

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ**

**«САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ПРОМЫШЛЕННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ И ДИЗАЙНА»**

ВЫСШАЯ ШКОЛА ТЕХНОЛОГИИ И ЭНЕРГЕТИКИ

**Т. Л. Луканина, И. С. Михайлова,
Л. П. Ардашева, А. Ю. Вахрушев**

ХИМИЯ

Основы химии

для самостоятельного изучения

Учебное пособие

**Санкт-Петербург
2020**

УДК.676.547.992.3

ББК 24я7

X465

Химия. (Основы химии для самостоятельного изучения): учебное пособие /сост. Т. Л. Луканина, И. С. Михайлова, Л. П. Ардашева, А. Ю. Вахрушев; ВШТЭ СПбГУПТД.-СПб., 2020.-45 с.

Настоящее учебное пособие содержит основные сведения по общей и неорганической химии. Предназначено для студентов заочного отделения направлений: 13.03.01, 13.03.02, 15.03.02, 15.03.04 нехимических специальностей, а также для слушателей подготовительных курсов, поступающих на химические направления 18.03.01, 18.03.02 и 29.03.03, которые на первом курсе изучают предметы «Химия» и «Общая и неорганическая химия».

Рецензент:

канд.хим.наук, доцент кафедры химического и экологического образования РГПУ им. А. И. Герцена И. Ю. Тихомирова;

канд. хим. наук, доцент кафедры ООС и РИПР ВШТЭ СПбГУПТД
Лоренцсон А.В.

Рекомендовано к изданию Редакционно–издательским советом ВШТЭ СПбГУПТД в качестве учебного пособия.

© Высшая школа технологии и энергетики СПбГУПТД, 2020

© Луканина Т. Л., Михайлова И. С.,
Ардашева Л. П., Вахрушев А.Ю.,
2020

Введение

Химия является общеобразовательной наукой, знание которой необходимо для успешного изучения многих специальных дисциплин, в том числе дисциплин химического и химико-технологического профиля.

В современном мире огромное значение в процессе обучения имеет самостоятельная работа учащихся. Она заключается в проработке большого количества монографий, учебников, конспектов лекций, всевозможных методических и учебных пособий, решении задач различной сложности. Настоящее пособие представляет собой краткое изложение основополагающих тем общей химии. Оно дает возможность восполнить пробелы в знании предмета «ХИМИЯ», а также призвано систематизировать знания, полученные при изучении школьной программы.

Студенты первых курсов, изучающие предмет «ХИМИЯ», обязаны владеть теоретическим материалом и практическими навыками в соответствии с программой государственной общеобразовательной школы Российской Федерации.

Пособие содержит материал по основам химии, которую многие из поступающих изучали более трех лет назад, а некоторые (слушатели заочного отделения нехимических направлений) вообще не изучали.

Пособие призвано привить учащимся навыки творческого мышления, повысить эффективность усвоения учебного материала в процессе самостоятельной работы.

Изучать курс рекомендуется по темам, при этом необходимо вникать в сущность того или иного вопроса, а не пытаться запомнить отдельные факты и явления.

К числу таких тем относятся:

во-первых, построение химических формул, основные классы химических соединений, составление химических реакций и химические свойства оксидов, кислот, оснований и солей;

во-вторых, понимание строения атома и химической связи, без чего невозможно судить о периодичности свойств химических элементов и их соединений;

в-третьих, в основе химических технологий лежит умение определять направление химических реакций, а значит, необходимо понимание зависимости скорости этих процессов, как минимум, от концентрации реагирующих веществ. С этой целью в пособии даются основные понятия способов выражения концентраций растворов. Перед студентами стоит задача прочно освоить основные законы и теории химии, овладеть техникой химических расчетов.

Краткий конспект курса будет полезен при повторении материала в период подготовки к экзамену. Изучение курса должно обязательно сопровождаться выполнением упражнений и решением задач, которые могут быть взяты из учебников и задачников (см. список рекомендованной литературы).

1. Построение химических формул

В начале изучения химии в школе нам предлагалось запомнить, что химические элементы соединяются в молекулы в соответствии с их **валентностью**. **Валентность** – это способность атомов присоединять к себе определенное число других атомов.

Пример.

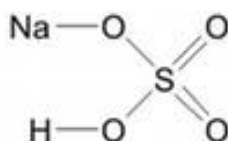
Na – одновалентен (одна связь)

H – одновалентен (одна связь)

O – двухвалентен (две связи у каждого атома)

S – шестивалентна (образует шесть связей с соседними атомами)

Структурная формула вещества отображает порядок соединения ато-



мов между собой согласно их валентностям, т.е. химическое строение.

Структурной формулой не всегда удобно пользоваться при составлении химических реакций, поэтому их записывают в виде последовательности символов с указанием количества атомов в виде нижнего индекса справа от символа: Na_2SO_4 . Таким образом, в молекуле 2 атома натрия, 1 атом серы и 4 атома кислорода.

Валентность элементов необходимо знать, чтобы составлять химические формулы соединений (валентность обозначается римскими цифрами I, II, III – VIII).

При этом валентность определяется номером группы в таблице Д. И. Менделеева (число химических связей в **структурной формуле** вещества).

1.1. Правила определения валентности элементов в соединениях

1. Валентность **водорода** принимают за **I** (единицу).
2. **Кислород** в своих соединениях проявляет валентность **II**.
3. **Высшая валентность** равна **номеру группы** (исключения: N, O, F - для этих элементов характерна только низшая валентность).
4. **Низшая валентность** равна разности между числом 8 (количество групп в таблице) и номером группы, в которой находится данный элемент.

Низшую валентность в бинарном химическом соединении проявляет тот элемент - неметалл, который находится в таблице Менделеева правее и выше, а **высшую** валентность – элемент, расположенный левее и ниже.

Пример.

$\text{Na}^{\text{I}} \text{Cl}^{\text{I}}$ - натрий - это металл, стоит в первой группе, поэтому валентность - 1, а хлор стоит в седьмой группе – неметалл, поэтому $8 - 7 = 1$. В молекуле $\text{Na}^{\text{I}}_2\text{O}^{\text{II}}$ - натрий – металл, стоит в первой группе, поэтому валентность - I, а кислород – неметалл, стоит в 6-ой группе, поэтому $8 - 6 = 2$.

1.2. Определение валентностей элементов главных подгрупп

Группа (А)	I	II	III	IV	V	VI	VII
Возможные значения валентностей элементов, расположенных в главных подгруппах	<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>	<i>5</i>	<i>6</i>	<i>7</i>
	Na ₂ O	CaO	Al ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅	SO ₃	HClO ₄
	-	-	<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>	<i>5</i>
	-	-	Tl ₂ O	CO	NH ₃	SO ₂	HClO ₃
	-	-	-	-	<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>
	-	-	-	-	N ₂ O	H ₂ S	HClO ₂
	-	-	-	-	-	-	<i>1</i>
-	-	-	-	-	-	-	HClO

Таким образом, мы видим, что элементы I и II (А) подгрупп могут иметь только одно значение валентности и эти элементы могут проявлять только металлические свойства. Эти элементы называют элементами с **постоянной валентностью**. В то же время, элементы остальных групп могут проявлять два и более значений валентности и соответственно, могут проявлять свойства металлов и неметаллов (см. Приложение 1). Такие элементы относят к элементам с **переменной валентностью**, их большинство, и к ним относят также элементы побочных (Б) подгрупп.

Элементы побочных (Б) подгрупп – называют **поливалентными или конструкционными металлами**. Низшей для большинства из них является валентность II, хотя есть исключения: Cu – (I, II) – медь, Ag – (I) – серебро, Au – (I, III) – золото. Элементы II-(Б) имеют только одно значение валентности – II (это цинк, кадмий и ртуть), элементы с III-(Б) по VII-(Б) проявляют помимо валентности II, еще целый ряд значений, зависящих от их положения в группе.

Пример.

Sc (скандий) – II, III; Ti (титан) – II, III, IV; V (ванадий) – II, III, IV, V; Cr (хром) – II, III, IV, V, VI; Mn (марганец) – II, III, IV, V, VI, VII. Fe, Co, Ni – (элементы семейства железа) – только II, III; Элементы платиновой группы II, IV, VI, VIII.

Чтобы понять причины этих и других явлений, необходимо познакомиться с другим понятием химии: **степень окисления**. Величина **степени окисления** конкретного атома определяется его **валентностью**.

Во многих случаях степень окисления равна валентности по абсолютной величине.

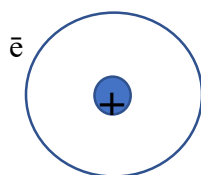


Рис. 1. Атом водорода

Пример. Самый простой химический элемент, которым является водород, имеет всего 1 электрон. В соединениях с неметаллами (HCl, H₂O, CH₄.) водород отдает свой электрон более электроотрицательным элементам, проявляя **степень окисления +1**: $H^{\circ} - 1 \bar{e} \rightarrow H^{+}$.

В соединениях с металлами (NaN, CaH₂.) водород, наоборот, принимает один электрон, проявляя **степень окисления -1**, поскольку водород более **электроотрицательный** элемент чем металлы. $H^{\circ} + 1 \bar{e} \rightarrow H^{-}$.

Электроотрицательность - способность оттягивать на себя электроны в химических соединениях. Определить, какой элемент более электроотрицательный, можно по графику.

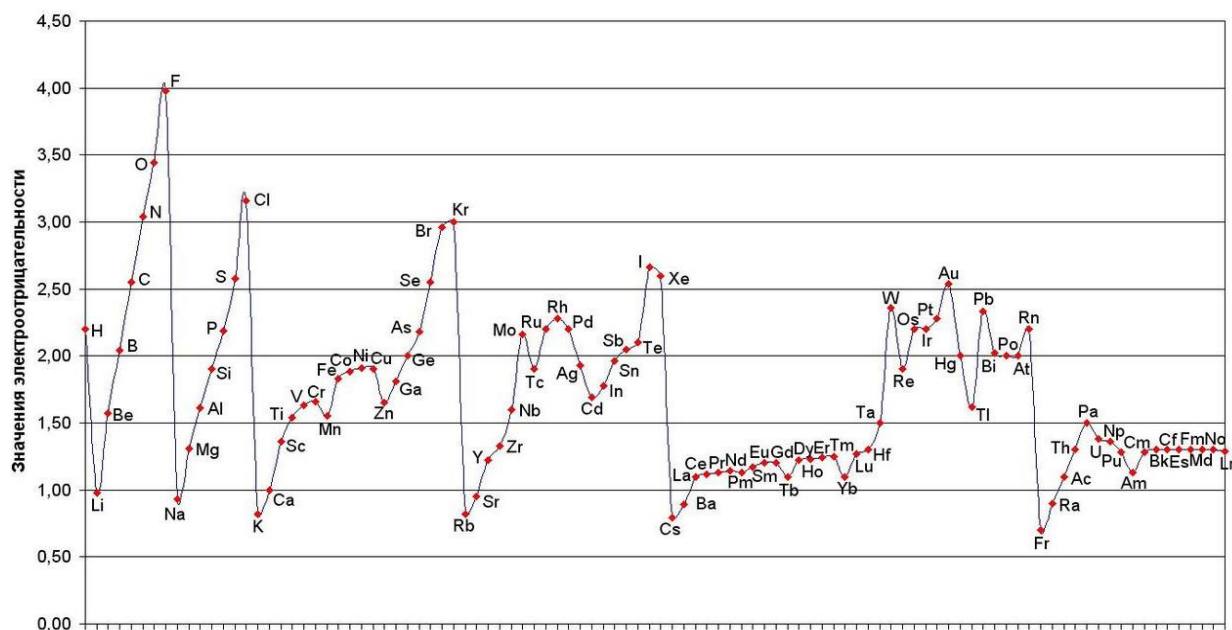


Рис. 2. Электроотрицательность элементов

Степень окисления – условный заряд атома в соединении. Степень окисления равна числу электронов, смещённых от одного атома к другому атому.

Если электроны уходят или смещаются **ОТ** атома, то его степень окисления **положительная**. Положительную степень окисления в соединениях имеет атом менее электроотрицательного элемента. Если же смещение электронов происходит **К** атому, то его степень окисления становится **отрицательная**.

В простых веществах, состоящих из одного или одинаковых атомов, смещения электронов нет, поэтому их степень окисления равна **нулю**.

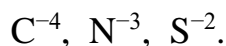
Пример: Cu^0 , Zn^0 , Fe^0 , He^0 , N_2^0 , O_2^0 , Cl_2^0 , O_3^0 .

Значения степеней окисления, как и валентность, всегда указывается справа *верхним индексом*, **количество атомов в молекуле** - *нижним*:



Металлы всегда имеют *только положительную* степень окисления, **неметаллы** могут иметь *любое* значение.

Нижнее значение степени окисления неметалла можно определить, если от номера группы отнять 8. Оно определяется числом электронов, которые необходимы атому до завершения внешнего электронного слоя:



Итак, все молекулы состоят из частиц, имеющих условные положительные и отрицательные заряды, которые образуются в результате смещения электронов от менее электроотрицательных частиц к более электроотрицательным. Суммарный заряд всех частиц в молекуле должен быть равен 0.

1.3. Определение степени окисления элементов в молекуле

Молекула вещества является электро-нейтральной, поэтому алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, из которых состоит молекула, всегда будет равна нулю.

Это даёт возможность определять степень окисления атома в конкретном соединении по его формуле.

Так, сера, расположенная в VI – А подгруппе, может принимать степень окисления -2, +4, +6.

Чтобы определить какую степень окисления принимает сера в серной кислоте (H_2SO_4), составим и решим простое уравнение:

Степень окисления кислорода в большинстве случаев «- 2».

У водорода она будет «+1», так как он наименее электроотрицательный элемент-неметалл.

Степень окисления серы обозначим через x : $H_2^{+1}S^xO_4^{-2}$.

С учётом стехиометрических индексов мы получим следующее уравнение: $2 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0$, откуда $x = 8 - 2 = +6$.

Таким образом, в молекуле H_2SO_4 атом серы будет иметь степень окисления +6.

1.4. Правила составления химических формул бинарных соединений

Бинарная химическая формула – это формула химического соединения, в состав которого входят два вида атомов. Где Э – элемент; x – валентность элемента

ОКСИДЫ	СУЛЬФИДЫ	ХЛОРИДЫ	ПРИМЕРЫ ДРУГИХ СОЕДИНЕНИЙ
$Na_2^{+x}O_x^{-2} \rightarrow Na_2O$ $Ca_2^{+x}O_x^{-2} \rightarrow CaO$ $P_2^{+x}O_x^{-2} \rightarrow P_2O_5$	K_2S MgS Al_2S_3	$FeCl_3$ $NaCl$ $CaCl_2$	$P^{+x}Cl_5^{-1}$ ангидрид $\rightarrow PCl_5$ $Ca^{+2}H_x^{-1}$ гидрид $\rightarrow CaH_2$ $H_x^{+1}N_3^{-x}$ азид $\rightarrow HN_3$
Общая формула $Э_2^{+x}O_x^{-2}$ $ 2 \cdot (+x) = x \cdot (-2) $	Общая формула $Э_2^{+x}S_x^{-2}$ $ 2 \cdot (+x) = x \cdot (-2) $	Общая формула $Э^{+x}Cl_x^{-1}$ $ 1 \cdot (+x) = x \cdot (-1) $	$ 1 \cdot (+x) = (-1) \cdot 5 $; $x = +5$ $ 1 \cdot (+x) = (-1) \cdot x $; $x = +2$ $ 1 \cdot (+1) = (-x) \cdot 3 $; $x = -1/3$ Во всех трех случаях есть элемент, степень окисления которого известна: это ион водорода H^{+1} , хлорид ион Cl^{-1} и гидрид ион H^{-1}

Если в молекуле образуются четные индексы, их нужно сократить $Ca_2^{+2}O_2^{-2} \rightarrow CaO$.

Пример.

Составить бинарные формулы соединений по их названиям:
Оксид калия, сульфид алюминия, хлорид меди (II)

Решение:

Алгоритм решения	Примеры		
1. Записать символы	Оксид калия KO	Сульфид алюминия AlS	Хлорид меди (II) CuCl
2. Проставить значения степеней окисления над элементами	$K^{+1}O^{-2}$	$Al^{+3}S^{-2}$	$Cu^{+2}Cl^{-1}$
3. Найти наименьшее общее кратное для степеней окисления элементов	$1 \cdot 2 = 2$	$3 \cdot 2 = 6$	$2 \cdot 1 = 2$
4. Путём деления кратного на значения степеней окисления, находим индексы элементов	$2 : 1 = 2$ $2 : 2 = 1$ K ₂ O	$6 : 3 = 2$ $6 : 2 = 3$ Al ₂ S ₃	$2 : 2 = 1$ $2 : 1 = 2$ CuCl ₂

2. Основные классы неорганических соединений

Неорганические вещества			
Простые вещества	Металлы Na, K, Ca, Ba	Основные Na ₂ O, K ₂ O, CaO, BaO	Оксиды
	Амфотерные металлы Fe, Al	Амфотерные ZnO, Al ₂ O ₃ , Fe ₂ O ₃	
		Двойные Fe ₃ O ₄ , Pb ₃ O ₄	
		Кислотные Cl ₂ O ₇ , N ₂ O ₅ , SO ₃	
	Неметаллы F ₂ , O ₂ , Cl ₂ , N ₂ , S, P, C	Несолеобразующие CO, N ₂ O, NO, SiO	
	Благородные газы He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn	Основания NaOH, KOH, Ca(OH) ₂ , Mg(OH) ₂	Гидроксиды
		Амфотерные основания Zn(OH) ₂ , Al(OH) ₃ , Fe(OH) ₃	
		Кислоты H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , H ₂ CO ₃	
	Сложные вещества	Средние ZnSO ₄ , Al(SO ₃) ₃ , FePO ₄	Соли
		Кислые Zn(HSO ₄) ₂ , Al(HSO ₃) ₃ , Fe ₂ (HPO ₄) ₃	
Основные (ZnOH) ₂ SO ₄ , (Al(OH) ₂)NO ₃			
Двойные Fe(NH ₄) ₂ (SO ₄) ₂			
Комплексные [Fe(NH ₃) ₄]SO ₄			
Бескислородные кислоты HF, H ₂ S, HCN		Бинарные соединения	
Бескислородные соли KF, CaS, Al(CN) ₃			
Прочие соединения PCl ₅ , HN ₃ , NH ₃ , KH, CS ₂			

2.1. Оксиды

Оксиды - это соединения, молекулы которых состоят из двух элементов, один из которых - кислород ($\text{Э}_2^{+x} \text{O}_x^{-2}$).

Тем не менее, такие соединения, как вода, пероксиды, надпероксиды, озониды, также состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород, относятся к классу **бинарных соединений**. Исключение составляет также фторид кислорода - OF_2 (это фторид, а не оксид, поскольку по электроотрицательности кислород является вторым после фтора элементом в таблице Менделеева).

По химическим свойствам оксиды классифицируют на **несолеобразующие и солеобразующие**. К несолеобразующим оксидам относят: NO , CO , N_2O , SiO .

Солеобразующие делятся на три группы: **основные, кислотные, амфотерные**.

Отнесение оксидов к тому или иному типу никоим образом не отражается на построении названия соединения. В соответствии с современной международной номенклатурой, если электроположительный элемент оксида проявляет постоянную степень окисления, то название оксида строится следующим образом: сначала приводится слово «оксид», далее в родительном падеже следует название электроположительной части: Li_2O – оксид лития.

Если электроположительный элемент имеет несколько степеней окисления, то название оксида строится по одному из следующих способов:

1. Степень окисления для электроположительной части оксида указывается римской цифрой в скобках за символом элемента: N_2O_5 – оксид азота (V), N_2O – оксид азота (I), NO – оксид азота (II).

2. Для обозначения стехиометрического состава используются приставки: N_2O_5 – пентаоксид диазота, N_2O – оксид диазота, NO – монооксид азота.

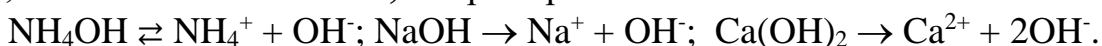
К **основным оксидам** относят такие, у которых $\text{Э} = \text{Me}$ с валентностью $1 \div 2$, например: Na_2O , CaO , SrO , Cs_2O , K_2O , FeO , MgO , CrO , CuO и т.п. Таким оксидам соответствуют **основания**.

К числу **кислотных оксидов** относят такие, у которых элемент – неметалл: $\text{Э} \neq \text{Me}$: SO_3 , N_2O_5 , SiO_2 , Cl_2O , ClO , Cl_2O_7 и т.п. Таким оксидам соответствуют **кислоты**.

К **амфотерным оксидам** относят такие, у которых $\text{Э} = \text{Me}$, но только такой, который имеет валентность (степень окисления) $2 \div 4$, например: Al_2O_3 , ZnO , Fe_2O_3 , BeO , Cr_2O_3 , SnO_2 , PbO_2 и т. п. Этим оксидам могут соответствовать **и кислоты, и основания**.

2.2. Основания

Основания – это сложные соединения, **диссоциирующие** в водных растворах на **катион металла** (или NH_4^+) и одну или несколько гидроксильных групп, называемых **анионами**, например:



Диссоциация – процесс распада вещества на ионы в водном растворе.

В соответствии с современной международной номенклатурой, основания называют следующим образом: вначале приводится слово «гидроксид», далее добавляется название металла в родительном падеже. В том случае, если металл имеет несколько степеней окисления, то степень окисления его в данном соединении указывается римскими цифрами в скобках после названия металла KOH – гидроксид калия; Cu(OH)₂ – гидроксид меди (II); CuOH – гидроксид меди (I).

Основания бывают **сильными**, если они образованы щелочными (металлами I A подгруппы: NaOH, KOH) или щелочно-земельными (металлами II A подгруппы: Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂). Такие основания называют **щелочами**.

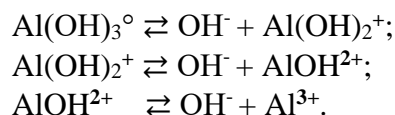
Согласно **теории электролитической диссоциации**, все **сильные** электролиты (щелочи, в частности) **диссоциируют на ионы** необратимо, в одну ступень.

Пример.
$$\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$$

Ионы – это *части* молекул, образовавшиеся в результате распада последних при **диссоциации**. Знак заряда какой-либо *части* молекулы указывается теперь **справа** от цифры, поскольку это заряды реальных ионов, которые существуют в растворе, в отличие от степеней окисления элементов в соединениях.

Слабые основания образованы любыми металлами таблицы Д. И. Менделеева, которые не принадлежат I A и II A подгруппам, кроме гидроксидов бериллия и магния. **Слабые основания** – это **слабые электролиты**, которые диссоциируют обратимо (\rightleftharpoons) и ступенчато, если у них имеется более одной гидроксильной группы.

Пример.



В данном примере необходимо **обратить внимание** на то, что **во-первых**, изначально молекула имела заряд «0». **Во-вторых**, по мере ухода каждой **гидроксильной группы, имеющей заряд «-1»**, положительный заряд оставшейся частицы увеличивается на единицу в каждой реакции, так как потеря частицей одного минуса влечет рост положительного заряда также на единицу.

2.3. Кислоты

С точки зрения теории **электролитической диссоциации**, **кислотами** называются сложные соединения, при диссоциации которых образуются катионы водорода и анионы кислотного остатка.

При составлении названий кислот правила ИЮПАК разрешают свободно пользоваться как традиционными, так и систематическими формами названий. В случае часто встречающихся кислот предпочтение отдается традиционной форме, а в случае необычных, редких кислот — систематической.

Так, H_2SO_4 получает систематическое название тетраоксосульфат (VI) водорода, но чаще используют традиционное название – серная кислота. Для малораспространенных кислот применяются только полные систематические названия: HReO_4 – тетраоксорениевая (VII) кислота.

Названия бескислородных кислот образуются от названия неметалла, входящего в состав кислоты, с соединительной гласной «-о» и словом «водородная»: HCl – хлороводородная кислота; HBr – бромоводородная кислота; H_2S – сероводородная кислота. Эти названия относятся к водным растворам соответствующих галогенводородов, представляющих собой растворы кислот. Для водородных соединений галогенов и серы разрешено использовать следующие названия: фтороводород, сероводород.

Для широко распространенных кислот, названия кислородсодержащих производятся от названия неметалла с добавлением окончаний «-ная» или «-вая» в том случае, если степень окисления неметалла соответствует номеру его группы. Например, HN^{+5}O_3 – азотная кислота (азот находится в V группе), $\text{HCl}^{+7}\text{O}_4$ – хлорная кислота (хлор находится в VII группе).

В случае, если неметалл имеет несколько степеней окисления и образует ряд кислородсодержащих кислот, то по мере понижения степени окисления неметалла окончания в названиях кислот меняются в следующем порядке: «-оватая», «-истая», «-оватистая».

Пример.

$\text{HCl}^{+7}\text{O}_4$ – хлорная, $\text{HCl}^{+5}\text{O}_3$ – хлорноватая, $\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$ – хлористая, HCl^{+1}O – хлорноватистая.

Если элемент в одной и той же степени окисления образует несколько кислородсодержащих кислот, то к названию кислоты с большим содержанием атомов кислорода добавляется префикс «орто-», а с меньшим – «мета-».

Пример.

H_3PO_4 – ортофосфорная; HPO_3 – метафосфорная; H_3BO_3 – ортоборная; HBO_2 – метаборная; H_4SiO_4 – ортокремниевая; H_2SiO_3 – метакремниевая.

Также, как основания, с точки зрения электролитической диссоциации, кислоты бывают **сильные и слабые**.

Силу кислот можно определить по величинам **констант диссоциации (K)**, которые приведены в таблице (см. Приложение 2).

Если величина константы больше чем 10^{-2} , то кислота считается сильной, если меньше, то слабой. Из таблицы следует, что к числу **сильных** кислот можно отнести: HCl , HBr , HNO_3 , HClO_4 , HClO_3 , HPO_3 , H_2SO_4 и т. п.

К числу **слабых** кислот относят: HCN , HF , HNO_2 , HClO_2 , HClO , H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2S , H_2SiO_3 , H_3PO_4 , CH_3COOH и т. п.

Сильные кислоты диссоциируют необратимо в одну ступень:

Пример.

Одноосновные	Многоосновные
$\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-;$	I. $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_3^-;$
$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	II. $\text{HSO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}.$

Каждая ступень диссоциации многоосновной кислоты характеризуется своей константой.

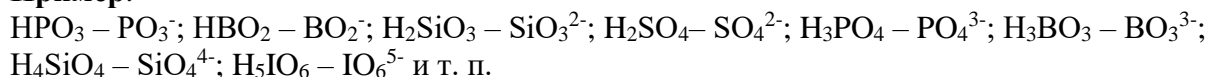


Количество ионов водорода в кислоте называется **основностью** кислоты, поэтому *слабые кислоты*, подобно основаниям, содержащим более одной гидроксильной группы, при диссоциации будут отдавать **ионы водорода** постепенно.

Слабые кислоты диссоциируют обратимо и ступенчато, последовательно отдавая *ионы водорода*.

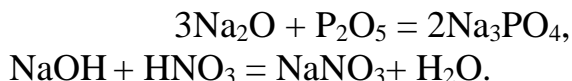
Очень важно при пользовании формулами кислот в химических уравнениях, помнить, что заряд кислотного остатка при полной диссоциации кислоты можно легко определить по количеству атомов водорода в формуле кислоты.

Пример.



2.4. Соли

Соли образуются в результате самых разнообразных химических процессов и, в частности, являются продуктами кислотно-основных реакций, то есть как результат взаимодействия *основного и кислотного оксидов* либо *кислоты и основания*:



Поэтому, в состав солей входит *катион металла и анион кислотного остатка*, следовательно, растворы солей подвергаются процессу *электролитической диссоциации*, приводящей к образованию *катионов и анионов*.

Все соли – сильные электролиты, то есть в водных растворах диссоциируют необратимо и в одну ступень: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$.

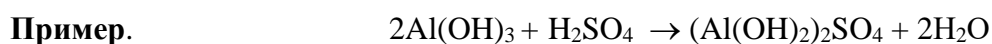
В зависимости от природы катиона и аниона выделяют средние, кислые, основные, двойные и комплексные соли.

- **Соли**, являющиеся продуктами **полного** замещения гидроксидных групп на кислотные остатки или атомов водорода на катионы металла, называются **средними**.

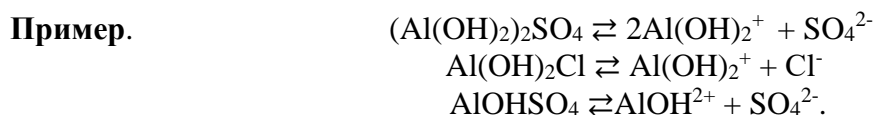


В состав средних солей входят только катионы металла и кислотный остаток: NaNO_3 , NaPO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

- **Соли**, являющиеся продуктами **неполного** замещения гидроксидных групп на кислотные остатки или атомов водорода на катионы металла, называются **основными**.



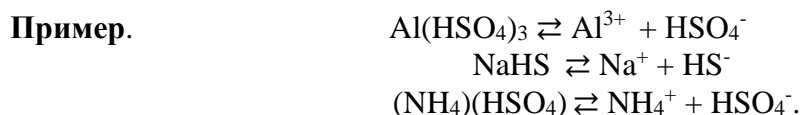
В состав таких солей входят гидроксидные группировки: AlOHSO_4 , $(\text{Al}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4$, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$. Такие соли диссоциируют на гидроксо- катион и кислотный остаток.



- **Соли**, являющиеся продуктами **неполного** замещения ионов водорода в кислоте на катион металла, называются **кислыми**.



Анионы таких солей содержат атомы водорода $(\text{NH}_4)\text{HSO}_4$, NaHS , $\text{Al(HSO}_4)_3$. Такие соли диссоциируют на катион металла и недозамещенный кислотный остаток.

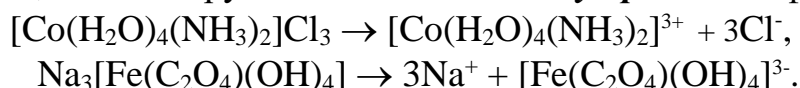


- **Двойные и комплексные соли** – часто - природного происхождения. Такие соли отличаются особенностью их строения и способностью к диссоциации.

Двойные соли диссоциируют также, как и средние, полностью:



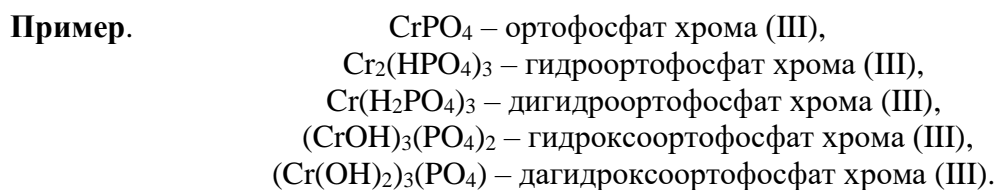
Комплексные соли, образованные за счет **донорно-акцепторных взаимодействий**, диссоциируют на **внешнюю и внутреннюю** сферы:



Названия солей бывают традиционные и систематические и зависят от названия анионов кислот (см. Приложение 2).

Систематические названия средних солей бескислородных кислот образуют по общим правилам для бинарных соединений: Na_2S сульфид натрия, FeCl_3 хлорид железа (III), Cu(CN)_2 цианид меди (II).

Для наиболее распространенных кислородсодержащих анионов кислот, входящих в состав солей, в химической практике используются традиционные названия.

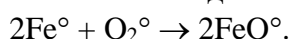


3. Составление химических реакций

Для составления химических уравнений необходимо учитывать возможные типы химических реакций: **соединения, разложения, замещения и обмена**.

Пример.

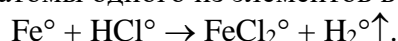
Соединение (два или несколько элементов соединяются в одно вещество):



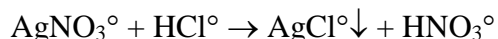
Разложение (одно вещество распадается на два или более, но более простого состава):



Замещение (к реакциям замещения относятся такие, при осуществлении которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе):



Обмен, нейтрализация (к реакциям обмена или нейтрализации относятся такие, при которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями):

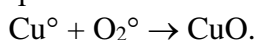


Составлять **химические уравнения** нужно с учетом того, что количество частиц веществ (число моль) и их состав в левой части уравнения должны быть такими же, как и в правой. Рассмотрим самый простой пример.

Пример.

Составить реакцию взаимодействия меди с кислородом, с получением оксида меди (II).

1. Слева запишем исходные вещества, справа – продукты реакции.
2. Если веществ два и более, соединяем их знаком «+».
3. Между левой и правой частями пока поставим стрелку «→».



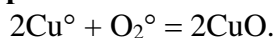
Подобное выражение называют **схемой химической реакции**.

Число атомов кислорода в левой части схемы равно двум, а в правой – одному. Так как при химических реакциях атомы не исчезают, а происходит только их перегруппировка, то *число атомов каждого элемента до реакции и после реакции должно быть одинаковым*. Чтобы уравнять число атомов кислорода в левой и правой частях схемы, перед формулой CuO ставим коэффициент 2: $\text{Cu}^\circ + \text{O}_2^\circ \rightarrow 2\text{CuO}$.

Теперь число атомов меди после реакции (в правой части схемы) равно двум, а до реакции (в левой части схемы) – только одному, поэтому перед формулой меди Cu также поставим 2.

В результате произведенных действий число атомов каждого вида в левой и правой частях схемы одинаково, что дает нам основание заменить стрелку на знак «=» (равно).

Схема превратилась в **уравнение химической реакции**:



В более сложных случаях, например при получении солей из кислоты и основания (реакция нейтрализации), необходимо помнить, что каждое из веществ способно в водных растворах распадаться на ионы по-своему: кислота – на ионы водорода и кислотный остаток, а основание – на катион металла и гидроксильные группы. Значит этими частями они и будут обмениваться.

Пример.

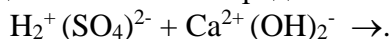
Составить реакцию между серной кислотой и гидроксидом кальция.

1. Записываем формулы этих веществ:

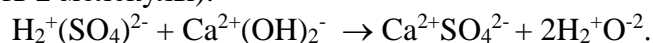


Для правильной записи формул можно воспользоваться приложением 2, где нужно найти формулу серной кислоты, и таблицей Д. И. Менделеева, в которой кальций находится во второй группе, а значит, имеет степень окисления «2+» в соединениях.

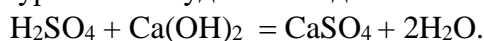
2. Далее, необходимо поставить заряды катионам и анионам в каждой формуле.



Значит, частицы в химическом уравнении могут обмениваться своими частями: ион водорода на кальций, сульфат – ион на гидроксидную группу. При реакциях нейтрализации протоны от кислот (H^+) будут соединяться с анионами гидроксила (OH^-) с образованием такого количества молекул воды (H_2O), сколько молекул водорода стоит в левой части уравнения суммарно в кислоте и основании (в нашем случае 4 атома водорода слева, значит воды должно быть 2 молекулы):



3. Окончательное уравнение будет выглядеть так:



В случае, когда необходимо составить реакцию образования кислой или основной соли, кислота или основание будут обменивать не все ионы водорода или гидроксидные группы.

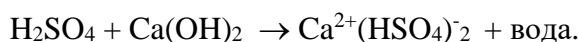
Пример.

Составить реакцию между серной кислотой и гидроксидом кальция с образованием кислой соли.

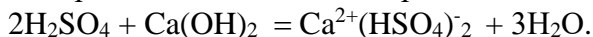
1). Записываем формулы этих веществ:



2). Замещаем 1 ион водорода в кислоте на ион кальция и ставим ему степень окисления в формуле соли, а также заряд недозамещенному кислотному остатку. Получаем, что рядом с кальцием должно стоять два гидросульфат иона (нижний индекс), так как каждый из них имеет заряд «-1»:



3). Индекс 2, стоящий рядом с кислотным остатком, указывает на количество молекул кислоты, которое должно участвовать в реакции, следовательно, слева перед кислотой ставим 2. При этом получаем, что слева теперь всего 6 атомов водорода, а значит воды справа должно быть 3 молекулы:



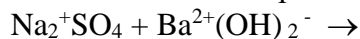
Аналогичным образом составляем реакцию получения основной соли. Составление реакций обмена между солями, между солью и кислотой или между солью и основанием осуществляется аналогичным способом, однако при этом необходимо учитывать, что один из продуктов реакции должен быть нерастворим в воде. Для этого существует таблица растворимости (см. Приложение 3).

Пример.

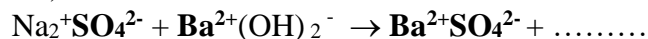
Составить реакцию между сульфатом натрия и гидроксидом бария.

1). По таблице растворимости проверяем, будет ли один из продуктов реакции нерастворим. При обмене ионами эти вещества дадут нерастворимый BaSO_4 .

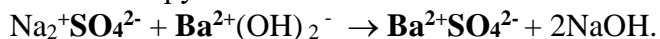
2). Записываем формулы этих веществ и проставляем заряды:



3). Замещаем 2 иона натрия на 1 ион бария в соответствии с их зарядами. Получаем, что рядом с барием должен стоять гидросульфат ион (дополнительные индексы не нужны, так как имеем $2+$ и $2-$):



4). Оставшиеся ионы натрия и гидроксидные группы объединяем в гидроксид натрия и ставим перед формулой коэффициент 2, поскольку изначально было 2 иона натрия и 2 иона водорода в гидроксильной группе:

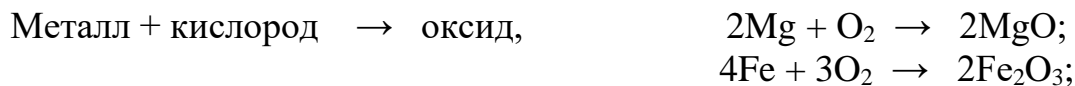


4. Химические свойства и получение различных классов соединений

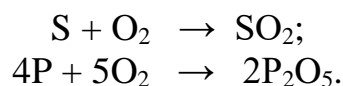
4.1. Получение и свойства оксидов

Оксиды образуют почти все химические элементы. Не получены до настоящего времени только оксиды трех элементов – гелия, неона и аргона.

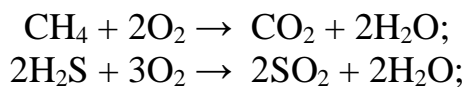
4.1.1. Окисление кислородом простых веществ



Неметалл + кислород → оксид



4.1.2. Горение сложных веществ:

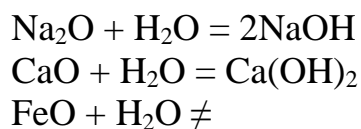


4.1.3. Разложение малорастворимых или малоустойчивых сложных веществ

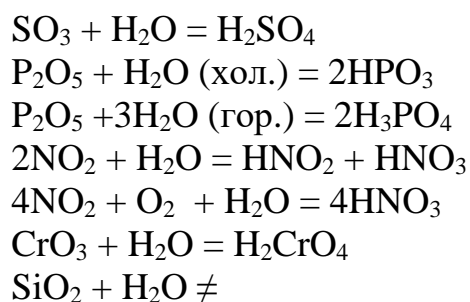


4.2. Химические свойства оксидов

4.2.1. Взаимодействие с водой

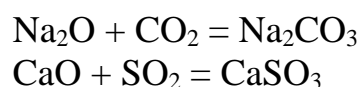


С водой взаимодействуют только оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов

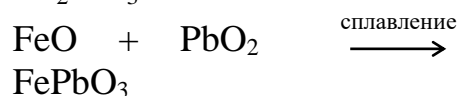
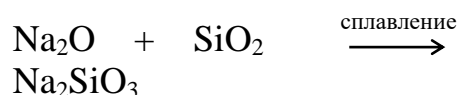


С водой взаимодействуют кислотные оксиды, которым соответствуют растворимые кислоты

4.2.2. Взаимодействия оксидов между собой

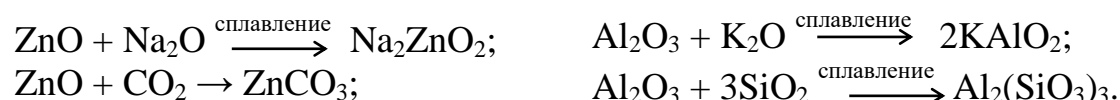


Если кислотный оксид газообразный, реакция идет при комнатной температуре

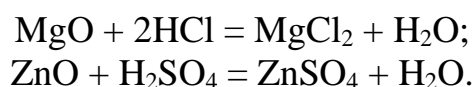


Если кислотный оксид, не растворим в воде, реакция идет при нагревании (сплавнение)

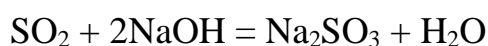
4.2.3. Реакции амфотерных оксидов

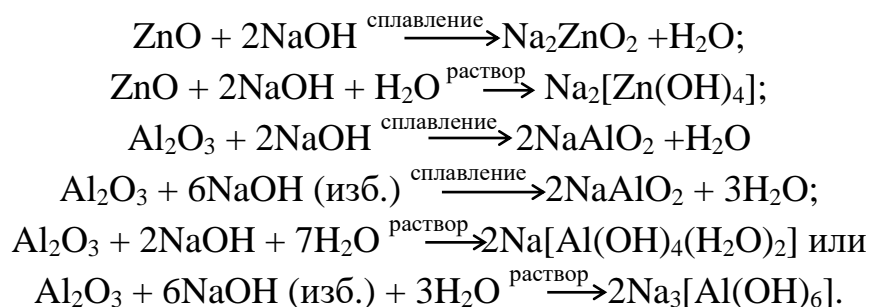


4.2.4. Основные и амфотерные оксиды взаимодействуют с кислотами



4.2.5. Кислотные и амфотерные оксиды взаимодействуют со щелочами





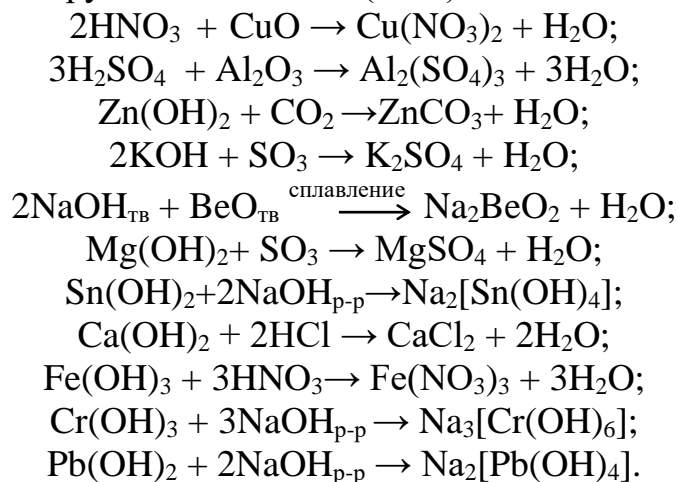
4.3. Получение гидроксидов и их химические свойства

4.3.1. Получение оснований

<p>1. Взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов с водой (реакции замещения): <i>Активный Me + вода</i> → <i>щелочь + водород-газ</i> (только Me = Li, Na, K, Rb, Cs, Ca, Sr, Ba)</p>	$\begin{aligned} 2\text{Na}^\circ + 2\text{H}_2\text{O} &= 2\text{NaOH} + \text{H}_2^\circ\uparrow; \\ \text{Ba}^\circ + 2\text{H}_2\text{O} &= \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2^\circ\uparrow \end{aligned}$
<p>2. Взаимодействие основных оксидов с водой (только в случае образования щелочей (растворимых оснований)): <i>основной оксид + вода</i> → <i>щелочь</i> (только оксиды Li₂O, Na₂O, K₂O, Rb₂O, Cs₂O, CaO, SrO, BaO)</p>	$\begin{aligned} \text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} &= 2\text{KOH}; \\ \text{CaO} + \text{H}_2\text{O} &= \text{Ca}(\text{OH})_2. \end{aligned}$
<p>3. Нерастворимые и амфотерные основания получают взаимодействием солей металлов со щелочами (реакции ионного обмена): <i>соль 1 + щелочь</i> → <i>соль 2 + нерастворимое основание</i></p>	$\begin{aligned} \text{MgSO}_4 + 2\text{NaOH} &\rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4; \\ \text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- &\rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow; \\ \text{FeCl}_3 + 3\text{KOH} &\rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{KCl} \\ \text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- &\rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow. \end{aligned}$

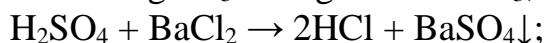
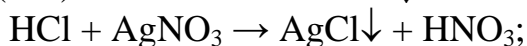
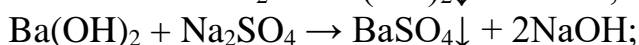
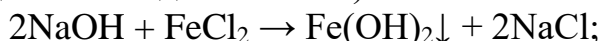
4.3.2. Реакции гидроксидов с оксидами, кислотами, амфотерными соединениями

Гидроксиды (кислоты или основания) реагируют с кислотными или основными оксидами, кислотами, основаниями, амфотерными соединениями, если в результате реакции образуются нерастворимые соединения, вода или другие малодиссоциирующие вещества (вода).



4.3.3. Реакции гидроксидов с солями

Гидроксиды реагируют с солями (в том случае, если в процессе реакции образуется осадок или выделяется газ).



$\text{NaOH} + \text{BaCl}_2 \neq$ нет реакции, так как она обратима;

$\text{HCl} + \text{KNO}_2 \neq$ нет реакции, так как она обратима.

4.3.4. Взаимодействия кислот с металлами

Все кислоты можно подразделить на **кислоты НЕ окислители** (HCl , H_2CO_3 , H_2S , H_3PO_4 и т.п., а также разбавленная H_2SO_4) и **кислоты – окислители** (концентрированная и разбавленная HNO_3 и концентрированная H_2SO_4). С металлами они реагируют по-разному, согласно схеме.

Кислота	+	Металл в ряду напряжений	→	Продукты взаимодействия			
Кислота не окислитель	+	МЕТАЛЛ в ряду напряжений после H_2	→	Реакция не идет			
	+	Металл в ряду напряжений до H_2	→	Соль металла в минимальной степени окисления $\text{Me} + \text{H}_2\uparrow$			
H_2SO_4 конц. окислитель	+	Au, Pt, Ir, Ru, Ta	→	Реакция не идет			
	+	МЕТАЛЛ до Al в ряду напряжений	→	H_2S	+	Сульфат металла в мин. ст.ок.	+
	+	МЕТАЛЛ: остальные (Cr, Co, Ni, t°C)	→	SO_2 (S, H_2S) в зависимости от условий	+		
HNO_3 конц. окислитель	+	Au, Pt, Ir, Ru, Ta	→	Реакция не идет			
	+	МЕТАЛЛ до Al в ряду напряжений	→	NO	+	Нитрат металла в макс. ст.ок.	+
	+	МЕТАЛЛ остальные	→	NO_2	+		
HNO_3 разб. или оч. разб. окислитель	+	Au, Pt, Ir, Ru, Ta	→	Реакция не идет			
	+	МЕТАЛЛ до Al в ряду напряжений	→	NH_3 , (NH_4NO_3)	+	Нитрат металла в макс. ст.ок.	+
	+	МЕТАЛЛ (остальные в ряду напряжений до H_2)	→	NO/ N_2O / N_2 NH_3 (NH_4^+) в зависимости от условий	+		
+	МЕТАЛЛ (в ряду напряжений после H_2)	→	NO_2	+			

В приведенной таблице используется понятие **ряда напряжений (активностей) металлов**, в котором все металлы расположены по увеличению их активности. Металлы, стоящие левее, до водорода, считаются активными,

а стоящие после водорода – малоактивными. Чем левее металл, тем он более активен (см. *ряд активности металлов* в приложении 3).

При взаимодействии HNO_3 с металлами никогда не выделяется водород!

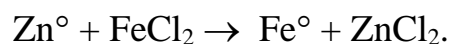
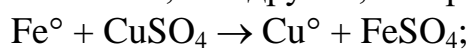
Необходимо отметить, что некоторые металлы: Al, Fe, Cr, Co, Ni и Pb способны *пассивировать* в концентрированных кислотах. Тем не менее, *пассивация* – это не отсутствие реакции, а лишь ее торможение, которое обусловлено нерастворимостью продуктов реакции в данных растворах кислот.

4.4. Получение солей и их химические свойства

Основные реакции получения солей, а также их химические свойства описаны в предыдущих разделах 4.1 – 4.4.

4.4.1. Взаимодействия солей с металлами

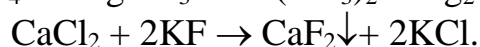
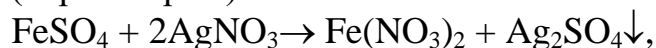
Соли могут взаимодействовать с металлами, если в составе соли находится ион металла менее активного, чем другой, которым хотят вытеснить этот ион.



В ряду напряжений металлов, металл, стоящий левее вытеснит из состава соли металл, стоящий правее.

4.4.2. Взаимодействие солей с другими солями

Подобные взаимодействия возможны, если один из продуктов реакции выпадает в осадок (нерастворим).



К специфическим реакциям солей можно отнести *реакции гидролиза*.

Процессы гидролиза лежат в основе большинства природных явлений и промышленного синтеза.

5. Гидролиз

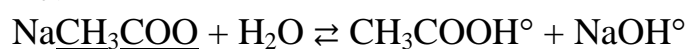
Гидролиз – один из разделов теории растворов, отражает *способность солей разрушаться* под действием растворителя. *То есть это реакция взаимодействия солей с водой*. *Гидролиз солей* – разновидность реакций гидролиза, обусловленного протеканием реакций ионного обмена в растворах солей.

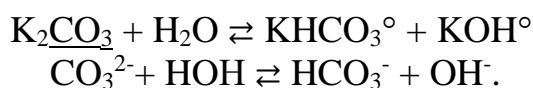
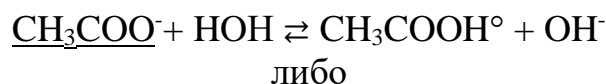
Движущей силой процесса является взаимодействие ионов с водой, приводящее к образованию *слабого электролита* в ионном или молекулярном виде.

Если в состав соли входит **ОДИН слабый электролит** (см. раздел 2) – анион слабой кислоты или катион слабого основания, то такие соли будут подвергаться *обратимому* гидролизу.

Реакции обратимого гидролиза с наибольшей вероятностью протекают только по I-й ступени.

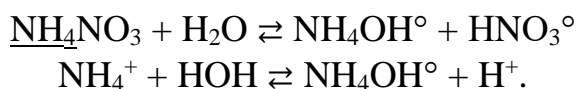
5.1. Гидролиз соли слабой кислоты и сильного основания (гидролиз по аниону)



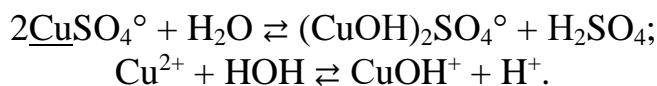


Раствор имеет слабощелочную среду, реакция протекает *обратимо*, гидролиз по второй ступени протекает в ничтожной степени.

5.2. Гидролиз соли сильной кислоты и слабого основания (гидролиз по катиону)



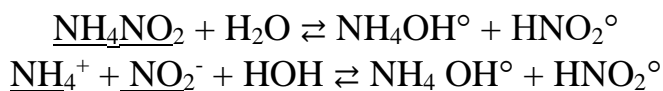
или



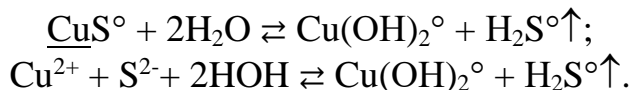
Раствор имеет слабокислую среду, реакция протекает *обратимо*, гидролиз по второй ступени протекает в ничтожной степени.

5.3. Гидролиз соли слабой кислоты и слабого основания (гидролиз по катиону и аниону)

Такой тип гидролиза относят к *необратимым* процессам. Равновесие смещено в сторону продуктов реакции. При этом гидролиз протекает **практически полностью**, так как оба продукта реакции уходят из зоны реакции в виде осадка или газа.



или



5.4. Соль сильной кислоты и сильного основания

Такого типа соли не подвергаются гидролизу, и раствор нейтрален, так как все электролиты, входящие в состав солей, – сильные: $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$, KCl , Na_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$ и т.п.

5.5. Совместный гидролиз солей

Совместный гидролиз солей – это случай, когда гидролизу подвергаются соли, одна из которых содержит слабый катион, а другая – слабый анион.

$$\text{K}_2\underline{\text{CO}_3} + \underline{\text{CuSO}_4} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})_2^\circ\downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2^\circ\uparrow + \text{K}_2\text{SO}_4;$$

$$\underline{\text{Cu}^{2+}} + \underline{\text{CO}_3^{2-}} + 2\text{НОН} \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})_2^\circ\downarrow + \text{H}_2\underline{\text{CO}_3}^\circ.$$

6. Расчеты по уравнениям химических реакций. Способы выражения концентраций растворов

6.1. Основные законы химии

Для решения задач необходимо помнить некоторые основные законы и правила.

1). Понятие **молярной массы** вещества – то есть массы одного моля вещества (M , г/моль). За 1 моль принимают количество структурных единиц, атомов в 12 граммах (точно) чистого изотопа углерода - 12. Обозначается обычно как N_A - число Авогадро.

Значение числа Авогадро в Международной системе единиц СИ согласно изменениям определений основных единиц СИ точно равно $N_A = 6,0210^{23}$ моль⁻¹. Исходя из этого можно рассчитать количество моль вещества (ν), как $\nu = m/M$, где m – масса вещества, г.

Молярная масса химического соединения рассчитывается как сумма атомных масс всех элементов, входящих в данное вещество (см. Периодическую систему элементов, Приложение 5).

Пример. $M_{H_3PO_4} = 1 \cdot 3 + 31 + 16 \cdot 4 = 98$ г/моль.

2). Закон Авогадро. Его можно сформулировать так: один моль любого газа при одинаковых температуре и давлении занимает один и тот же объём, при нормальных условиях равный 22,4 литра. Эта величина известна как молярный объём газа (V_M).

3). Закон сохранения массы веществ является основным законом химии, все расчеты по химическим реакциям производятся на его основе. С точки зрения атомно-молекулярного учения этот закон объясняется тем, что при химических реакциях общее количество атомов не изменяется, а происходит лишь их перегруппировка, поэтому **масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе образовавшихся веществ.**

Для решения задач удобно воспользоваться соотношением:

Массы реагирующих веществ (1 и 2) относятся, как их молярные массы, с учетом стехиометрических коэффициентов уравнения: $m_1/m_2 = k_1M_1/k_2M_2$, где $k_{1,2}$ – коэффициент в уравнении при соответствующем веществе.

Пример.

Вычислить количество вещества (ν , моль) кислорода и его массу (m , г), выделившегося в результате разложения 6 моль воды. Ниже приведен алгоритм решения большинства задач по химии.

Условия	Решение
1. Записать ДАНО:	$\nu_{H_2O} = 6$ моль Найти: $\nu_{O_2} = ?$ $m_{O_2} = ?$
2. Вычислить молярные массы веществ, о которых идёт речь в задаче	Решение: $M_{O_2} = 32$ г/моль
3. Записать уравнение реакции и расставить коэффициенты	$2H_2O = 2H_2 + O_2$
4. Над формулами веществ записать количества веществ из условия задачи , а под формулами – стехиометрические коэффициенты , отображаемые уравнением реакции,	$\begin{array}{ccccccc} 6 \text{ моль} & & & & x \text{ моль} & & \\ 2H_2O & = & 2H_2 & + & O_2 & & \\ k_{H_2O} = 2 & & & & k_{O_2} = 1 & & \\ & & & & \nu_{O_2}/\nu_{H_2O} = 1/2 & & \end{array}$
5. Для вычисления искомого количества вещества необходимо составить пропорцию	$x/6 = 1/2$, откуда $x = \nu_{O_2} = 6 \times 1/2 = 3$, моль; $\nu_{O_2} = m_{O_2}/M_{O_2}$, откуда $m_{O_2} = \nu_{O_2} \times M_{O_2} = 3 \times 32 = 96$ г.

6.2. Концентрация растворов

Концентрацией называется содержание вещества, выраженное в единицах массы (г), объема (л) или количества вещества (моль), в составе какой-либо смеси или раствора. Количество смеси или раствора также может быть выражено в единицах массы, объема или количества вещества.

В различных областях техники, науки или в быту концентрацию выражают разными способами. На производстве, чаще – это масса вещества в 1 литре раствора ($C_{г/л}$) или в процентах (содержание вещества в 100 единицах – $C_{\%}$). **Процентная концентрация** бывает массовая, ($C_{\%}$, масс. либо просто $C_{\%}$) или объемная, ($C_{\%}$, об.). В аналитической, физической химии или в химической термодинамике – это количество вещества в 1 литре – **молярная концентрация** (C_M) или **молярная доля** – количество вещества или растворителя в 1 моле смеси (n_i) и т.п.

Вид концентрации, размерность	Содержание		Формула для расчета концентрации
	вещества	в растворе	
Процентная ($C_{\%}$), %	$C_{\%} = m_B, \text{ г}$	в 100 г р-ра	$C_{\%} = (m_B / m_{P-PA}) \cdot 100$
Массовая доля (ω)	$\omega = m_B, \text{ г}$	в 1 г р-ра	$\omega = m_B / m_{P-PA}$
Молярная доля (n_i)	$n_{P-ЛЯ} = v_{P-ЛЯ},$ $n_B = v_B, \text{ МОЛЬ}$	в 1 моль р-ра	$n_B = v_B / (v_B + v_{P-ЛЯ})$
Молярная (C_M), моль/л	$C_M = v_B, \text{ МОЛЬ}$	в 10^3 мл р-ра	$C_M = v_B / V_{P-PA} (\text{Л})$
($C_{г/л}$), г/л	$C_{г/л} = m_B, \text{ г}$	в 10^3 мл р-ра	$C_{г/л} = m_B / V_{P-PA} (\text{Л})$

Умение решать задачи на концентрации и переводить один вид концентрации в другой – важнейшая задача инженера любой специальности.

Для перевода одного вида концентрации раствора в другой можно воспользоваться следующими соображениями.

1. Каждому виду концентрации соответствует определенная доля вещества, выраженная в соответствующих единицах измерения, и определенная масса или объем растворителя или раствора. Следовательно, необходимо четко знать размерность каждого вида концентраций.
2. Любые виды концентраций можно сопоставить.

Пример.

Пусть требуется перевести $C_{\%}$ в C_M .

Поскольку $C_{\%}$ численно равна массе вещества, которая содержится в 100 г раствора, то в 10 %-м растворе 10 г вещества содержится в 100 г раствора.

C_M численно равна количеству моль вещества в 1000 мл раствора. Следовательно, первым делом, нужно определить, какому количеству моль вещества (v_B), соответствует 10 г вещества:

$$v_B = m_B / M_B = C_{\%} / M_B = 10 / M_B.$$

Но полученное количество моль содержится в 100 г раствора, а не в 1 л (1000 мл), поэтому нужно определить, какой объем (V_P) будет занимать 100 г раствора:

$V_P = m_P / \rho_P$, (ρ_P - плотность раствора, г/см³). $V_P = 100 / \rho_P$.

Откуда

$$C_M = v_B \cdot 1000 / V_P = \frac{m_B \cdot 1000 \cdot \rho_P}{M_B \cdot m_P} = \frac{C_{\%} \cdot 1000 \cdot \rho_P}{M_B \cdot 100} = \frac{C_{\%} \cdot 10 \cdot \rho_P}{M_B} = \frac{10 \cdot 10 \cdot \rho_P}{M_B}.$$

3. Если же мы сливаем вместе два раствора с различной концентрацией, то общий объем растворов не будет равен сумме объемов.

Пример.

Пусть слили два раствора с соответствующими параметрами: $C_1\%$, ρ_1 , V_1 и $C_2\%$, ρ_2 , V_2 . Общая масса смеси будет составлять: $\rho_1 \cdot V_1 + \rho_2 \cdot V_2 = m_{p(1+2)}$. Для определения общего объема смеси необходимо знать ее плотность ρ_3 , тогда $V_{p(1+2)} = m_{p(1+2)} / \rho_3 = (\rho_1 \cdot V_1 + \rho_2 \cdot V_2) / \rho_3$.

Аналогичным образом выводятся любые другие формулы для пересчета масс, объемов, концентраций и т.п.

При решении задач необходимо делать четкие и понятные пояснения, указывать размерность величин.

7. Строение атома. Химическая связь

Понятие «атом» возникло еще в античном мире для обозначения частиц вещества. В переводе с греческого атом означает «неделимый».

Атом – химически неделимая мельчайшая частица, обладающая свойствами вещества. Она состоит из положительно заряженного ядра и двигающихся в окружающем его пространстве отрицательно заряженных частиц – **электронов**.

Протон – заряженная частица, единичный заряд которой измерен и составляет $\sim 1,6 \times 10^{-19}$ Кл. Установлено, что **единичный заряд электрона равен заряду протона**, но **противоположен ему по знаку**. **Нейтрон** – нейтральная частица.

Количество протонов в ядре атома равно количеству электронов в околоядерном пространстве, поэтому **атом электрически нейтрален**.

Таким образом, **порядковый номер элемента** в Периодической системе элементов Д. И. Менделеева (см. Приложение 5) соответствует:

- заряду ядра атома,
- числу протонов в атоме и
- общему числу его электронов.

Масса атома складывается из суммы масс протонов и нейтронов в ядре. Их массы близки по значениям и составляют $\sim 1,67 \times 10^{-24}$ г, в то время как масса электрона всего лишь – $9,1 \times 10^{-28}$ г.

Пример.

Сера

${}^{32}_{16}\text{S}$ - элемент третьего периода, шестой главной подгруппы. Порядковый номер – 16, масса атома – 32, общее число электронов – 16, на внешнем уровне – 6 электронов.

Под состоянием электрона в атоме понимают **совокупность информации об энергии определенного электрона и пространстве, в котором он находится**.

Он может находиться в любой части пространства, окружающего ядро, и совокупность его различных положений рассматривают как электронное облако с определенной плотностью отрицательного заряда, поэтому обычно говорят о **вероятности нахождения его в пространстве вокруг ядра**. Образно

это можно представить себе так: если бы удалось через сотые или миллионные доли секунды сфотографировать положение электрона в атоме, то электрон на таких фотографиях был бы представлен в виде точек. *При наложении бесчисленного множества таких фотографий получилась бы картина электронного облака с наибольшей плотностью там, где этих точек будет больше всего.*

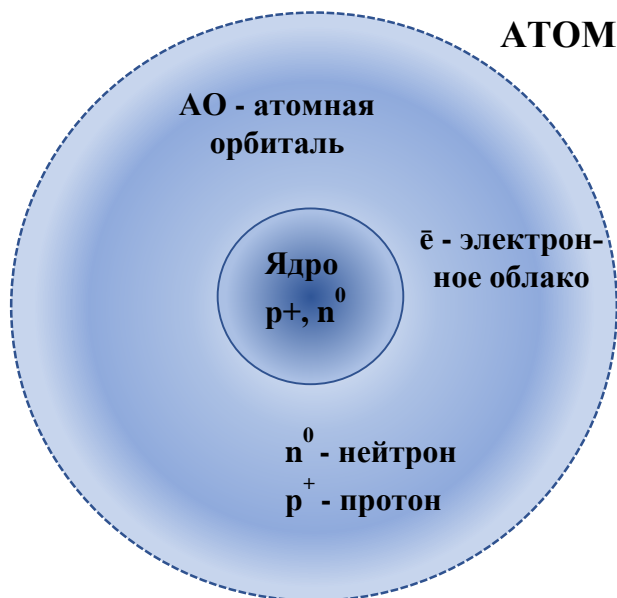


Рис. 3. Строение атома

Пространство вокруг атомного ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона, называется *атомной орбиталью (АО)* (затемненная часть в околоядерном пространстве, см. рис. 3).

По форме различают *4 известных ныне типа орбиталей*, которые обозначаются латинскими *буквами s, p, d и f* и т.д.

Графическое изображение некоторых форм электронных орбиталей представлено на рисунке.

Важнейшей характеристикой движения электрона на определенной орбитали является *энергия его связи с ядром*. Электроны,

обладающие близкими значениями энергии, образуют единый электронный слой, или *энергетический уровень*. Энергетический уровень электрона характеризуется величинами, называемыми *квантовыми числами*.

7.1. Квантовые числа

Квантовые числа характеризуют положение электрона в околоядерном пространстве. Любой электрон в атоме имеет свой набор квантовых чисел: *главное, побочное, магнитное и спиновое*.

Главное квантовое число (n) показывает энергию электрона и степень удаления его от ядра, т.е. электронный слой, в котором он находится. Главное квантовое число может принимать любые целочисленные значения для реально существующих атомов 1,2,3,4,5,6,7.

Наименьшей энергией обладают электроны первого энергетического уровня (n=1), наиболее близкого к ядру.

С увеличением главного квантового числа энергия электронов возрастает. Электроны внешнего (последнего) уровня обладают наибольшей энергией, поэтому они менее прочно связаны с ядром. Они могут отрываться от ядра атома при поглощении квантов энергии и переходить к другим атомам, что и наблюдается во многих химических процессах.

Наибольшее число электронов на энергетическом уровне определяется по формуле:

$$N = 2n^2,$$

где N – максимальное число электронов; n – номер уровня, или главное квантовое число. Следовательно, на первом, ближайшем к ядру энергетическом уровне может находиться не более двух электронов; на втором – не более 8; на третьем – не более 18; на четвертом – не более 32.

Начиная со второго энергетического уровня ($n = 2$) каждый из уровней подразделяется на подуровни (слои), несколько отличающиеся друг от друга энергией связи с ядром.

Число подуровней равно значению главного квантового числа:

первый энергетический уровень имеет один подуровень;

второй – два;

третий – три;

четвертый – четыре подуровня и т.д.

Подуровни, в свою очередь, образованы атомными орбиталями. Каждому значению n соответствует число орбиталей, также равное n .

Подуровни и **форму орбиталей**, из которых они состоят, принято обозначать латинскими буквами: s, p, d, f.

Орбитальное квантовое число l определяет энергию электрона на подуровне и **форму АО** (см. рис. 4). На рисунке представлены только две формы АО (s и p), остальные имеют более сложную форму. При данном n оно может принимать любые целочисленные значения от 0 до $n - 1$. При $n = 1$ возможно только одно значение $l = 0$. Для $n = 2$ возможны два значения $l = 0, l = 1$, т.е. на первом уровне только один подуровень $l = 0$, который обозначают s и $l = 1$ – p – подуровень и т.д.

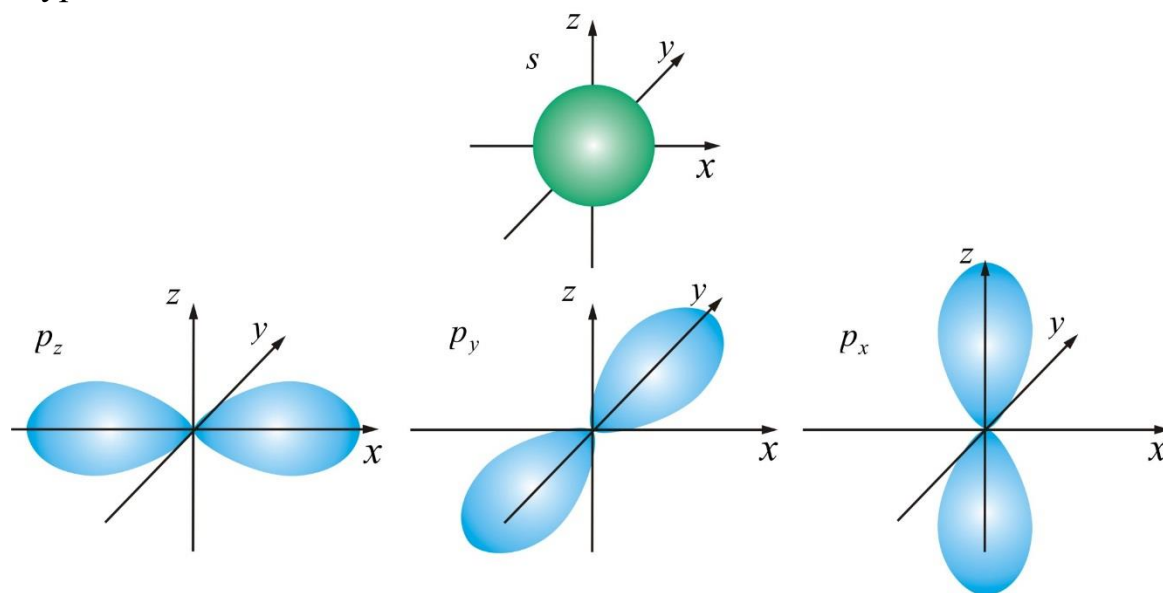


Рис. 4. Формы атомных орбиталей

Магнитное квантовое число – m_l принимает значения: $m_l = -l \dots 0 \dots +l$. Всего $2l + 1$ значений. Магнитное квантовое число характеризует пространственное расположение атомной орбитали и определяет количество форм орбиталей данного вида.

Спиновое квантовое число – m_s – единственное квантовое число, которое имеет размерность энергии. Оно может принимать для всех электронов только два значения: либо $+1/2$, либо $-1/2$.

Заполнение электронами орбиталей не произвольно, а идет по принципу Паули, и в порядке возрастания энергии электрона на каждой из них.

7.2. Электронные формулы и энергетические диаграммы атомов

Распределение электронов в атоме изображают в виде электронных формул или энергетических диаграмм.

Принцип Паули



Возможный вариант нахождения двух электронов на одной АО

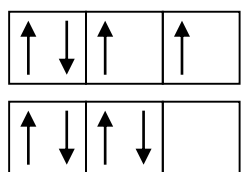
В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел. Следовательно, на одной орбитали могут находиться максимум

два электрона, которые имеют одинаковый набор трех квантовых чисел (n, l, m) и должны отличаться спиновым квантовым числом (s).

Распределение электронов на атомных орбиталях происходит согласно правилу минимума энергии и правилу Хунда. То есть электроны располагаются первоначально на орбиталях с меньшим значением энергии.

$$E1s < E2s < E2p < E3s < E3p < E4s \leq E3d < E4p < E5s \leq E4d < E5p < E6s \leq E4f \leq E5d < E6p < E7s.$$

Правило Хунда



- верное заполнение АО, так как $\sum m_s = 0 + 1/2 + 1/2 = 1$;
- неверное расположение электронов. так как $\sum m_s = 0$.

Минимальной энергии атома соответствует такое распределение электронов по атомным орбиталям данного подуровня, при котором абсолютное значение суммарного спина атома максимально.

Для элементов **первого периода** графическая электронная формула атома водорода (показывает распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням):



Графические электронные формулы атомов показывают распределение электронов не только по уровням и подуровням, но и по орбиталям.

Водород и гелий – s-элементы; у этих атомов заполняется электронами s-орбиталь. В атоме водорода – один электрон, в атоме гелия первый электронный слой завершен – в нем 2 электрона.



У всех элементов **второго периода** первый электронный слой заполнен, и электроны заполняют s- и p- орбитали второго электронного слоя в соответствии с принципом наименьшей энергии (сначала s, а затем p) и правилами Паули и Хунда.

В атоме неона второй электронный слой завершен – в нем 8 электронов.

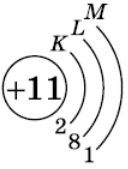
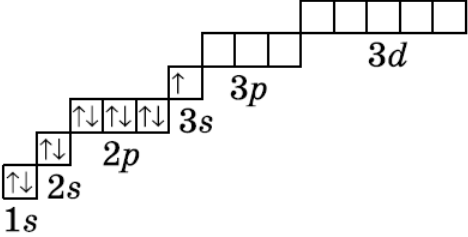
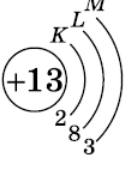
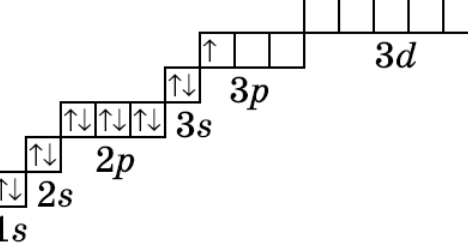
У атомов **элементов третьего периода** первый и второй электронные слои завершены, поэтому заполняется третий электронный слой, в котором электроны могут занимать 3s-, 3p- и 3d- подуровни.

У атома магния достраивается 3s - АО. Na и Mg – s- элементы. У алюминия и последующих элементов заполняется электронами 3p- подуровень.

У элементов третьего периода остаются незаполненными 3d- орбитали.

Все элементы от Al до Ar – p- элементы, s- и p- элементы образуют главные подгруппы в Периодической системе.

Строение электронных оболочек атомов элементов третьего периода

Схема электронного строения	Электронная формула	Графическая электронная формула
$_{11}\text{Na}$ Натрий		
	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	
$_{13}\text{Al}$ Алюминий		
	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	

7.3. Химическая связь

Химическая связь возникает при взаимодействии атомов, обуславливающим образование химически устойчивой двух- или многоатомной системы (молекулы, кристалла и др.). Образование химической связи связано с общим понижением энергии системы взаимодействующих частиц. Химическая связь образуется за счет перекрывания электронных облаков и связывания неспаренных электронов.

Важнейшими характеристиками химической связи является энергия, длина, углы между связями в молекуле. Энергия связи - это количество энергии, выделяющейся при образовании химической связи. Обычно ее выражают в килоджоулях на 1 моль образовавшегося вещества. Например, $E_{\text{св}(\text{HF})} = 536$ кДж/моль; $E_{\text{св}(\text{HCl})} = 432$ кДж/моль; $E_{\text{св}(\text{HBr})} = 360$ кДж/моль; $E_{\text{св}(\text{HI})} = 299$ кДж/моль. Чем больше энергия связи, тем прочнее связь.

Длина связи – это расстояние между ядрами атомов в молекуле. Длина связей обусловлена размерами реагирующих атомов и степенью перекрывания их электронных облаков.

7.3.1. Основные типы химической связи

7.3.1.1. Ковалентная химическая связь

Химическая связь между атомами, осуществляемая обобществленными электронами, называется **ковалентной связью**. Она возникает между одинаковыми атомами, образующими газообразные двухатомные молекулы, а также в конденсированном состоянии с участием атомов неметаллов.

Ковалентные связи образуются за счет перекрывания атомных орбиталей, содержащих неспаренные электроны.

Валентность атома равна числу образованных общих пар электронов.

Валентность определяется числом содержащихся в атоме неспаренных электронов в основном или возбужденном состоянии.

Атомы образуют ограниченное число связей, равное их валентности. Это соответствует **насыщаемости** ковалентной связи.

В зависимости от числа неспаренных электронов, атомы могут образовывать одну, две или три ковалентные связи, т.е. ковалентная связь характеризуется **кратностью**.

Наиболее прочные химические связи возникают в направлении максимального перекрывания атомных орбиталей. Поскольку атомные орбитали имеют определенную форму, их максимальное перекрытие возможно при определенной пространственной ориентации. Поэтому ковалентная связь характеризуется **направленностью**.

Общие пары электронов в молекуле могут смещаться к более электроотрицательному атому, таким образом, ковалентная связь обладает свойством **полярности**. Молекулы, образованные одинаковыми атомами (Cl_2 , H_2 и др.), имеют неполярные связи. Чем больше разность электроотрицательности атомов, образующих химическую связь, тем более она полярна.

7.3.1.2. Ионная связь

Ионная связь – это электростатическая связь между ионами противоположных зарядов. Ионная связь может рассматриваться как предельный случай ковалентной полярной связи (разность электроотрицательности атомов, образующих химическую связь, превышает 2). Обычно считают, что ионная связь образуется при взаимодействии типичного металла и типичного неметалла.

Энергия ионной связи зависит от энергии электростатического взаимодействия между ионами, т.е. увеличивается с увеличением зарядов ионов и

уменьшением их радиусов, от энергии электронного сродства неметалла, которая увеличивается при увеличении неметаллических свойств элементов, от энергии ионизации атомов.

Ионная связь является *ненаправленной* и *ненасыщаемой*, что определяет большую устойчивость ионных кристаллов.

7.3.1.3. Металлическая связь

Малое число электронов на последнем уровне и их слабая связь с ядром приводит к возникновению в кристалле металла особого типа химической связи – *металлической связи*. Валентные электроны каждого атома имеют небольшую энергию ионизации и свободно перемещаются по доступным орбиталям всех соседних атомов, обеспечивая связь между ними, т.е. являются *нелокализованными*.

Для описания металлической связи часто используют модель «свободного электрона», согласно которой в узлах кристаллической решетки металла находятся положительно заряженные ионы металла, «погруженные» в электронный газ из нелокализованных валентных электронов атома, участвующих в образовании кристалла. Устойчивость кристалла обеспечивается силами притяжения между положительными ионами и электронным газом.

7.3.1.4. Водородная связь

Водородная связь имеет промежуточный характер между межмолекулярным взаимодействием и ковалентной связью. Это связь между положительно поляризованным атомом водорода и отрицательно поляризованными атомами с большой электроотрицательностью (F, O, N, S и др.).

За счет малых размеров атома водорода он имеет способность проникать в электронную оболочку других атомов, где происходит взаимодействие, которое является промежуточным между электростатической и донорно-акцепторной связями.

Условно водородная связь записывается как $X - H \dots Y$ ($X, Y = F, O, N$ – электроотрицательные элементы).

7.3.2. Общая характеристика гибридизации атомных орбиталей

Гибридизация атомных орбиталей – это процесс, при котором смешиваются различные орбитали центрального атома, в результате чего меняются их характеристики и происходит выравнивание энергий и изменение форм.

Метод гибридизации атомных орбиталей предполагает, что при образовании молекулы вместо исходных атомных орбиталей s-, p-, и d-электронных облаков образуются такие же равноценные гибридные электронные облака, которые вытянуты по направлению к соседним атомам.

Гибридизация происходит в процессе образования *ковалентной химической связи (КХС)*.

Гибридная орбиталь имеет форму несимметричной перевернутой восьмерки, вытянутой в сторону от атомного ядра. Такая форма обуславливает более сильное перекрывание, чем в случае чистых атомных орбиталей, и приводит к образованию более прочных ковалентных связей.

7.3.3. Типы гибридизации атомных орбиталей

Способы перекрывания атомных орбиталей, называются *направленностью* ковалентной химической связи и определяют различные *типы гибридизации*.

Причина направленности связи заключается в том, что перекрывание электронных орбиталей возможно только при их определенной взаимной ориентации, обеспечивающей наибольшую электронную плотность в области их перекрывания. В этом случае образуется наиболее прочная химическая связь.

В зависимости от свойств симметрии, атомные орбитали могут перекрываться *вдоль оси* – сигма связь (σ), по которой соединены ядра атомов, перпендикулярно этой оси – пи связь (π) или в параллельных плоскостях – дельта связь (δ), при полном совпадении расположения форм d- АО. Мы рассмотрим наиболее простые типы σ и π .

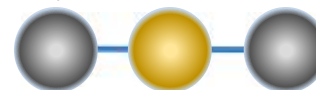
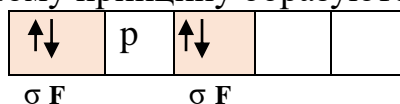
Перекрыванию – π подвергаются АО, если между ядрами вдоль оси уже образовалась σ -связь.

Дополнительное перекрывание за счет π - связи укорачивает расстояние между ядрами и в целом упрочняет молекулу. Энергия π -связи меньше, чем у σ -связи, поэтому двойные и тройные связи легче подвергается разрыву, а многие органические молекулы непредельного ряда могут быть более реакционноспособными.

В составе одной молекулы могут существовать одна или две π -связи.

1. Если в образовании химической связи участвуют $1s$ - и $1p$ -АО, тип гибридизации называется sp - гибридизацией и соответствует *линейной форме* молекулы. По этому принципу образуются молекулы BeF_2 или CO_2 .

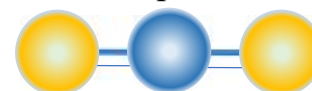
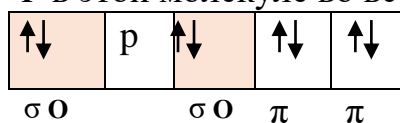
sp – линейная Be^*
 BeF_2



При затрате некоторой энергии (Be^*) вместо исходных s - и p -орбиталей атома бериллия могут образовываться две равноценные гибридные орбитали (sp -орбитали). Форма и расположение этих орбиталей представляют собой вытянутые в противоположных направлениях две гибридные sp -орбитали.

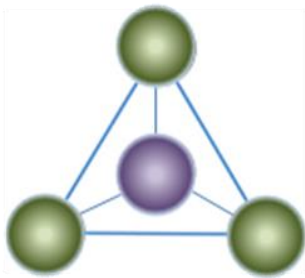
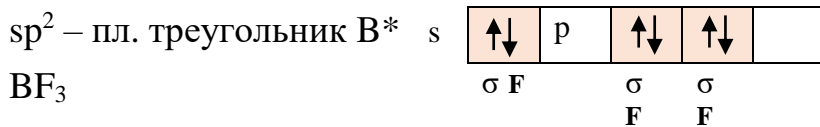
Энергия, выделяющаяся при образовании этих связей, больше, чем суммарные затраты энергии, идущие на возбуждение атома бериллия и гибридизацию его атомных орбиталей, следовательно, процесс образования молекулы BeF_2 энергетически выгоден. Таким образом, молекула BeF_2 линейна, а обе связи $\text{Be} - \text{F}$ в этой молекуле во всех отношениях равноценны.

sp – линейная C^*
 CO_2



В молекуле CO_2 гибридными являются также две sp -орбитали, так как π -связи в гибридизации не участвуют. Молекула также линейна.

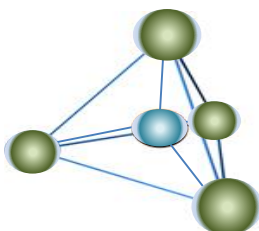
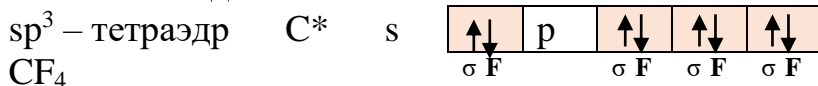
2. Если в образовании σ связи участвуют $1s$ - и $2p$ - орбитали, возникает sp^2 - тип гибридизации, соответствующий *плоской треугольной* структуре.



Примером молекулы, в которой осуществляется sp^2 – гибридизация, может служить молекула фторида бора BF_3 . Здесь вместо исходных одной s - и двух p -орбиталей возбужденного атома бора образуются три равноценных sp^2 – орбитали, которые расположены в одной плоскости под углом 120 градусов друг к другу.

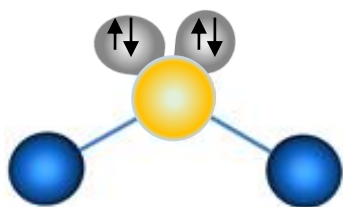
Поэтому молекула BF_3 построена в форме правильного треугольника, в центре которого расположен атом бора, а в вершинах – атомы фтора. Все три связи $B - F$ в молекуле BF_3 равноценны.

3. При участии в σ – связях $1s$ - и $3p$ -орбиталей образуется sp^3 – тип гибридизации, соответствующий **тетраэдрической форме** молекулы с углом – $109^\circ 3'$. По этому типу построены молекулы метана, оксида кремния, иона аммония и т. д.



Если в гибридизации участвуют одна s - и три p - орбиталей (sp^3 – гибридизация), то в результате образуются четыре гибридные sp^3 –орбитали, вытянутые в направлениях к вершинам тетраэдра. Такая гибридизация осуществляется, например, в возбужденном атоме углерода при образовании молекулы тетрафторметана CF_4 . Поэтому молекула метана имеет форму тетраэдра, причем все четыре связи $C - F$ в этой молекуле равноценны.

При наличии неподеленной электронной пары на s – орбитали тетраэдрическая структура переходит в **тригональную пирамиду** ($sp^3 \rightarrow p^3$) – участие только трех равноценных p – АО. Этому варианту соответствует молекула аммиака (NH_3).



Тетраэдрическая гибридизация электронной пары азота в аммиаке отличается от трех других. Валентный угол между атомами водорода также отличается от тетраэдрического угла, хотя и близок ему, и составляет $107^\circ 2'$.

Если же неподеленных пар две (H_2O), тригональная пирамида может перейти в **угловую молекулу** с участием только p^2 – АО. Отклонение от угла $109,5^\circ$ в молекуле воды обусловлено асимметрией в распределении электронных облаков, окружающих атом кислорода. Валентный угол становится равным $104^\circ 5'$. Подобные структуры характерны для водородных соединений элементов VI–А подгруппы: H_2S , H_2Se , H_2Te и т. п., у которых этот угол уменьшается до $92^\circ - 89^\circ$, в связи с более сильным отталкиванием электронных пар и увеличением атомного радиуса p – элементов.

8. Химическая термодинамика

Химическая термодинамика – это наука, изучающая взаимные превращение различных видов энергии, которые сопровождают любые химические реакции.

8.1. Тепловой эффект химических реакций

В результате реакций горения веществ в атмосфере кислорода выделяется тепло, которое можно увидеть и почувствовать. Если же смочить кожу руки спиртом или ацетоном, теплота, наоборот, затрачивается или поглощается, и мы можем почувствовать охлаждение. Таким образом, можно говорить *о выделении или поглощении энергии*.

Например, продукты питания позволяют нашему организму использовать энергию самых разнообразных химических соединений, содержащихся в пище (эта энергия преобразуется в движение, работу, идет на поддержание постоянной температуры тела).

Энергия химических соединений сосредоточена главным образом в химических связях. Чтобы *разрушить связь* между двумя атомами, требуется *затрата энергии*. Когда химическая *связь образуется*, энергия *выделяется*.

Любая химическая реакция сопровождается разрывом одних химических связей и образованием других.

Пример. Природный газ (метан CH_4) сгорает в кислороде воздуха с выделением большого количества теплоты (Q , Дж или кДж):



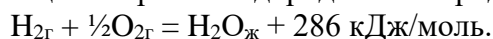
Реакции, идущие с выделением тепла называются *экзотермическими* от латинского "*экзо*" - наружу (имея в виду выделяющуюся энергию).

В других случаях на разрушение связей в исходных веществах требуется энергии больше, чем может выделиться при образовании новых связей. Такие реакции происходят только при подводе энергии извне и называются *эндотермическими* (от латинского "*эндо*" - внутрь).

Пример. Образование оксида углерода (II) CO и водорода H_2 из угля и воды, которое происходит только при нагревании. $\text{C} + \text{H}_2\text{O} (t^\circ\text{C}) \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2 - Q$.

Таким образом, *любая химическая реакция сопровождается выделением или поглощением энергии*. Чаще всего энергия выделяется или поглощается в виде теплоты (реже - в виде световой или механической энергии). Эту теплоту можно измерить. Результат измерения выражают в килоджоулях (кДж) для 1 моля продукта реакции. Такая величина называется *тепловым эффектом химической реакции*.

Пример. Тепловой эффект реакции сгорания водорода в кислороде можно выразить любым из двух уравнений:



Уравнение выражает тепловой эффект экзотермической реакции образования 1 моля воды из водорода и кислорода.

Значки (г, ж) обозначают газообразное и жидкое состояние веществ. Встречаются также обозначения (тв) или (к) - твердое, кристаллическое вещество, (водн.) - растворенное в воде вещество и т.д.

Обозначение агрегатного состояния вещества имеет важное значение.

Уравнения химических реакций, в которых вместе с реагентами и продуктами записан и тепловой эффект реакции, называются **термохимическими уравнениями**.

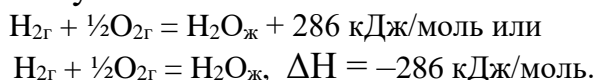
Тепловые эффекты химических реакций нужны для многих технических расчетов. В химической промышленности тепловые эффекты нужны для расчета количества теплоты для нагревания реакторов, в которых идут эндотермические реакции. В энергетике с помощью **теплоты сгорания** топлива рассчитывают выработку тепловой энергии. **Теплота сгорания** – это тепловой эффект химической реакции горения, отнесенный к 1 молю горючего вещества.

8.2. Энтальпия

Энтальпия – это величина, которая характеризует запас энергии в веществе, его теплосодержание. Чем больше запас энергии, тем больше энтальпия вещества. **Тепловой эффект реакции** (при постоянном давлении) равен изменению энтальпии (ΔH), но противоположен ей по знаку ($Q = -\Delta H$).

Для **экзотермической реакции** $Q > 0$, $\Delta H < 0$, поскольку относительно реагентов энергия теряется в окружающую среду. И наоборот, для **эндотермической реакции** $Q < 0$, $\Delta H > 0$ – энергия приобретает из окружающей среды.

Таким образом, термохимическое уравнение одной и той же реакции можно записать по-разному:



Существует понятие **стандартной энтальпии образования**, которая обозначается ΔH°_{f298} . Ее значения приводятся в справочных таблицах (см. Приложение 4). Величины стандартной энтальпии образования характеризуют термодинамическую устойчивость веществ. Чем ниже это значение, тем устойчивее это вещество при стандартных условиях.

В стандартных условиях энтальпии образования (ΔH°_{f298}) простых веществ, таких например, как $\text{O}_{2\text{г}}$, $\text{C}_{\text{графит}}$, $\text{Fe}_{\text{тв}}^\circ$ и т. п., равны 0. Это позволяет рассчитать тепловые эффекты любых химических реакций, в том числе реакций фазового перехода.

Стандартным называется устойчивое агрегатное состояние вещества или его аллотропная модификация, при нормальных условиях ($T = 298 \text{ К}$, $P = 101,3 \text{ кПа}$).

ПРИМЕР.

Стандартное состояние	Нестандартное состояние
H_2O (ж)	H_2O (г), H_2O (т)
C (граф)	C (алм)
Br_2 (ж)	Br_2 (г)

ПРИМЕР.

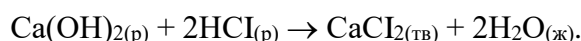
Состояние углерода в виде графита более устойчиво, чем в виде алмаза при стандартных условиях, $\Delta H^\circ f_{298}(\text{C}_{\text{гр}}) = 0$, а $\Delta H^\circ f_{298}(\text{C}_{\text{алм}}) = 2$ кДж/моль. Следовательно, алмаз будет стремиться превратиться в графит при стандартных условиях.

8.3. Расчет тепловых эффектов химических реакций

Тепловые эффекты сложной химической реакции рассчитываются по разности между суммами энтальпий образования продуктов реакции и исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов уравнения.

$$\Delta H_{\text{ХР}} = \sum_{\text{продуктов реакции}} \Delta H^\circ f_{298} \cdot n_i - \sum_{\text{исходных веществ}} \Delta H^\circ f_{298} \cdot m_i.$$

Пример. Рассчитать тепловой эффект химической реакции:



$$\Delta H_{\text{ХР}} = [\Delta H^\circ f_{298} \text{CaCl}_{2(\text{т})} + 2 \cdot \Delta H^\circ f_{298} \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}] - [\Delta H^\circ f_{298} \text{HCl}_{(\text{р})} + \Delta H^\circ f_{298} \text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{р})}].$$

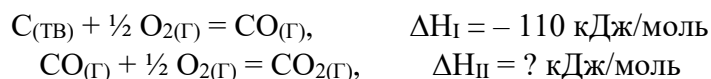
В данное уравнение подставляются значения энтальпий образования, взятые из таблиц стандартных значений энтальпий образования.

Компоненты реакции	$\Delta H^\circ f_{298}$
$\text{Ca}(\text{OH})_{2\text{р}}$	- 985,9
$\text{HCl}_{\text{р}}$	- 92,3
$\text{CaCl}_{2\text{тв}}$	- 795,9
$\text{H}_2\text{O}_{\text{ж}}$	- 285,8

$$\Delta H_{\text{ХР}} = [-795,9 - 2 \cdot 285,9] - [-92,3 \cdot 2 - 985,9] = - 197,2 \text{ кДж}.$$

Тепловые эффекты сложной химической реакции складываются из тепловых эффектов ее отдельных стадий, они не зависят от хода процесса, но определяются начальным и конечным агрегатными состояниями реагирующих веществ и продуктов реакции. Данное определение выражает закон Г. И. Гесса, экспериментально установленный в 1840 г. и иллюстрирующийся следующим образом.

ПРИМЕР. Горение углерода в кислороде – сложная химическая реакция, состоящая из двух стадий.



Определить неизвестный тепловой эффект промежуточной стадии можно, пользуясь законом Гесса:

$$\Delta H_{\text{I}} + \Delta H_{\text{II}} = \Delta H_{\text{ХР}}, \text{ откуда}$$

$$\Delta H_{\text{II}} = \Delta H_{\text{ХР}} - \Delta H_{\text{I}} = -393 + 110 = -283 \text{ кДж/моль}.$$

Большое практическое значение для расчетов тепловых эффектов химических реакций имеют следствия из закона Гесса:

- изменение энтальпии химической реакции не зависит от числа ее промежуточных стадий;
- энтальпия прямой химической реакции равна взятой с противоположным знаком энтальпии обратной реакции;
- энтальпия прямой химической реакции равна сумме значений энтальпий

образования продуктов минус сумма значений энтальпий образования исходных веществ.

Библиографический список

1. Хомченко Г. П. Пособие по химии для поступающих в вузы. -М.: Новая волна, 2002 г. 480 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Высшая школа, 2005. – 280 с.
3. Пресс И.А. Основы общей химии [Электронный ресурс]: учебное пособие. – Электрон. текстовые данные. СПб.: Химиздат, 2014 – 352 с. – Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/22542> – ЭБС «IPRbooks».
4. Савинкина Е.В., Логинова Г.П. Химия: сборник основных формул. - М.: АСТ, 2013. - 96 с.
5. Варавва Н.Э., Мешкова О.В. Универсальный справочник школьника. - М.: Эксмо, 2012. - 528 с.

Приложение 1

**Таблица степеней окисления и латинских названий элементов
(алфавитный указатель)**

Элемент	Название	Степень окисления	Латинское название
7N	Азот	-III, 0, +I, II, III, IV, V	Nitrogenium
13Al	Алюминий	0, +III	Aluminium
56Ba	Барий	0, +II	Barium
5B	Бор	-III, 0, +III	Borum
35Br	Бром	-I, 0, +I, V, VII	Bromum
83Bi	Висмут	0, +III, V	Bismuthum
1H	Водород	-I, 0, +I	Hydrogenium
26Fe	Железо	0, +II, III, VI	Ferrum
79Au	Золото	0, +I, III	Aurum
53I	Йод	-I, 0, +I, V, VII	Jodum
48Cd	Кадмий	0, +II	Cadmium
19K	Калий	0, +I	Kalium
20Ca	Кальций	0, +II	Calcium
54Xe	Ксенон	0, +II, IV, VI, VIII	Xenon
8O	Кислород	-II, I, 0, +II	Oxygenium
27Co	Кобальт	0, +II, III	Cobaltum
14Si	Кремний	-IV, 0, +II, IV	Silicium
3Li	Литий	0, +I	Lithium
12Mg	Магний	0, +II	Magnesium seu Magnium
25Mn	Марганец	0, +II, IV, VI, VIII	Manganum
29Cu	Медь	0, +I, -II	Cuprum
33As	Мышьяк	-III, 0, +III, V	Arsenicum
11Na	Натрий	0, +I	Natrium
28Ni	Никель	0, +II, III	Nicolum
50Sn	Олово	0, +II, IV	Stannum
78Pt	Платина	0, +II, IV	Platinum
44Ru	Рутений	0, +II, IV, VI, VIII	Ruthenium
80Hg	Ртуть	0, +I, II, IV	Hydrargyrum
16S	Сера	-II, 0, +IV, VI	Sulfur
47Ag	Серебро	0, +I	Argentum
51Sb	Сурьма	0, +III, V	Stibium
38Sr	Стронций	0, +II	Strontium
82Pb	Свинец	0, +II, IV	Plumbum
22Ti	Титан	0, +II, III, IV	Titanum
6C	Углерод	-IV, I, 0, +II, IV	Carboneum
15P	Фосфор	-III, 0, +I, III, V	Phosphorus
9F	Фтор	-I, 0	Fluorum
17Cl	Хлор	-I, 0, +I, III, IV, V, VI, VII	Chlorum
24Cr	Хром	0, +II, III, VI	Chromium
30Zn	Цинк	0, +II	Zincum

Приложение 2

Константы диссоциации кислот и оснований

Электролит	Константа диссоциации	Название аниона
	K ₁ / K ₂ / K ₃	
А• Кислоты		
Азотистая HNO ₂	5,1 · 10 ⁻⁴	Нитрит
Азотная HNO ₃	10 ⁹	Нитрат
Алюминиевая (мета) HAlO ₂	4,0 · 10 ⁻¹³	Метаалюминат
Борная (мета) HBO ₂	7,5 · 10 ⁻¹⁰	Метаборат
Борная (орто) H ₃ BO ₃	5,8 · 10 ⁻¹⁰	Ортоборат
Борная (тетра) H ₂ B ₄ O ₇	1,8 · 10 ⁻⁴	Гидротетраборат
	2 · 10 ⁻⁸	Тетраборат
Бромноватистая HBrO	2,5 · 10 ⁻⁹	Гипобромит
Бромоводородная HBr	10 ⁹	Бромид
Бромная HBrO ₄	~10 ⁸	Пербромат
Бромноватая HBrO ₃	2,0 · 10 ⁻¹	Бромат
Винная H ₂ C ₄ H ₄ O ₆	9,1 · 10 ⁻⁴	Гидротартрат
	4,3 · 10 ⁻⁵	Тартрат
Дихромовая H ₂ Cr ₇ O ₇		
	2,3 · 10 ⁻²	Дихромат
Иодноватистая HIO	2,3 · 10 ⁻¹¹	Гипоиодид
Йодноватая HIO ₃	1,6 · 10 ⁻¹	Иодат
Иодная H ₅ IO ₆	2,45 · 10 ⁻²	Тетрагидропериодат
	4,3 · 10 ⁻⁹	Тригидропериодат
	1,0 · 10 ⁻¹⁵	Дигидропериодат
Иодоводородная HI	10 ¹¹	Иодид
Кремниевая (мета) H ₂ SiO ₃	2,2 · 10 ⁻¹⁰	Гидрометасиликат
	1,6 · 10 ⁻¹²	Метасиликат
Кремниевая (орто) H ₄ SiO ₄	2,0 · 10 ⁻¹⁰	Тригидроортосиликат
	2,0 · 10 ⁻¹²	Дигидроортосиликат
	1,0 · 10 ⁻¹²	Гидроортосиликат
Марганцовая HMnO ₄	2,0 · 10 ²	Перманганат
Марганцовистая H ₂ MnO ₄	~10 ⁻¹	Гидроманганат
	7,1 · 10 ⁻¹¹	Манганат

Электролит	Константа диссоциации	Название аниона
	$K_1/ K_2/ K_3$	
А• Кислоты		
Муравьиная HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$	Формиат
Мышьяковая (орто) H_3AsO_4	$6,0 \cdot 10^{-3}$	Дигидрооргоарсенат
	$1 \cdot 10^{-7}$	Гидроортоарсенат
	$3,0 \cdot 10^{-12}$	Ортоарсенат
Мышьяковистая H_3AsO_3	$5,1 \cdot 10^{-10}$	Дигидрооргоарсенит
	$3 \cdot 10^{-14}$	Гидроортоарсенит
		Ортоарсенит
Пероксид водорода H_2O_2	$2,0 \cdot 10^{-12}$	-
Плавиковая HF	$6,8 \cdot 10^{-4}$	Фторид
Роданистоводородная HSNC	~ 10	Роданид
Селенистая H_2SeO_3	$2,4 \cdot 10^{-3}$	Гидроселенит
	$4,8 \cdot 10^{-9}$	Селенит
Селеновая H_2SeO_4	$1 \cdot 10^3$	Гидроселенат
	$1,3 \cdot 10^{-2}$	Селенат
Серная H_2SO_4	$1,0 \cdot 10^3$	Гидросульфат
	$1,2 \cdot 10^{-2}$	Сульфат
Синильная HCN	$6,2 \cdot 10^{-10}$	Цианид
Сернистая $H_2S O_3$	$1,7 \cdot 10^{-2}$	Гидросульфит
	$6,2 \cdot 10^{-8}$	Сульфит
Сероводород H_2S	$1 \cdot 10^{-7}$	Гидросульфид
	$1 \cdot 10^{-14}$	Сульфит
Тиосерная $H_2S_2O_3$	$2,5 \cdot 10^{-1}$	Гидротиосульфат
	$1,9 \cdot 10^{-2}$	Тиосульфат
Тиоциановая HCNS	$1,4 \cdot 10^{-1}$	Тиоцианат
Угольная H_2CO_3	$4,5 \cdot 10^{-7}$	Гидрокарбонат
	$4,8 \cdot 10^{-11}$	Карбонат
Уксусная CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	Оксалат
Фосфористая $H_2(H) PO_3$	$1,6 \cdot 10^{-2}$	Гидроортофосфит
$H(H) PO_3^-$	$2 \cdot 10^{-7}$	Ортофосфит

Электролит	Константа диссоциации	Название аниона
	$K_1/ K_2/ K_3$	
А• Кислоты		
Фосфорная (ди) $H_4P_2O_7$	10^{-1}	Тригидрофосфат
	10^{-2}	Дигидрофосфат
	10^{-9}	Гидрофосфат
Фосфорная (мета) HPO_3	-	Метафосфат
Фосфорная (орто) H_3PO_4	$7,6 \cdot 10^{-5}$	Дигидроортофосфат
	$6,2 \cdot 10^{-8}$	Гидроортофосфат
	$4,2 \cdot 10^{-13}$	Ортофосфат
Фосфорноватистая $H(H_2)PO_2$	$7,9 \cdot 10^{-2}$	Гипофосфит
Фтороводородная HF	$6,6 \cdot 10^{-4}$	Фторид
Хлористая $HClO_2$	$1,1 \cdot 10^{-2}$	Хлорит
Хлорная $HClO_4$	$\sim 10^8$	Перхлорат
Хлорноватая $HClO_3$	$\sim 10^3$	Хлорат
Хлорноватистая $HClO$	$5 \cdot 10^{-8}$	Гипохлорит
Хлороводородная HCl	10^7	Хлорид
Хромовая H_2CrO_4	$1,1 \cdot 10^{-1}$	Гидрохромат
	$3,2 \cdot 10^{-7}$	Хромат
Цианистоводородная HCN	$5,6 \cdot 10^{-10}$	Цианид
Щавелевая $H_2C_2O_4$	$5,6 \cdot 10^{-2}$	Гидрооксалат
	$5,4 \cdot 10^{-5}$	Оксалат

Электролит	Константа диссоциации	Название катиона
	$K_1/ K_2/ K_3$	
Б•Основания		
Аммиак $NH_3 + H_2O$	$1,76 \cdot 10^{-5}$	Аммония (.....)
Гидразин $N_2H_4 + H_2O$	$9,8 \cdot 10^{-7}$	Гидрозин (.....)
Гидроксиламин $NH_2OH + H_2O$	$9,6 \cdot 10^{-9}$	Гидроксиламин (.....)
Гидроксид алюминия $Al(OH)_3$	$8,3 \cdot 10^{-9}$	Дигидроксоалюминия...
	$2,1 \cdot 10^{-9}$	Гидроксоалюминия...
	$1,38 \cdot 10^{-9}$	Алюминия.....

Электролит	Константа диссоциации	Название катиона
	$K_1/ K_2/ K_3$	
Б•Основания		
Гидроксид бария $Ba(OH)_2$	-	Гидроксобария...
	$2,3 \cdot 10^{-1}$	Бария
Гидроксид железа $Fe(OH)_2$	$1,2 \cdot 10^{-2}$	Гидроксожелеза...
	$1,3 \cdot 10^{-4}$	Железа (II).....
Гидроксид железа $Fe(OH)_3$	$4,8 \cdot 10^{-11}$	Дигидроксожелеза (III)....
	$1,3 \cdot 10^{-11}$	Гидроксожелеза (III)....
	$1,3 \cdot 10^{-12}$	Железа (III)....
Гидроксид кальция $Ca(OH)_2$	-	
	$4,0 \cdot 10^{-2}$	Кальция ...
Гидроксид лития $LiOH$	$6,8 \cdot 10^{-1}$	Лития....
Гидроксид магния $Mg(OH)_2$	-	
	$2,5 \cdot 10^{-3}$	Магния
Гидроксид меди $Cu(OH)_2$	-	
	$3,4 \cdot 10^{-7}$	Меди
Гидроксид никеля $Ni(OH)_2$	-	
	$3,4 \cdot 10^{-5}$	Никеля
Гидроксид хрома $Cr(OH)_3$	-	
	-	
	$1,0 \cdot 10^{-10}$	Хрома (III).....
Гидроксид серебра $AgOH$	$5,0 \cdot 10^{-3}$	Серебра
Гидроксид цинка $Zn(OH)_2$	$8,3 \cdot 10^{-5}$	Гидроксоцинка
	$1,5 \cdot 10^{-7}$	Цинка
Гидроксид свинца $Pb(OH)_2$	$9,6 \cdot 10^{-4}$	Гидроксосвинца (II)....
	$3,0 \cdot 10^{-8}$	Свинца (II)....

Приложение 3

Таблица растворимости

Растворимость солей, кислот и оснований в воде

Ионы	H ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺
OH ⁻		Р	Р	–	Р	М	М	Н	Н	М	Н	Н
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р
S ₂ ⁻	Р	Р	Р	Н	Р	–	–	Н	Н	Н	Н	–
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Р	Р	М	Р	Р
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	Н	–	Н	–	–
SiO ₃ ²⁻	Н	Р	Р	–	Н	Н	Н	Н	–	Н	–	–
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р

Р – растворимые; М – малорастворимые; Н – нерастворимые; – – разлагаются под водой или не существуют

Ряд активности металлов/электрохимический ряд напряжений

активность металлов уменьшается

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

Приложение 4

Стандартные значения энтальпий образования некоторых соединений

Вещество	Состояние	ΔH^0_{298} , кДж/моль	Вещество	Состояние	ΔH^0_{298} , кДж/моль
C ₂ H ₂	г	+226,75	CO	г	-110,52
CS ₂	г	+115,28	CH ₃ OH	г	-201,17
NO	г	+90,37	C ₂ H ₅ OH	г	-235,31
C ₆ H ₆	г	+82,93	H ₂ O	г	-241,83
C ₂ H ₄	г	+52,28	H ₂ O	ж	-285,84
H ₂ S	г	-20,15	NH ₄ Cl	к	-315,39
NH ₃	г	-46,19	CO ₂	г	-393,51
CH ₄	г	-74,85	Fe ₂ O ₃	к	-822,10
C ₂ H ₆	г	-84,67	TiO ₂	к	-943,90
HCl	г	-92,31	Ca(OH) ₂	к	-986,50
			Al ₂ O ₃	к	-1669,80

группы элементов												
периоды	а I Б	а II Б	а III Б	а IV Б	а V Б	а VI Б	а VII Б	а VIII Б	б			
1	H водород						H водород	He гелий				
2	Li литий	Be бериллий	B бор	C углерод	N азот	O кислород	F фтор	Ne неон				
3	Na натрий	Mg магний	Al алюминий	Si кремний	P фосфор	S сера	Cl хлор	Ar аргон				
4	K калий	Ca кальций	Sc скандий	Ti титан	V ванадий	Cr хром	Mn марганец	Fe железо	Co кобальт			
	Cu медь	Zn цинк	Ga галлий	Ge германий	As мышьяк	Se селен	Br бром	Kr криптон				
5	Rb рубидий	Sr стронций	Y итрий	Zr цирконий	Nb ниобий	Mo молибден	Tc технеций	Ru рутений	Rh родий			
	Ag серебро	Cd кадмий	In индий	Sn олово	Sb сурьма	Te телур	I йод	Xe ксенон				
6	Cs цезий	Ba барий	La* лантан	Hf гафний	Ta тантал	W вольфрам	Re рений	Os осмий	Pt платина			
	Au золото	Hg ртуть	Tl таллий	Pb свинец	Bi висмут	Po полоний	At астат	Rn радон				
7	Fr франций	Ra радий	Ac* актиний	Ku куратовий	Ns нильсборгий							
* ЛАНТАНОИДЫ												
Ce церий	Pr прозеродим	Nd неодим	Pm прометий	Sm самарий	Gd гадолиний	Tb тербий	Dy диспрозий	Ho гольмий	Er эрбий	Tm тулий	Yb иттербий	Lu лютеций
* АКТИНОИДЫ												
Th торий	Pa проактиний	U уран	Np нептуний	Pu пулоний	Am амерций	Bk берклий	Cf калifornий	Es эйнштейний	Fm фермий	Md менделевий	No нобелий	Lr лоуренсий

- s - элементы

- p - элементы

- d - элементы

- f - элементы

атомный номер

U

уран

номинация

Оглавление

Введение.....	3
1. Построение химических формул.....	4
1.1. Правила определения валентности элементов в соединениях.....	4
1.2. Определение валентностей элементов главных подгрупп.....	5
1.3. Определение степени окисления элементов в молекуле.....	7
1.4. Правила составления химических формул бинарных соединений.....	7
2. Основные классы неорганических соединений.....	8
2.1. Оксиды.....	9
2.2. Основания.....	9
2.3. Кислоты.....	10
2.4. Соли.....	12
3. Составление химических реакций.....	13
4. Химические свойства и получение различных классов соединений.....	15
4.1. Получение и свойства оксидов.....	15
4.1.1. Окисление кислородом простых веществ.....	15
4.1.2. Горение сложных веществ:.....	16
4.1.3. Разложение малорастворимых или малоустойчивых сложных веществ.....	16
4.2. Химические свойства оксидов.....	16
4.2.1. Взаимодействие с водой.....	16
4.2.2. Взаимодействия оксидов между собой.....	16
4.2.3. Реакции амфотерных оксидов.....	16
4.2.4. Основные и амфотерные оксиды взаимодействуют с кислотами.....	16
4.2.5. Кислотные и амфотерные оксиды взаимодействуют со щелочами... ..	16
4.3. Получение гидроксидов и их химические свойства.....	17
4.3.1. Получение оснований.....	17
4.3.2. Реакции гидроксидов с оксидами, кислотами, амфотерными соединениями.....	17
4.3.3. Реакции гидроксидов с солями.....	18
4.3.4. Взаимодействия кислот с металлами.....	18
4.4. Получение солей и их химические свойства.....	19
4.4.1. Взаимодействия солей с металлами.....	19

4.4.2. Взаимодействие солей с другими солями	19
5. Гидролиз.....	19
5.1. Гидролиз соли слабой кислоты и сильного основания (гидролиз по аниону)	19
5.2. Гидролиз соли сильной кислоты и слабого основания (гидролиз по катиону).....	20
5.3. Гидролиз соли слабой кислоты и слабого основания (гидролиз по катиону и аниону)	20
5.4. Соль сильной кислоты и сильного основания	20
5.5. Совместный гидролиз солей.....	20
6. Расчеты по уравнениям химических реакций. Способы выражения концентраций растворов.....	20
6.1. Основные законы химии	20
6.2. Концентрация растворов.....	22
7. Строение атома. Химическая связь	23
7.1. Квантовые числа	24
7.2. Электронные формулы и энергетические диаграммы атомов.....	26
7.3. Химическая связь.....	27
7.3.1. Основные типы химической связи.....	28
7.3.1.1. Ковалентная химическая связь.....	28
7.3.1.2. Ионная связь.....	28
7.3.1.3. Металлическая связь	29
7.3.1.4. Водородная связь	29
7.3.2. Общая характеристика гибридизации атомных орбиталей	29
7.3.3. Типы гибридизации атомных орбиталей	30
8. Химическая термодинамика	32
8.1. Тепловой эффект химических реакций	32
8.2. Энтальпия	33
8.3. Расчет тепловых эффектов химических реакций	34
Библиографический список.....	35
Приложение 1	36
Таблица степеней окисления и латинских названий элементов.....	36
Приложение 2	37
Константы диссоциации кислот и оснований.....	37
Приложение 3	41

Таблица растворимости.....	41
Приложение 4	41
Приложение 5	42

Учебное издание

Татьяна Львовна Луканина
Ирина Сергеевна Михайлова
Людмила Петровна Ардашева
Александр Юрьевич Вахрушев

ХИМИЯ

ОСНОВЫ ХИМИИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО ИЗУЧЕНИЯ

Учебное пособие

Редактор и корректор В. А. Басова

Техн. редактор Л. Я. Титова

Темплан 2020 г., поз. 23

Подп. к печати 01.07.2020. Формат 60x84/16.

Бумага тип. № 1. Печать офсетная. Печ. л. 3,0. Уч.-изд. л. 3,0.

Тираж 100 экз. Изд. № 23. Цена «С» Заказ

Ризограф Санкт-Петербургского государственного университета
промышленных технологий и дизайна. Высшая школа технологии и
энергетики, 198095, СПб., ул. Ивана Черных, 4.