	2s ² 2p ⁴								
	9	F	2s ² 2p ⁵								
	10	Ne	2s ² 2p ⁶								
3	11	Na	[Ne]3s ¹					21	Sc	4s ²	
	12	Mg	3s ²								
	13	Al	3s ² 3p ¹								
	14	Si	3s ² 3p ²								
	15	P	3s ² 3p ³								
	16	S	3s ² 3p ⁴								
	17	Cl	3s ² 3p ⁵								
	18	Ar	3s ² 3p ⁶								
5	37	Rb	[Kr]5s ²	46	Pd	4d ¹⁰ 5s ⁰					
	38	Sr	5s ²								
	39	Y	4d ¹ 5s ²								
	40	Zr	4d ² 5s ²								
	41	Nb	4d ⁴ 5s ¹								
	42	Mo	4d ⁵ 5s ¹								
	43	Tc	4d ⁵ 5s ²								
	44	Ru	4d ⁷ 5s ¹								
45	Rh	4d ⁸ 5s ¹	47	Ag	4d ¹⁰ 5s ¹						
5	46	Cd					4d ¹⁰ 5s ²				
	47	In					4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹				
	48	Sn					4d ¹⁰ 5s ² 5p ²				
	49	Sb					4d ¹⁰ 5s ² 5p ³				
	50	Te					4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴				
	51	I					4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵				
	52	Xe					4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶				
	53										
54											

Продолжение таблицы А.1

1	2	3	4	5	6	7	8
	55	Cs	[Xe]6s ¹		87	Fr	[Rn]7s ¹
	56	Ba	6s ²		88	Ra	7s ²
	57	La	5d ¹ 6s ²		89	Ac	6d ¹ 7s ²
	58	Ce	4f ² 6s ²		90	Th	6d ² 7s ²
	59	Pr	4f ³ 6s ²		91	Pa	5f ² 7d ¹ 7s ²
	60	Nd	4f ⁴ 6s ²		92	U	5f ³ 6d ¹ 7s ²
	61	Pm	4f ⁵ 6s ²		93	Np	5f ⁴ 6d ¹ 7s ²
	62	Sm	4f ⁶ 6s ²		94	Pu	5f ⁶ 7s ²
	63	Eu	4f ⁷ 6s ²		95	Am	5f ⁷ 7s ²
	64	Gd	4f ⁷ 5d ¹ 6s ²		96	Cm	5f ⁷ 6d ¹ 7s ²
	65	Tb	4f ⁹ 6s ²		97	Bk	5f ⁸ 6d ¹ 7s ²
	66	Dy	4f ¹⁰ 6s ²		98	Cf	5f ¹⁰ 7s ²
	67	Ho	4f ¹¹ 6s ²		99	Es	5f ¹¹ 7s ²
	68	Er	4f ¹² 6s ²		100	Fm	5f ¹² 7s ²
	69	Tm	4f ¹³ 6s ²		101	Vd	5f ¹³ 7s ²
	70	Yb	4f ¹⁴ 6s ²		102	(No)	5f ¹⁴ 7s ²
6	71	Lu	4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²	7	103	(Lr)	5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²
	72	Hf	5d ² 6s ²		104	(Ku)	6d ² 7s ²
	73	Ta	5d ³ 6s ²		105	(Ns)	6d ² 7s ²
	74	W	5d ⁴ 6s ²		106	–	6d ⁴ 7s ²
	75	Re	5d ⁵ 6s ²		107	–	6d ⁵ 7s ²
	76	Os	5d ⁶ 6s ²		108	–	6d ⁶ 7s ²
	77	Ir	5d ⁷ 6s ²		109	–	6d ⁷ 7s ²
	78	Pt	5d ⁹ 6s ¹				
	79	Au	5d ¹⁰ 6s ¹				
	80	Hg	5d ¹⁰ 6s ²				
	81	Tl	5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹				
	82	Pb	5d ¹⁰ 6s ² 6p ²				
	83	Bi	5d ¹⁰ 6s ² 6p ³				
	84	Po	5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴				
	85	At	5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵				
	86	Rn	5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶				

Таблица А.2 – Электроотрицательность химических элементов (по шкале Л. Полинга)

Эле- мент	ЭО	Эле- мент	ЭО	Эле- мент	ЭО	Эле- мент	ЭО
Ac	1,1	Cs	0,7	Mn	1,5	Sc	1,3
Ag	1,4	Cu	1,9	Mo	1,8	Se	2,4
Al	1,5	F	4,0	N	3,0	Si	1,8
As	2,0	Fe	1,8	Na	0,9	Sn	1,8
At	2,2	Fr	0,7	Nb	1,6	Sr	1,0
Au	2,4	Ga	1,6	Ni	1,8	Ta	1,5
B	2,0	Ge	1,8	O	3,5	Tc	1,9
Ba	0,9	H	2,1	P	2,1	Te	2,1
Be	1,5	Hf	1,3	Pb	1,8	Ti	1,5
Bi	1,9	Hg	1,9	Po	2,0	Tl	1,8
Br	2,8	I	2,5	Pt	2,2	V	1,6
C	2,5	In	1,8	Ra	0,9	W	1,7
Ca	1,0	K	0,8	Rb	0,8	Y	1,2
Cd	1,7	La	1,1	Re	1,9	Zn	1,6
Cl	3,0	Li	1,1	S	2,5	Zr	1,4
Cr	1,6	Mg	1,2	Sb	1,9		

Таблица А.3 – Названия кислот и образуемых ими солей

Кислота	Название кислоты	Название соли
1	2	3
HAlO_2	Метаалюминиевая	Метаалюминат
HAsO_3	Метамышьяковая	Метаарсенат
H_3AsO_4	Ортомышьяковая	Ортоарсенат
HAsO_2	Метамышьяковистая	Метаарсенит
H_3AsO_3	Ортомышьяковистая	Ортоарсенит
HBO_2	Метаборная	Метаборат
H_3BO_3	Ортоборная	Ортоборат
$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	Четырехборная	Тетраборат
HBr	Бромоводород	Бромид
HBrO	Бромноватистая	Гипобромид
HBrO_3	Бромноватая	Бромат
HCOOH	Муравьиная	Формиат
HCN	Циановодородная	Цианид
H_2CO_3	Угльная	Карбонат
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Щавелевая	Оксалат
$\text{H}_4\text{C}_2\text{O}_2$	Уксусная	Ацетат
HCl	Хлороводород	Хлорид
HClO	Хлорноватистая	Гипохлорит
HClO_2	Хлористая	Хлорит
HClO_3	Хлорноватая	Хлорат
HClO_4	Хлорная	Перхлорат
HCrO_2	Метахромистая	Метахромит

Продолжение таблицы А.3

1	2	3
H_2CrO_4	Хромовая	Хромат
$H_2Cr_2O_7$	Двухромовая	Дихромат
HI	Иодоводород	Иодид
HIО	Иодноватистая	Гипоиодид
HIО ₃	Иодноватая	Иодат
HIО ₄	Иодная	Периодат
HMnO ₄	Марганцовая	Перманганат
H_2MnO_4	Марганцовистая	Манганат
HNO ₂	Азотистая	Нитрит
HNO ₃	Азотная	Нитрат
HPO ₃	Метафосфорная	Метафосфат
H_3PO_4	Ортофосфорная	Ортофосфат
H_3PO_3	Фосфористая	Фосфит
H_2S	Сероводородная	Сульфид
HSCN	Родановодородная	Роданид
H_2SO_3	Сернистая	Сульфит
H_2SO_4	Серная	Сульфат
$H_2S_2O_3$	Тиосерная	Тиосульфат
H_2Se	Селеноводород	Селенид
H_2SeO_3	Селенистая	Селенит
H_2SeO_4	Селеновая	Селенат
H_2SiO_3	Кремниевая	Силикат

Таблица А.4 – Термодинамические величины некоторых веществ

Вещество	ΔH°_{298} , кДж / моль	S°_{298} , Дж / (моль·К)	ΔG°_{298} , кДж / моль	C_p Дж / (моль·К)
1	2	3	4	5
Al ₂ O _{3(к.)}	-1676,0	50,9	-1582,0	79,0
BaO _(к.)	-558,1	70,3	-528,4	47,28
BaCO _{3(к.)}	-1218,8	112,1	-1138,8	85,34
BaCl ₂	-860,06	125,5	-810,9	75,4
C _(графит)	0	5,7	0	8,66
CO _(г.)	-110,5	197,5	-137,1	29,142
CO _{2(г.)}	-393,5	213,7	-394,4	37,129
COCl _{2(г.)}	-223,1	289,24	-210,5	60,71
CaCO _{3(к.)}	-1207,0	88,7	-1127,7	81,89
CaO _(к.)	-635,5	39,7	-604,2	48,53
Ca(OH) _{2(к.)}	-986,6	76,1	-898,8	84,5
Cl _{2(г.)}	0	222,9	0	33,93
CuCO _{3(к.)}	-595,0	87,8	-518,0	
CuO _(к.)	-155,2	43,51	-127,2	44,4
CuSO ₄	-769,9	113,4	-662,0	103,3
H _{2(г.)}	0	130,5	0	28,83
H ₂ O _(г.)	-241,8	188,7	-228,6	33,57
H ₂ O _(ж.)	-285,8	70,1	-237,3	75,29
Hg ₂ SO ₄	-741,99	200,75	-623,92	132,0
KBr	-392,17	92,26	-379,20	53,63
KCl	-435,87	82,67	-408,32	51,51
KI	-327,65	104,35	-322,31	55,06
KNO ₃	-492,71	132,92	-393,13	96,28
MnCl ₂	-482,4	117,1	-441,4	72,88
MgCO _{3(к.)}	-1112,93	65,7	-1029,2	75,52
MgO _(к.)	-601,83	26,8	-569,57	37,41
Mg(OH) _{2(к.)}	-924,7	63,14	-833,74	77,03
N _{2(г.)}	0	191,5	0	29,12
NH _{3(г.)}	-46,2	192,6	-16,7	35,65
NH ₄ Cl	-313,59	133,0	-213,60	87,0
NO _(г.)	90,3	210,6	86,6	29,86
NO _{2(г.)}	33,5	240,2	51,5	37,90
NaBr	-359,95	84,1	-350,2	52,01
NaC ₂ H ₃ O ₂	-710,4	123,0	-608,4	80,3
NaCl	-411,0	72,38	-384,03	50,71
NaHCO ₃	-947,7	102,1	-851,8	87,61
NaNO ₃	-466,68	116,3	-365,9	93,01

Продолжение таблицы А.4

1	2	3	4	5
$\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{к.})$	-1130,9	136,0	-1047,7	109,6
Na_2O	-415,89	72,8	-376,6	70,9
Na_2SO_4	-1384,5	149,5	-1266,9	127,2
$\text{O}_2(\text{г.})$	0	205,0	0	29,37
$\text{SO}_2(\text{г.})$	-296,9	248,1	-300,2	39,79
$\text{SO}_3(\text{г.})$	-395,8	256,7	-371,2	50,7
$\text{ZnCO}_3(\text{к.})$	-812,6	82,4	-731,4	82,17
$\text{ZnO}(\text{к.})$	-347,99	44,0	-318,2	40,25
ZnSO_4	-978,55	124,7	-871,57	119,2

Таблица А.5 – Изменение энтальпии для ионов в водных растворах

Ион	ΔH_{298}° , кДж / моль	Ион	ΔH_{298}° , кДж / моль
Ba^{+2}	-538,36	K^{+}	-251,21
Br^{-}	-120,92	Mn^{+2}	-218,8
$\text{CH}_3\text{COO}^{-}$	-488,87	MnO_4^{-}	-518,4
Cl^{-}	-167,46	NH_4^{+}	-132,8
Cu^{+2}	-64,39	NO_3^{-}	-206,57
Fe^{+2}	-87,9	Na^{+}	-239,65
H^{+}	0	OH^{-}	-229,94
HCO_3^{-}	-691,11	S^{-2}	41,8
Hg^{+2}	174,01	SO_4^{-2}	-907,5
I^{-}	-55,94	Zn^{+2}	-152,42