

Министерство сельского хозяйства Российской Федерации
Красноярский государственный аграрный университет

Г.С. Дежина, Г.П. Гордиенко, О.В. Гоголева

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ЕГЭ ПО ХИМИИ

Красноярск 2011

ББК 74.262.4

Д 36

Рецензенты:

*Г.Г Первышина, д-р биол. наук., проф. каф. эколого-химической экспертизы
КГТЭИ*

Ю.С. Шимова, канд. хим. наук, доц. каф. ХТДиБТ СибГТУ

Д 36 *Дежина, Г.С.*

Методические рекомендации для подготовки к ЕГЭ по химии / Г.С. Дежина, Г.П. Гордиенко, О.В. Гоголева; Краснояр. гос. аграр. ун-т. – Красноярск, 2011. – 136 с.

Включены основные темы по программе химии, краткое изложение материала, примеры и задачи для самостоятельного выполнения.

Предназначено для подготовки к ЕГЭ по химии, а также как дополнительная литература при освоении курса химии студентами вуза.

ББК 74.262.4

Печатается по решению редакционно-издательского совета
Красноярского государственного аграрного университета

© Дежина Г.С., Гордиенко Г.П.,
Гоголева О.В., 2011

© Красноярский государственный
аграрный университет, 2011

ОГЛАВЛЕНИЕ

	ВЕДЕНИЕ	6
1.	ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ	7
1.1.	Стехиометрические законы	7
1.2.	Единицы измерения массы и количества вещества	9
1.3.	Решение задач по составу вещества	11
1.4.	Задания для самостоятельного решения	14
2.	ВАЛЕНТНОСТЬ. ГРАФИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ	17
3.	ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ	20
3.1.	Расчеты по химическим уравнениям	22
3.2.	Задания для самостоятельного решения	24
4.	СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА	27
4.1.	Периодический закон и система элементов Д.И. Менделеева	27
4.2.	Строение атома	27
4.3.	Характеристика состояния электронов в атоме	30
4.4.	Периодический закон с точки зрения теории	33
4.5.	Химическая связь	34
4.6.	Типы кристаллических решеток и их характеристики	38
4.7.	Варианты заданий для самостоятельного решения	39
5.	КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ	40
5.1.	Оксиды	41
5.2.	Гидроксиды	44
5.3.	Кислоты	46
5.4.	Соли	50
5.5.	Варианты заданий для самостоятельного решения	54
6.	ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА	56
6.1.	Скорость химической реакции	57
6.2.	Химическое равновесие	61
6.3.	Варианты заданий для самостоятельного решения	63
7.	РАСТВОРЫ	65
7.1.	Способы выражения концентрации	68
7.2.	Электролитическая диссоциация	72
7.3.	Ионное произведение воды. Водородный показатель	77
7.4.	Ионные уравнения реакция обмена	79
7.5.	Гидролиз солей	80
7.6.	Варианты заданий для самостоятельного решения	83

8.	ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ. ОСНОВЫ ЭЛЕКТРОХИМИИ	85
8.1.	Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций с помощью метода электронного баланса	86
8.2.	Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом ионно-электронного баланса	87
8.3.	Типы окислительно-восстановительных реакций	88
8.4.	Влияние среды в окислительно-восстановительных реакциях	89
8.5.	Электролиз	90
8.6.	Порядок разряда ионов на катоде и аноде в водных растворах электролитов	90
8.7.	Задания для самостоятельного решения	92
9.	ОБЩЕЕ СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТОВ	93
9.1.	Общие свойства неметаллов	93
9.2.	Общие свойства металлов	95
9.3.	Коррозия металлов	99
9.4.	Варианты заданий для самостоятельного решения	101
10.	ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ	103
10.1.	Классификация органического соединения	105
10.2.	Предельные углеводороды	106
10.3.	Непредельные углеводороды	109
10.4.	Ароматические углеводороды	110
10.5.	Кислородсодержащие органические соединения	112
10.5.1	Альдегиды и кетоны	114
10.5.2	Предельные одноосновные карбоновые кислоты	116
10.5.3	Простые и сложные эфиры	117
10.5.4	Жиры	118
10.6.	Углеводы	119
10.7.	Амины	120
10.8.	Аминокислоты	122
10.9.	Задания для самостоятельного решения	123
	Литература	126
	Приложения	128
	Приложение 1. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева	128

Приложение 2. Типы кристаллических решеток твердых веществ	129
Приложение 3. Электрохимический ряд напряжений	130
Приложение 4. Окислительные свойства азотной кислоты	130
Приложение 5. Окислительные свойства серной кислоты	131
Приложение 6. Электролиз водных растворов	131
Приложение 7. Растворимость кислот, оснований и солей в воде	132
Приложение 8. Тривиальные названия некоторых веществ	134

ВВЕДЕНИЕ

Основой для подготовки учащихся в вуз является знание минимума содержания программ по химии в средней школе.

С целью создания независимой системы объективной оценки общеобразовательной подготовки в настоящее время введен единый государственный экзамен по химии. Экзаменационная работа ЕГЭ ориентирована на проверку усвоения каждым экзаменуемым системы знаний о веществе, химической реакции, методах познания и применения веществ и реакций.

В предлагаемом методическом пособии учтены все требования к экзаменационной работе ЕГЭ и включены основные темы по программе химии:

1. Основные понятия и законы химии.
2. Строение вещества, периодическая система Д.И. Менделеева.
3. Основные классы неорганических соединений.
4. Химическая кинетика.
5. Растворы и электролитическая диссоциация.
6. Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз.
7. Общая характеристика свойств металлов и неметаллов.
8. Углеводороды.
9. Кислород и азотсодержащие органические соединения.

Каждая тема содержит краткое изложение теоретического материала, примеры его практического применения, а также задания для самостоятельного выполнения.

1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

Важно научиться владеть основными понятиями и стехиометрическими законами, уметь применять теоретические положения для решения задач по составу вещества, по нахождению формул веществ на основании их элементарного состава и нахождению масс (объемов) по стехиометрии химических уравнений. Усвоить понятие валентности как основы составления формул. Обратить особое внимание на модель ответа, которая должна содержать четкое указание всех величин и их размерности.

Атом – наименьшая частица химического элемента, входящего в состав молекул простых и сложных веществ.

Химический элемент – вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядра.

Изотопы – разновидность атомов одного элемента, имеющего одинаковый заряд ядра, но разное массовое число.

Молекула – наименьшая частица простого или сложного веществ, обладающая их химическими свойствами.

Простые вещества – вещества, молекулы которых состоят из атомов одного элемента.

Сложные вещества (химические соединения) – вещества, молекулы которых состоят из атомов разных элементов.

Смеси – многофазные системы переменного состава

Физические явления – явления, при которых изменяется форма или физическое состояние веществ.

Химические явления – явления, при которых одни вещества превращаются в другие, отличающиеся от исходных веществ составом и свойствами.

1.1. Стехиометрические законы

Стехиометрические законы составляют основу стехиометрии – раздела химии, в котором рассматриваются массовые и объёмные соотношения между реагирующими веществами. Основные из этих законов: закон постоянства состава, закон сохранения массы, закон Авогадро.

Закон постоянства состава

Всякое чистое вещество, независимо от способа его получения и места нахождения, имеет постоянный качественный и количест-

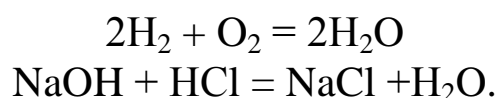
венный состав. Это находит своё отражение в эмпирической формуле, которая соответствует только одному веществу.

Эмпирическая формула показывает, из каких элементов состоит данное вещество (качественный состав) и число атомов каждого элемента (количественный состав).

Пример. Эмпирическая формула молекулы воды – H_2O .

Качественный состав: водород, кислород. Количественный состав: два атома водорода и один атом кислорода.

Способ получения данного вещества не влияет на качественный и количественный состав его молекулы и химические свойства:



Закон постоянства состава даёт возможность производить расчёты по эмпирической формуле данного вещества.

Закон сохранения массы веществ

Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, полученных в результате реакции.

На основании этого закона при составлении химического уравнения расставляются стехиометрические коэффициенты перед формулами веществ таким образом, чтобы число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения были одинаковыми, и только после этого можно приступать к расчётам по данному уравнению. Стехиометрические коэффициенты в уравнении показывают число моль веществ, вступивших в реакцию и полученных в результате реакции (см. разд. 1.2).

Закон Авогадро

В равных объёмах различных газов, взятых при одинаковых условиях (T, P), содержится одинаковое число молекул.

Следствия из закона Авогадро

1. Один моль любого газа при нормальных условиях (н.у.) ($T=273\text{K}$, $P=101,3\text{кПа}$) занимает объём $V=22,4$ литра.

Этот объём называется **мольным объёмом** и является постоянной величиной для всех газов, взятых при н.у. Мольный объём газа представляет собой отношение его объёма к количеству вещества:

$$V_m = \frac{V}{\nu},$$

где V_m – мольный объём газа в л/ моль или м³/ моль;

V – объём в литрах или м³;

ν – количество вещества в молях.

2. Молярная масса неизвестного газообразного вещества может быть определена по относительной плотности этого вещества по известному газу:

$$D_{\text{изв.газа}} = \frac{M_{\text{неизв.газа}}}{M_{\text{изв.газа}}},$$

тогда $M = 2D_{\text{H}_2}$, $M = 29D_{\text{возд.}}$,

где D_{H_2} – относительная плотность по водороду, а $D_{\text{возд.}}$ – относительная плотность по воздуху ($M_{\text{возд.}} \approx 29$).

3. Число Авогадро – $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ – это число частиц, содержащихся в моле любого вещества.

Суммируя основные понятия и законы, можно составить следующий стехиометрический ряд:

1 моль – $M(A)$ – $22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}$ (н.у.) – $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц, а также

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_A} = \frac{N}{N_A}.$$

1.2. Единицы измерения массы и количества вещества

Относительная атомная масса

Для выражения массы атома введена атомная единица массы (а.е.м.). Одна а.е.м. равна 1/12 атома изотопа углерода ¹²C:

$$1 \text{ а.е.м.} = \frac{1,9927 \cdot 10^{-23}}{12} = 1,66057 \cdot 10^{-24} \text{ г}.$$

Относительная атомная масса (о.а.м.) элемента (A_r) – это отношение массы атома элемента к 1/12 массы атома углерода.

Так как относительная атомная масса показывает, во сколько раз масса атома данного элемента больше 1/12 массы атома углерода, – это величина безразмерная.

Массу атома в атомных единицах массы (а.е.м.) находят как произведение относительной атомной массы элемента на 1 а.е.м.

В периодической системе Д.И. Менделеева указаны средние значения атомных масс для всех элементов.

Относительная молекулярная масса (о.м.м.) вещества (M_r) – это отношение массы молекулы данного вещества к $1/12$ массы атома углерода ^{12}C .

Относительная молекулярная масса показывает, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше $1/12$ массы атома изотопа углерода ^{12}C .

Относительная молекулярная масса численно равна сумме относительных атомных масс элементов, входящих в состав молекулы с учётом числа атомов:

$$M_r = \sum A_r.$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 2 \text{ атома} + 16 \cdot 1 \text{ атом} = 18.$$

Количество вещества (ν) определяется числом структурных единиц этого вещества (молекул, атомов, ионов, электронов).

Количество вещества выражается в молях (моль). Один моль равен количеству вещества, содержащего столько структурных единиц, сколько их содержится в $0,012$ кг изотопа углерода ^{12}C .

Зная массу одного атома изотопа углерода ^{12}C ($1,993 \cdot 10^{-23}$ кг), можно вычислить число атомов (N_A) в $0,012$ кг ^{12}C :

$$N_A = \frac{0,012 \text{ кг} / \text{моль}}{1,993 \cdot 10^{-23} \text{ кг}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}.$$

Таким образом, в $0,012$ кг ^{12}C содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов, в 1 моль H_2O – содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул.

Масса вещества, взятого в количестве 1 моль, называется **молярной массой** данного вещества. **Молярная масса** (M) вещества – это отношение массы вещества к количеству вещества (ν).

$$M = \frac{m}{\nu},$$

где M – молекулярная масса, г/моль, кг/моль;

m – масса вещества, г, кг;

ν – количество вещества, моль.

Численное значение молярной массы в г/моль совпадает с численным значением относительной молекулярной массы молекулы или атома в относительной атомной массе.

Так,

H_2O	$M_r = 18$	$M = 18 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$
Al	$M_r = 27$	$M = 27 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$
H_2	$M_r = 2$	$M = 2 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$

1.3. Решение задач по составу вещества (закон постоянства состава)

Вывод химических формул

Простейшая эмпирическая формула отражает состав вещества. Простейшую формулу данного вещества можно вывести, если известны качественный состав вещества и массовые значения каждого элемента, входящего в состав молекулы вещества.

Массовые значения элементов могут быть даны в массовых процентах, в массовых частях или как соотношение простых целых чисел.

Зная качественный состав, а значит, и атомные массы элементов (A), вычисляют число атомов по формуле m/A , где m – массовое число элемента.

Пример 1. Найти простейшую формулу оксида хрома, содержащего 68,4% хрома.

Решение: Зная качественный состав и обозначив через x и y число атомов хрома и кислорода соответственно, запишем Cr_xO_y :
(по таблице Менделеева) $A(\text{Cr}) = 52 \text{ г/моль}$, $A(\text{O}) = 16 \text{ г/моль}$.

Содержание кислорода

$$100\% - 68,4\% = 31,6\% .$$

Находим x и y :

$$x : y = \frac{68,4}{52} : \frac{31,6}{16} = 1,32 : 1,98 ,$$

приводим полученные значения к целым числам любым математическим способом.

Например, делим полученные значения на меньшее число, дальше приводим к целым числам, умножая оба числа на 2 или разделив на наименьший общий делитель – 0,5 , получаем: $x : y = 2 : 3$.

$$x : y = \frac{1,32}{1,32} : \frac{1,98}{1,32} = 1 : 1,5 .$$

Таким образом, простейшая формула оксида хрома по данным условиям задачи – Cr_2O_3 .

Пример 2. При сгорании 1 г фосфора в кислороде получилось 2,29 г оксида фосфора. Определить формулу оксида фосфора.

Решение: $\text{P}_x \text{O}_y$.

Из данных по условию задачи

$$m(\text{P}) = 1\text{г},$$

$$m(\text{O}) = 2,29\text{г} - 1\text{г} = 1,29\text{г}$$

$$x : y = \frac{1}{31} : \frac{1,29}{16} = 0,032 : 0,08,$$

$A(\text{P})=31$, $A(\text{O})=16$ (по таблице Д.И. Менделеева).

Находим наименьший общий делитель – 0,016

$$x : y = \frac{0,032}{0,016} : \frac{0,080}{0,016} = 2 : 5.$$

Таким образом, формула полученного оксида P_2O_5 .

В случае, когда в условии задачи, кроме указанных выше данных, дана относительная плотность, формула, полученная по указанному расчёту, – элементарный состав, а истинная формула уточняется на основании молярной массы, полученной по формуле относительной плотности (см. следствия закона Авогадро).

Пример 3. Углеводород содержит 82,64% углерода и 17,36% водорода. Плотность по водороду составляет 29. Определить истинную формулу соединения.

Решение: Находим элементарный состав. Для этого указанные весовые проценты делим на атомные массы элементов. $\text{C}_x \text{H}_y$.

$$x = \frac{82,64}{12} = 6,88; \text{ а } y = \frac{17,36}{1} = 17,36.$$

$$x : y = 6,88 : 17,36 = 1 : 2,5.$$

После приведения к целым числам получим: $x : y = 2 : 5$. Элементарный состав вещества C_2H_5 . Уточняем $M_{\text{в-ва}}$. $29n=58$, где $n=2$.

$$M_{\text{в-ва}} = 2 \cdot D_{\text{H}_2} = 2 \cdot 29 = 58 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

$$n(\text{C}_2\text{H}_5) = 12 \cdot 2 + 1 \cdot 5 = 58.$$

$$29n = 58.$$

$$n = 2.$$

Отсюда истинная формула будет C_4H_{10} .

Расчёты по химическим формулам

По химической формуле вещества можно вычислить массовые доли элементов, входящих в состав молекулы сложных веществ. Под этим понимают отношение массы атомов элемента к массе молекулы, выраженное в долях единицы или в процентах ($\omega = \frac{m}{M}$).

Пример 1. Вычислить массовые доли металла и кристаллизационной воды в гипсе $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Решение: а) Вычислим M_r и M гипса.

$$M_r = 40 + 32 + 16 \cdot 4 + 18 \cdot 2 = 172 \text{ и } M = 172 \frac{\text{г}}{\text{моль}},$$

$$A_r(\text{Ca}) = 40, \text{ а } A(\text{Ca}) = 40 \text{г}.$$

Находим содержание кальция в гипсе, как указано выше.

$$\omega(\text{Ca}) = \frac{40}{172} = 0,2326.$$

$$\omega\%(\text{Ca}) = \frac{40 \cdot 100\%}{172} = 23,26\%.$$

б) Масса кристаллизационной воды (m)

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 18 \cdot 2 = 36 \text{г}$$

$$\omega(\text{H}_2\text{O}) = \frac{36}{172} = 0,2093.$$

$$\omega\%(\text{H}_2\text{O}) = \frac{36 \cdot 100\%}{172} = 20,93\%.$$

Пример 2. Руда содержит 85% FeS_2 и 4% CuFeS_2 . Рассчитать массу серы в 2 кг руды.

Решение: Находим массу FeS_2 и CuFeS_2 .

$$m(\text{FeS}_2) = \frac{2 \text{кг} \cdot 85\%}{100\%} = 1,7 \text{кг}.$$

$$m(\text{CuFeS}_2) = \frac{2 \text{кг} \cdot 4\%}{100\%} = 0,08 \text{кг}.$$

$$M(\text{FeS}_2) = 120 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \text{ и } M(\text{CuFeS}_2) = 184 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

Составим пропорции:

В 120кг FeS_2 содержится 64кг S

1,7кг FeS_2 содержится хкг S.

$$x = \frac{1,7 \cdot 64}{120} = 0,907 \text{кг(S)}.$$

В 184кг CuFeS_2 содержится 64кг S

0,08кг CuFeS_2 содержится укг S.

$$y = \frac{0,08 \cdot 64}{184} = 0,028 \text{ кг}(S).$$

Тогда, общая масса серы в 2кг руды составит

$$m(S) = 0,907 \text{ кг} + 0,028 \text{ кг} = 0,935 \text{ кг}(S).$$

Пример 3. Вычислить содержание всех элементов, входящих в состав молекулы азотной кислоты (HNO_3).

Решение: $M_r(\text{HNO}_3) = A_r(\text{H}) + A_r(\text{N}) + A_r(\text{O}) \cdot 3 = 1 + 14 + 16 \cdot 3 = 63.$

63г составляют 100%

1Н составляет $x_1\%$

$$x_1 = \frac{1 \cdot 100\%}{63} = 1,59\%(\text{H}).$$

14N составляет $x_2\%$

$$x_2 = \frac{14 \cdot 100\%}{63} = 22,22\%(\text{N}).$$

48O составляет $x_3\%$

$$x_3 = \frac{48 \cdot 100\%}{63} = 76,19\%(\text{O}).$$

1.4. Задания для самостоятельного решения

1. Указать, к каким явлениям (физическим или химическим) относятся ковка металлов, испарение спирта, ржавление железа, таяние льда, горение спирта.

2. Указать качественный и количественный состав молекулы фосфата кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

3. Из перечисленных ниже веществ указать простые и сложные вещества: кислород, сода, известь, кокс, бензол, водород, вода.

4. Указать, чем отличается дождевая вода от воды рек и озёр.

5. Указать вещества и смеси в следующем перечне: сахар, морская вода, почва, кислород, воздух, алюминий, гранит.

6. Указать число моль атомов кислорода в 1моль вещества N_2O_5 .

7. Вычислить в г массу молекулы: а) хлора; б) кислорода. Ответ: а) $1,18 \cdot 10^{-22}$; б) $5,3 \cdot 10^{-23}$.

8. Рассчитать количество вещества (в молях): а) 9г воды; б) 1г водорода; в) 71г (Na_2SO_4); г) 1г оксида углерода (IV).

Ответ: а) 0,5; б) 0,5; в) 0,5; г) 0,0227.

9. Рассчитать количество (в молях) оксида меди (II) массой: а) 8г; б) 320г; в) 0,8г.

Ответ: а) 0,1; б) 4; в) 0,01.

10. Рассчитать массу оксида железа (III) (Fe_2O_3) в количестве:
а) 0,25 моль; б) 3 моль; в) 0,01 моль;

Ответ: а) 40 г; б) 480 г; в) 1,6 г.

11. Рассчитать массу: а) сульфата меди (II) (CuSO_4), б) ортофосфата натрия (Na_3PO_4), в которой содержится $1,204 \cdot 10^{23}$ атомов кислорода.

Ответ: а) 32 г; б) 32,8 г.

12. Рассчитать массу оксида серы (IV) SO_2 , в которой содержится столько же моль, сколько моль содержится в 2 г кислорода.

Ответ: 4 г.

13. Рассчитать объём при нормальных условиях: а) 0,5 моль кислорода; б) 0,5 моль азота; в) 0,5 г кислорода; г) 0,5 г водорода.

Ответ: а) 11,2 л; б) 0,35 л; в) 11,2 л; г) 5,6 л.

14. Рассчитать, какую долю моля составляет 20,8 г хрома.

Ответ: 0,4 моль.

15. Рассчитать массу $6,02 \cdot 10^{-23}$ молекул оксида углерода (IV).

Ответ: 44 г.

16. Рассчитать долю моля вещества, в которой содержится $1,301 \cdot 10^{23}$ молекул.

Ответ: 0,22 моль.

17. Рассчитать, сколько молей и молекул содержится в одном литре воды (плотность воды 1 г/мл).

Ответ: 55,56 моль, $3,35 \cdot 10^{25}$ молекул.

18. Рассчитайте, какую долю моля составляет: а) 4 г кислорода; б) 128 г меди; в) 10 г водорода; г) алюминиевая ложка массой 18 г.

Ответ: а) 0,125 моль, б) 2 моль, в) 5 моль, г) 0,67 моль.

19. Рассчитать, сколько молей железа составляет килограммовая гиря, если она изготовлена из чугуна, содержащего 95% железа?

Ответ: 17 моль.

20. Рассчитать массу азота, которая содержится в 1 моле: а) нитрата калия (KNO_3); б) нитрата кальция ($\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$); в) нитрата алюминия ($\text{Al}(\text{NO}_3)_3$); г) сульфат аммония ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$).

Ответ: а) 14 г, б) 28 г, в) 42 г, г) 28 г.

21. Рассчитать количество хлорида калия (KCl), в котором содержится такая же масса калия, которую содержит: а) 5 моль K_2SO_4 ; б) 17,4 г K_2SO_4 ; в) 3 моль KNO_3 ; г) 50,5 г KNO_3 .

Ответ: а) 745,6 г, б) 14,9 г, в) 22,4 г, г) 37,3 г.

22. Рассчитать объём (при н.у.) $2,7 \cdot 10^{23}$ молекул газа.

Ответ: 8,45 л.

23. Рассчитать число молекул, которое содержится в 1 литре кислорода при (н.у.).

Ответ: $2,7 \cdot 10^{22}$.

24. Почему азот и водород объемом по 1л (при н.у.) содержит одинаковое число молекул этих веществ, а азот и водород массой по 1г содержат различное число молекул? Дать объяснение.

25. Рассчитать массу 1 м^3 воздуха (при н.у.), если $M_{\text{ср}}$ воздуха равна 29г.

Ответ: 1,29кг.

26. В состав воздуха входит 21% кислорода. Рассчитать число молекул кислорода, которое содержится в 1 м^3 воздуха при н.у.

Ответ: 9,375 моль.

27. Рассчитать объем (при н.у.) для: а) 0,2 моль азота; б) 0,2 моль кислорода; в) 0,1 моль водорода.

Ответ: а) 4,48л, б) 4,48л, в) 2,24л.

28. Рассчитать объем (при н.у.) для газов: а) 4г водорода (H_2); б) 280г азота (N_2); в) 3,2г кислорода (O_2).

Ответ: а) 44,8л, б) 224,4л, в) 2,24л.

29. Рассчитать, сколько молей составляет 234л аммиака при н.у.

Ответ: 10,45 моль.

30. Рассчитать число молекул, которое содержится в 1мл водорода при н.у.

Ответ: $27 \cdot 10^{18}$ молекул.

31. Вывести формулу вещества, содержащего 12% углерода, 40% кальция, 48% кислорода.

Ответ: CaCO_3 .

32. Вывести формулу вещества, содержащего 93,75% углерода и 6,25% водорода, если плотность пара этого вещества по воздуху $D_{\text{воздух}} = 4,41$.

Ответ: C_{10}H_8 .

33. Вывести формулу вещества, состоящего из водорода и углерода, если известно, что их массы относятся как 1:4. $D_{\text{H}_2} = 15$.

Ответ: C_2H_6 .

34. Вывести формулу вещества, состоящего из водорода, углерода, кислорода и азота, если известно, что их массы относятся как 1:3:4:7.

Ответ: CH_4ON_2 .

35. В соединении кремния с водородом на 1 массовую часть водорода приходится 7 массовых частей кремния. Вывести формулу этого соединения.

Ответ: SiH_4 .

36. Вычислить массу азота, содержащегося в 1 кг: а) калийной селитры (KNO_3); б) аммиачной селитры $(\text{NH}_4)\text{NO}_3$; в) аммофоса $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$.

Ответ: а) 138,5 г, б) 350 г, в) 212 г.

37. Вычислить массовую долю в процентах каждого элемента в соединениях: а) $\text{Mg}(\text{OH})_2$; б) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

Ответ: а) 41,37% Mg, 55,17% O, 3,44% H; б) 23,15% Fe, 17,35% N, 59,5% O.

38. Вычислить массовую долю в процентах каждого элемента в соединениях: а) оксид железа (III) – Fe_2O_3 ; б) оксид углерода (IV) – CO_2 .

Ответ: а) 70% Fe, 30% O; б) 27,27% C, 72,73% O.

39. Рассчитать массу железа, которую можно получить из 2 т руды, содержащей 94% Fe_2O_3 . Расчет вести по составу вещества.

Ответ: 1315 кг (Fe).

40. Медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ применяют в качестве микроудобрения. Рассчитать массу меди, внесенной в почву с 10 кг медного купороса, если известно, что в нем содержится 4% примеси.

Ответ: 2,46 кг (Cu).

41. Руда содержит 90% FeS_2 и 10% FeAlS. Рассчитать массу серы, содержащейся в 1 тонне руды. Расчет вести по составу вещества.

Ответ: 499,6 кг (S).

42. В образце фосфорита 30% занимает пустая порода. Формула основного вещества $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Рассчитать содержание фосфора в образце фосфорита в процентах.

Ответ: 14%

2. ВАЛЕНТНОСТЬ. ГРАФИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ

Валентность – это способность присоединять или замещать определенное число атомов других элементов.

За единицу валентности принята валентность атома водорода. *Водород во всех соединениях одновалентен.*

Таким образом, можно записать, что валентность – это число возможных связей одних элементов с другими.

В периодической системе Д.И. Менделеева (ПС) находятся элементы, которые по своему строению и свойствам относятся к группе металлов или группе неметаллов. Рассмотрим некоторые **правила**, пользуясь которыми можно составить формулу вещества:

1. Водород во всех соединениях – I-валентен.

2. Кислород в большинстве соединений – II-валентен (исключение составляют пероксиды общей формулой R_2O_2 , в которых кислород – I-валентен).

3. Металлы I и II групп главной подгруппы и Al в периодической системе проявляют постоянную валентность, равную номеру группы. Из металлов, стоящих в побочных подгруппах, постоянную валентность, равную номеру группы, проявляют Zn – II-валентный и Ag – I-валентный.

4. В молекулах состава MeНем, ННем в отсутствие кислорода валентность Нем (неметалла) можно определить как разность ($8 - N$ группы неметалла). На основании вышеизложенных правил можно составить формулу бинарных соединений (состоящих из двух элементов).

Порядок составления формулы химического соединения по валентности элементов:

а) написать химические знаки элементов (качественный состав) и указать над ними валентность римскими цифрами;

б) найти наименьшее общее кратное между этими цифрами и разделить его на каждое из чисел (валентности). При этом полученное от деления число и будет числом атомов данного элемента в формуле вещества.

Пример 1. Составить формулы следующих веществ: Ca_xCl_y , Mg_xN_y , Al_xS_y , Mg_xSi_y , H_xS_y , N_xH_y .

Решение. Так как все указанные вещества не содержат кислород, представляем валентность неметаллов по указанному выше правилу (4):

Cl – элемент VII группы \Rightarrow валентность I,

S – элемент VI группы \Rightarrow валентность II,

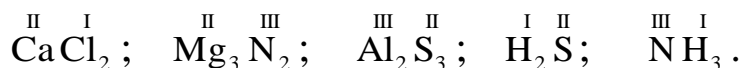
N – элемент V группы \Rightarrow валентность III,

Si – элемент IV группы \Rightarrow валентность IV,

исходя из правила (3):

Ca – элемент II группы \Rightarrow валентность II,
Mg – элемент II группы \Rightarrow валентность II,
Al – элемент III группы \Rightarrow валентность III.

Исходя из вышеизложенного, формулы веществ:



Пример 2. Составить формулы следующих оксидов: оксид хрома (III), оксид марганца (IV), оксид хлора (V).

Решение. На основании правила (2) кислород II-валентен, тогда формулы



В случае, когда элементы проявляют переменную валентность, ее можно определить по известной формуле и постоянной валентности других элементов.

Пример 1. Определить валентность Mn в $\overset{x}{\text{Mn}}\overset{\text{I}}{\text{Cl}}$.

Решение. Проставляем по правилам валентность хлора – I-валентен, умножаем на число атомов хлора и полученное число делим на число атомов Mn.

Получаем, что валентность марганца в данном соединении будет равна II.

Пример 2. Определить валентность Fe в $\overset{x}{\text{Fe}}_2\overset{\text{II}}{\text{O}}_3$.

Решение. Валентность кислорода – II. Тогда

$$x = \frac{\text{II} \cdot 3}{2} = \text{III}.$$

Валентность железа – III.

Пример 3. Определить валентность Mn в KMnO_4 .

Решение. $\overset{\text{I}}{\text{K}}\overset{x}{\text{Mn}}\overset{\text{II}}{\text{O}}_4$

$$x = \text{II} \cdot 4 - \text{I} = \text{VII}, \Rightarrow \text{Mn VII-валентен}.$$

Пример 4. Определить валентность S в H_2SO_4 .

Решение. $\overset{\text{I}}{\text{H}}_2\overset{x}{\text{S}}\overset{\text{II}}{\text{O}}_4$

$$x = \text{II} \cdot 4 - \text{I} \cdot 2 = \text{VI}, \Rightarrow \text{S VI-валентна}.$$

Графические формулы

Графические формулы условно отражают взаимное расположение атомов в химической формуле вещества в соответствии с их ва-

лентностью. В графических формулах каждая черточка обозначает единицу химической связи. Число единичных связей и соответствует валентности элемента.

Правила составления графических формул:

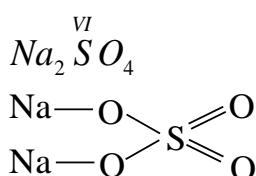
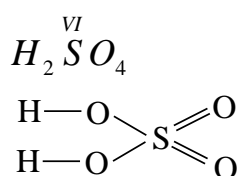
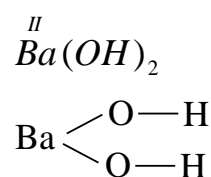
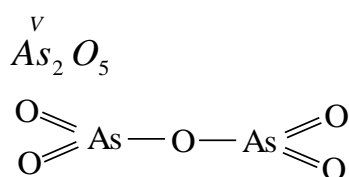
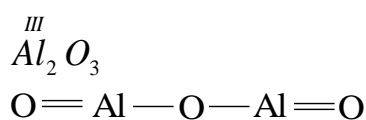
1. Элементы соединяются между собой в соответствии с их валентностью.

2. Атомы водорода соединяются с другими атомами только через кислород, а избыточный кислород соединяется с центральным атомом двойной связью.

3. Если в состав оксида или кислоты входит два атома центрального элемента, то они соединяются через кислород.

4. При написании графических формул солей исходят из графических формул кислот, заменяя в них атомы водорода на атомы металла согласно их валентности.

Пример 1. Написать графические формулы: Al_2O_3 ; As_2O_5 ; $Ba(OH)_2$; H_2SO_4 ; Na_2SO_4 .



3. ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Химические явления иначе называются химическими реакциями. Химическая реакция, выраженная через эмпирические формулы веществ – химическое уравнение данного процесса.

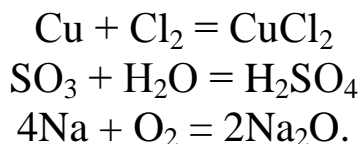
Химическое уравнение состоит из левой части – исходные вещества и через равенство правая часть – продукты реакции. Как указывалось выше, на основании закона сохранения масс указываются количества вещества исходных и полученных веществ в молях – стехиометрические коэффициенты.

Химические реакции классифицируются по нескольким признакам:

1. По признаку изменения числа исходных веществ и конечных продуктов реакции.

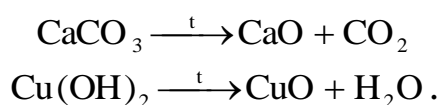
а) *Реакции соединения* – реакции, в которых из двух или нескольких веществ образуется одно новое вещество.

Пример.



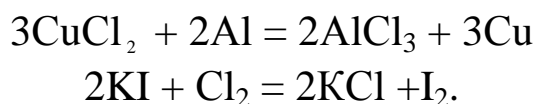
б) *Реакции разложения* – реакции, в которых из одного сложного вещества образуется несколько новых веществ.

Пример.



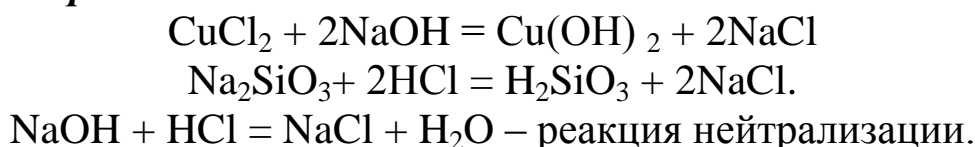
в) *Реакции замещения* – реакции, в которых атомы простого вещества заменяют атомы одного из элементов сложного вещества.

Пример.



г) *Реакции обмена* – реакции, в которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями, образуя два новых сложных вещества.

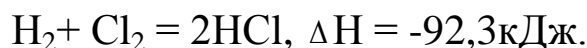
Пример.



2. По признаку выделения или поглощения какого-то количества теплоты.

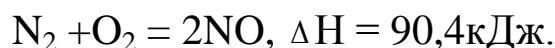
а) *Экзотермические* – реакции, протекающие с выделением тепла, при этом тепловой эффект имеет знак минус ($-\Delta H$) или ($+Q$).

Пример.



б) *Эндотермические* – реакции, протекающие с поглощением тепла, при этом тепловой эффект имеет знак плюс ($+\Delta H$) или ($-Q$).

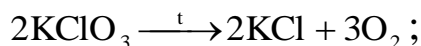
Пример.



3. По признаку обратимости.

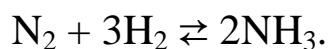
а) *Необратимые* – реакции, в результате которых образуются конечные продукты (осадки, газообразные вещества). Такие реакции идут только в одном направлении, которое указано стрелкой.

Пример.



б) *Обратимые* – реакции, которые могут протекать одновременно в двух направлениях при неизменных условиях в течение продолжительного времени. В уравнениях таких реакций направление реакций указаны двумя стрелками

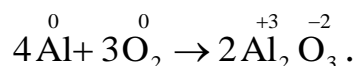
Пример.



4. По признаку изменения степени окисления атомов элементов, входящих в состав молекул веществ.

Реакции, при которых происходит изменение степени окисления одних и тех же частиц в левой и правой частях уравнения, называют *окислительно-восстановительными* реакциями. При этом степень окисления – это условный заряд атома в молекуле, представляя, что молекула состоит из заряженных частиц (ионов) и исходя из электронной нейтральности молекулы.

Пример.

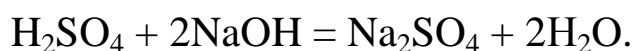


3.1. Расчеты по химическим уравнениям

При решении задач по химическим уравнениям необходимо на основании указанного в условии задачи процесса определить тип реакции и написать уравнение реакции. Проставить в уравнении стехиометрические коэффициенты. Определить, что известно и что нужно определить.

Пример 1. Рассчитать массу серной кислоты, необходимую для полной нейтрализации 20г гидроксида натрия.

Решение. Пишем уравнение реакции нейтрализации и проставляем стехиометрические коэффициенты



Известна $m(\text{NaOH}) = 20\text{г}$.

Соответственно рассчитать $m(\text{H}_2\text{SO}_4)$ -?

$$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ и } M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98.$$

Составляем пропорцию с учетом стехиометрических коэффициентов в уравнении.

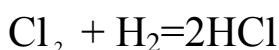
По уравнению: 1 моль H_2SO_4 массой 98 г реагирует с 2 моль NaOH массой $2 \cdot 40$ г;
по условию: H_2SO_4 массой 98 г реагирует с NaOH массой 20 г.

Ответ. Для полной нейтрализации 20 г NaOH необходимо 24,5 г H_2SO_4 .

Пример 2. Для получения хлороводорода взято 710 г хлора и 22 г водорода. Рассчитать массу полученного хлороводорода. Рассчитать массу вещества, взятого в избытке.

Решение. Реакция получения хлороводорода из хлора и водорода – реакция соединения. Пишем уравнение и расставляем стехиометрические коэффициенты.

По условию
 $m(\text{Cl}_2) = 710 \text{ г}$
 $m(\text{H}_2) = 22 \text{ г}$
 $m(\text{HCl})$ -?



Чтобы рассчитать массу продукта реакции, необходимо узнать, соответствуют ли данные массы исходных веществ стехиометрическим коэффициентам в уравнении. Для этого определим количество исходных веществ в молях по формулам:

$$v = \frac{m}{M} \text{ моль}$$

$$M(\text{Cl}_2) = 71 \text{ г/моль} \quad v = \frac{710 \text{ г}}{71 \text{ г/моль}} = 10 \text{ моль}$$

$$M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль} \quad v = \frac{22 \text{ г}}{2 \text{ г/моль}} = 11 \text{ моль}$$

$$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}$$

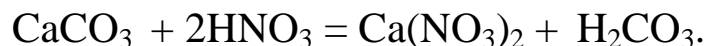
Так как по уравнению взаимодействие идет 1 моль Cl_2 + 1 моль H_2 , то из данных количеств исходных веществ видно, что водород дан в избытке, в количестве 1 моль, или массой – 2 г, значит, продукт реакции считаем по веществу, которое в недостатке.

Масса полученного хлороводорода будет по уравнению

<p>1 моль Cl_2 – 2 моль HCl 10 моль Cl_2 – 20 моль HCl Отсюда $m_{\text{HCl}} = 36,5 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 20 \text{ моль} = 730 \text{ г}$.</p>
--

Пример 3. Из 120 кг природного известняка (основной состав которого CaCO_3) при взаимодействии с азотной кислотой было получено 180 кг нитрата кальция $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. Рассчитать содержание примесей в указанном известняке в процентах.

Решение: Составляем уравнение реакции обмена



Рассчитаем массу чистого CaCO_3 , которое содержится в 120 кг известняка по полученному продукту. Так как $M_{\text{CaCO}_3} = 100 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$ и $M_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = 164 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$, то из 1 кмоль CaCO_3 массой 100 кг получается 1 кмоль $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ массой 164 кг, а из x кг CaCO_3 получается 180 кг $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. Следовательно,

$$x = \frac{100 \cdot 180}{164} = 109,76 \text{ кг}.$$

Находим массу примесей в известняке

$$m_{\text{примесей}} = m_{\text{известняка}} - m_{\text{CaCO}_3} = 120 - 109,76 = 10,24 \text{ кг}.$$

$$\omega\%_{\text{примесей}} = \frac{10,24 \text{ кг}}{120 \text{ кг}} \cdot 100\% = 8,53\%.$$

3.2. Задания для самостоятельного решения

1. Пользуясь правилами валентности, составить эмпирические формулы следующих веществ: Al_xCl_y , Na_xSi_y , Ca_xP_y , Si_xC_y , Na_xS_y , Ba_xN_y

2. Составить эмпирические формулы оксидов следующих элементов: Cr(VI), P(V), Sn(IV), Cr(III), N (III), Cu(I) и написать их графические формулы.

3. Расставить валентности элементов в соединениях: K_2S , MgS , CS_2 , Al_2S_3 , ZnS , ZnCl_2 , CrCl_3 , SiCl_4 , NaCl , PCl_5 .

4. Определить валентность железа и серы в оксидах, формулы которых: FeO , Fe_2O_3 , N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 .

5. Определить валентность хлора в соединениях, формулы которых: HClO_4 , KClO_3 , LiCl , KClO , NaClO_2 .

6. Определить валентность марганца в соединении, формулы которых: MnO_2 , KMnO_4 , Mn_2O_7 , Mn_2O_3 .

7. Определить валентность серы в соединениях, формулы которых: H_2S , SO_2 , H_2SO_4 , SO_3 , H_2SO_3 , BaSO_4 .

8. Составьте эмпирические формулы соединений хлора и серы со следующими металлами: Mn(II) , Sn(IV) , Sb(V) , Zn , Na , Cu(II) , Fe(II) .

9. Составить эмпирические формулы соединений фтора с ксеноном, в которых последний проявляет валентность II, IV, VI.

10. Составить графические формулы следующих кислот: H_2SO_4 , H_2SO_3 , HNO_3 , HNO_2 , H_3PO_4 .

11. Составить графические формулы следующих гидроксидов: Ca(OH)_2 , KOH , Al(OH)_3 .

12. Составить графические формулы: а) оксида хлора (VII) – Cl_2O_7 ; б) сульфата алюминия – $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; в) кремниевой кислоты – H_2SiO_3 ; г) гидроксида железа(II) – Fe(OH)_2 .

13. Определить валентность металлов в соединениях SnO_2 , CdS , CrCl_3 , HMnO_4 , NiS , CuCl_2 и составить их графические формулы.

14. Определить тип химической реакции и расставить стехиометрические коэффициенты: а) $\text{P} + \text{O}_2 = \text{P}_2\text{O}_5$; б) $\text{HgO} \xrightarrow{t} \text{Hg} + \text{O}_2$; в) $\text{Zn} + \text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$; г) $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + \text{HCl}$.

15. Расставить стехиометрические коэффициенты и указать, какая из следующих реакций является эндотермической: а) $\text{NH}_3 = \frac{1}{2}\text{N}_2 + \frac{3}{2}\text{H}_2$; $\Delta H = 46,2$ кДж; б) $\text{H}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}$; $\Delta H = -241,2$ кДж.

16. Рассчитать массу оксида кальция CaO (негашеной извести), которую можно получить при прокаливании 1 кг известняка, содержащего 80% карбоната кальция (CaCO_3)

Ответ: 448 кг.

17. Рассчитать массу соли, полученной при взаимодействии 22,4 г гидроксида калия (KOH) и 16 г серной кислоты (H_2SO_4). Указать, какое из исходных веществ и в каком количестве останется в избытке. Указать тип химической реакции.

Ответ: $m(\text{K}_2\text{SO}_4) = 28,4$ г, $m(\text{KOH}) = 3,1$ г.

18. Рассчитать массу серной кислоты для реакции нейтрализации смеси, состоящей из 20 г гидроксида натрия (NaOH) и 14 г гидроксида калия (KOH).

Ответ: 0,375 моль.

19. Рассчитать объем водорода при н.у., полученный при действии раствора серной кислоты, содержащей 35 г серной кислоты на 13 г цинка. Указать тип химической реакции.

Ответ: 4,48 л.

20. При обжиге 1 т известняка было получено 352кг оксида углерода (IV). Рассчитать % выхода от теоретического.

Ответ: 80%.

21. Смешали два раствора, содержащие 6,8г хлорида алюминия $AlCl_3$ и 5г гидроксида калия. Рассчитать массу образовавшегося при смешивании растворов осадка. Указать тип химической реакции.

Ответ: 2,32г $Al(OH)_3$.

22. При разложении хлората калия ($KClO_3$) образовалось 30 литров кислорода (н.у.) и хлорид калия. Рассчитать массу хлората калия, взятого для реакции.

Ответ: 109,4г $KClO_3$.

23. При растворении цинковой пыли массой 1,6г, содержащей цинк и оксид цинка, выделилось 448 литров водорода при н.у. Рассчитать процентное содержание цинка, если учесть, что водород выделяется при взаимодействии цинка с кислотой. Указать тип химической реакции.

Ответ: 81,25%.

24. Записать термохимическое уравнение горения бутана и рассчитать количество теплоты в кДж, которое выделится при сгорании 400 литров бутана (C_4H_{10}) при н.у., если при сгорании 1 моль бутана выделяется 246кДж/моль.

Ответ: 4393кДж.

25. При взаимодействии цинка с серой образуется сульфид цинка (ZnS). Рассчитать массу цинка, которая может прореагировать с такой массой серы, в которой содержится $1,2 \cdot 10^{23}$ атомов серы. Указать тип химической реакции.

Ответ: 4,27 г Zn.

26. Рассчитать массу осадка, полученного в результате действия карбоната натрия (Na_2CO_3), на раствор, содержащий 0,4 моль хлорида кальция ($CaCl_2$).

Ответ: 40г $CaCO_3$.

27. Через раствор, содержащий 42г хлорида меди (II) ($CuCl_2$), пропустили 30 литров сероводорода (H_2S) при н.у. Рассчитать массу образовавшегося осадка сульфида меди (II) CuS . Указать тип химической реакции.

Ответ: 29,87г CuS

28. Рассчитать массы соды (Na_2CO_3) и хлорида кальция, которые необходимы для получения 200г карбоната кальция ($CaCO_3$).

Ответ: 212г Na_2CO_3 и 222г $CaCl_2$.

4. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

4.1. Периодический закон и система элементов Д.И. Менделеева

В феврале 1869 года Д.И. Менделеев опубликовал свою таблицу под названием «Опыт системы элементов, основанный на их атомном весе и химическом составе». На протяжении ряда лет Д.И. Менделеев работал над совершенствованием периодической системы.

В настоящее время периодическая система отличается от первоначальной. Она имеет 109 элементов, а не 60, как было в первом варианте.

Рассмотрим структуру периодической системы. Она имеет 8 вертикальных групп и 7 горизонтальных периодов, которые включают 10 горизонтальных рядов. Периоды 1, 2, 3 – малые периоды, в первом – 2 элемента, во втором и третьем по 8 элементов, 4, 5, 6, 7 – большие периоды, содержащие по 18 элементов, состоят из двух рядов. Каждый период начинается со щелочного металла и заканчивается благородным газом. Под № 57 стоит лантан, а группа элементов, сходная с ним, внизу таблицы. Лантаноиды следуют за лантаном. Под № 89 стоит актиний, а группа элементов с общими свойствами актиноидов также вынесены вниз таблицы.

Группы делятся на главную и побочную. В главную подгруппу входят элементы всех периодов, а в побочную только элементы больших периодов.

4.2. Строение атома

Начало современным представлениям о строении атома положил Э. Резерфорд. Работая с радием, Резерфорд наблюдал так называемое явление рассеяния α -частиц и доказал, что в центре атома сосредотачивается положительно заряженная материя атома, названная им ядром.

Положительный заряд ядра компенсируется вращающимися вокруг электронами. В модели атома Резерфорда электроны, подобно планетам солнечной системы, вращаются вокруг ядра. Поэтому модель, предложенная Резерфордом, получила название *планетарной*.

В дальнейшем Резерфорд с помощью опытов рассчитал заряды ядер, и оказалось, что они равны порядковым номерам элементов в периодической системе Д.И. Менделеева. *Номер элемента определяет положительный заряд ядра атома.*

После работ Резерфорда периодический закон получил более ясный смысл и иную формулировку: «Свойства простых тел, а также форма и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра».

Простейшим атомным ядром является ядро атома водорода. Его заряд равен по величине заряду электрона и противоположен ему по знаку, а масса наименьшая из всех ядер. Ядро атома водорода было признано элементарной частицей, и в 1920 году Резерфорд дал ему название протон, что значит первый (H⁺). Масса протона ≈ 1 . При дальнейшем изучении массы других атомов выяснилось, что массы атомов, кроме водорода, превышают заряды ядер атомов. Резерфорд предполагал, что кроме протонов в ядрах есть еще какие-то нейтральные частицы. Эти частицы были обнаружены в 1932 году Боте Беккером. Они были названы *нейтронами*, так как изучение их природы показало, что масса их почти равна массе протона, а заряда они не имеют.

Состав ядра атома на примере атома натрия

Na в периодической системе имеет порядковый номер 11. Значит, заряд ядра Na +11, количество электронов в атоме также 11, а нейтронов $23-11=12$.

Протоны и нейтроны вместе называются нуклонами.

Общее число нуклонов, т.е. атомная масса, пишется слева вверху у элемента, а порядковый номер, т.е. заряд ядра, число протонов, внизу:



Атомы, одного и того же элемента, имеющие в ядрах одинаковое число протонов и различное число нейтронов, называются *изотопами*. Например, у природного кислорода 3 изотопа: ${}^{16}\text{O}$, ${}^{17}\text{O}$, ${}^{18}\text{O}$.

Атомная масса элементов – это среднее значение масс всех его изотопов с учетом содержания их в земной коре. Этим объясняется дробное значение атомной массы, указанной в периодической системе.

Планетарная модель атома Резерфорда имела ряд противоречий. Согласно классической электродинамике, электрон, как каждая заряженная частица, при вращении вокруг ядра должен излучать электромагнитные волны и терять при этом энергию. Непрерывное уменьшение энергии должно приводить к сближению электрона и ядра, и электрон должен упасть на ядро. Однако этого не происходит.

Спектры излучения атомов являются линейчатыми прерывистыми, а не сплошными.

Модель Бора

Выход нашел Нильс Бор (1885–1962) – датский физик, лауреат Нобелевской премии, создавший первоначальную квантовую теорию атома, участвовавший в создании первого ядерного распада. В 1913 году он внес в планетарную модель Резерфорда квантовые представления и объяснил происхождение линейчатых спектров атомов. Его теория строения атома водорода основывается на двух постулатах.

Первый постулат Бора. Электрон вращается вокруг ядра, не излучая энергии по строго стационарным орбитам.

Второй постулат Бора. При переходе с одной орбиты на другую электрон поглощает или излучает квантовую энергию.

На каждой орбите электрон обладает определенной энергией. Чем дальше от ядра расположена орбита, тем большей энергией обладает находящийся на ней электрон. При возбуждении атома, т.е. при перемещении электрона с ближайшей к ядру орбиты на более удаленную, происходит поглощение квантовой энергии и наоборот

$$E_2 - E_1 = h\nu.$$

В дальнейшем теорию Бора усовершенствовал Зоммерфельд, который предположил, что в атоме могут быть не только круговые, но и эллиптические орбиты электронов. Однако теория Бора-Зоммерфельда все-таки имела недостатки:

1. Она была неспособна объяснить все детали спектральных характеристик атомов;

2. Она не давала возможности количественно рассчитать химическую связь даже в такой простой молекуле, как молекула H_2 .

Современная модель атома

Основой и началом современной теории строения атома явилось квантово-механическое описание атома, предложенное Шредингером. Сущность его – движение электрона (частицы) описывается волновым уравнением, а определение его производится по вероятностным принципам.

В вероятностной модели атома смысл орбиты, на которой находится электрон, исчезает и заменяется электронной плотностью,

«размазанной» в пространстве. Фигуру, образованную размазанным электроном, теперь называют орбиталью, т.е. это пространство, заключающее $\approx 90\%$ электронного облака. Вид симметрии орбитали может быть разный. Орбитали с шаровой симметрией называются s-орбиталями. Орбитали в виде гантелей с осевой симметрией называются p-орбиталями. Более сложный вид у d и f-орбиталей.

Если с позиций строения атома сравнить Li, Na, K и т.д. в группе, то видно, что внешние электроны у Li расположены близко к ядру, у Na, K и т.д. все дальше и дальше и удерживаются они ядром слабее, так как растет радиус взаимодействия их, поэтому идет нарастание металлических свойств сверху вниз.

В периоде количество уровней сохраняется, а количество электронов увеличивается слева направо, значит радиус взаимодействия ядра с электронами уменьшается, электроны сильнее удерживаются ядром и, таким образом, растут неметаллические свойства.

4.3. Характеристика состояния электронов в атоме

Все возможные состояния электрона в атоме характеризуются *квантовыми числами*. Квантовых числа четыре: главное, побочное, магнитное и спиновое.

Главное квантовое число определяет уровень энергии электрона. Так как энергия электрона связана с размером облака, то главное квантовое число характеризует и размер электронного облака. Оно показывает удаленность электрона от ядра. Обозначается главное квантовое число буквой «*n*» и может принимать значения целых чисел от 1 до ∞ .

Если $n=1$, то это означает, что электрон находится на первом энергетическом уровне. Это состояние характеризуется наименьшим запасом (наименьшим размером облака) и наиболее прочной связью его с ядром. Электроны, имеющие одинаковое значение главного квантового числа, образуют энергетический уровень, или электронный слой.

Побочное квантовое число (орбитальное). Электроны с одинаковым значением главного квантового числа, т.е. электроны, находящиеся на одном и том же уровне (энергетическом), несколько отличаются по запасу энергии. Следовательно, энергетические уровни (электронные слои) представляют собой совокупность энергетиче-

ских подуровней (электронных оболочек). Наличие подуровней обусловливается различием форм электронных облаков.

Для характеристики энергетических подуровней введено *второе (побочное, орбитальное) квантовое число*. Это число характеризует форму электронного облака, или подуровень. Оно обозначается буквой l и может принимать значения целых чисел от 0 до $n-l$.

Если $n=1$, то l принимает только одно значение, равное 0. Если $n=2$, то l может принимать два значения, равные 0 и 1. Числовые значения l принято обозначать буквами: s, p, d, f.

Так, значению $l=0$ соответствует буква s, значению $l=1$ – буква p, значению $l=2$ – буква d, значению $l=3$ – буква f.

Если состояние электронов характеризуется буквами s, p, d, f, то это означает, что электроны находятся соответственно в подуровнях (оболочках) s, p, d, f и называются s-, p-, d-, f-электронами. Облака таких электронов получили название s-, p-, d-, f-облаков.

Из значений побочного квантового числа вытекает, что число подуровней в каждом энергетическом уровне равно номеру уровня. В первом уровне имеется один s-подуровень, во втором уровне два подуровня: s и p, в третьем – три: s, p, d, в четвертом – четыре: s, p, d, f.

Для характеристики энергетического состояния электронов в атоме часто используется краткая запись: уровень энергии (энергетический уровень), характеризующийся главным квантовым числом, обозначается арабской цифрой, а подуровень энергии, характеризующийся побочным квантовым числом, соответствующей латинской буквой. Число электронов в данном подуровне обозначается числом, которое ставится вверху справа, около буквы, обозначающей подуровень. Так, например, $2p^5$ обозначает, что пять электронов находятся в p-подуровне второго энергетического уровня.

Магнитное квантовое число. Для характеристики ориентации электронных облаков в пространстве вокруг ядра атома введено третье квантовое число, называемое магнитным. Оно обозначается буквой m и может принимать значения целых чисел от $+l$ до $-l$. Если $l=0$, то m принимает одно значение, равное нулю. Это обозначает, что s-подуровню отвечает одна орбиталь, если $l=1$, то m может принимать значения: +1, 0, -1. Следовательно, p-подуровню отвечают уже три орбитали. Из значений m вытекает, что d-подуровню соответствуют 5 орбиталей ($m=2, 1, 0, -1, -2$), а f-подуровню – 7 орбиталей ($m=3, 2, 1, 0, -1, -2, -3$).

Спиновое квантовое число (спин). Спин можно представить как собственно вращение электрона, осуществляемое в двух противоположных направлениях. Упрощенно спин можно представить как характеристику вращения электронного облака вокруг своей оси по часовой стрелке. Спин может быть положительным и отрицательным. Для характеристики спина электрона введено четвертое квантовое число m_s , называемое спиновым. Оно может принимать значения: $+1/2$ и $-1/2$. Электрон в атоме может находиться в определенных квантовых состояниях. Переход электрона из одного состояния в другое сопровождается перестройкой электронного облака. Электронное облако может изменять свой размер, форму, ориентацию в пространстве или направление собственного вращения. При этом атом поглощает или испускает энергию.

Из значения квантовых чисел вытекает, что общее число орбиталей в каждом уровне равно n^2 , где n – главное квантовое число. Если учесть, что в каждой орбитали (ячейке) могут находиться два электрона с противоположными спинами, то число электронов в s -подуровне должно быть равно 2, а в p -подуровне – 6, в d -подуровне – 10, в f -подуровне – 14. Максимальное число электронов, соответствующее данному энергетическому уровню, определяется формулой $N=2n^2$. Из этой формулы ($2n^2$) следует, что на первом энергетическом уровне должно находиться не более двух электронов, на втором – не более 8, на третьем – не более 18, на четвертом – не более 32 и т.д.

Порядок заполнения энергетических уровней

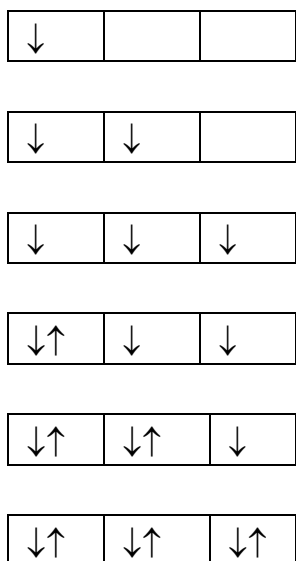
Порядок заполнения энергетических уровней определяется тремя правилами: требованием минимума энергии, принципом несовместимости Паули (запретом Паули), правилом Гунда.

Согласно требованию минимума энергии каждый последующий электрон при заполнении электронной оболочки должен разместиться на квантовой орбитали, отвечающей минимуму его энергии. Например, подуровни $3d$ и $4s$. Сначала заполняются $4s$, а затем $3d$. Так как орбитали $3d$ соответствует энергия $n+1$, т.е. $3+2$, а орбитали $4s$ – $(n+1)$, т.е. $4+0$, то $3d$ в энергетическом отношении выше, чем $4s$.

По принципу несовместимости Паули в атоме не могут одновременно существовать два электрона, характеризующиеся одинаковыми значениями всех квантовых чисел. Электроны должны отли-

чаться либо значением главного квантового числа, либо побочного, либо магнитного или спином.

Согласно правилу Гунда, электроны в пределах подуровня стремятся занять наибольшее число орбиталей, т.е. чтобы суммарное спиновое число было максимальным. Когда все орбитали данного подуровня окажутся занятыми, происходит спаривание электронов на каждой орбитали. Рассмотрим схему последовательного заполнения электронами трех орбиталей p -подуровня (электроны условно обозначены стрелками, а подуровни клеточками).



Таким образом, заполнение электронных оболочек атомов должно происходить с s -подуровня, затем заполняются p , d , f -подуровни по правилу.

При этом в каждом энергетическом уровне заполнение электронами начинается с s -подуровня, затем заполняется p -подуровень, d и f подуровни заполняются после.

4.4. Периодический закон с точки зрения теории строения атома

Учение о строении атомов вскрыло глубокий физический смысл периодического закона. Так новая формулировка закона не противоречит той, которую дал Менделеев, она базируется на новых данных, которые придают закону и системе научную обоснованность и подтверждают их правильность.

Теория строения атомов объясняет периодическое изменение свойств элементов. Возрастание положительных зарядов атомных

ядер от 1 до 109 приводит к периодическому повторению строения внешнего энергетического уровня. А так как свойства элементов в основном зависят от числа электронов на внешнем уровне, то они периодически будут повторяться. В этом физический смысл периодического закона.

Например:

Li - 2, 1 ; Na - 2, 8, 1; K - 2, 8, 8, 1

или в периоде:

Li - 2, 1; Be - 2, 2; B - 2, 3; C - 2, 4; N - 2, 5; O - 2, 6; F - 2, 7; Ne - 2, 8

Идут изменения свойств от металлических до благородных газов у Ne через неметаллические.

Теория строения атома дает физический смысл. Так, номер элемента – заряд ядра, число электронов в атоме и число протонов в ядре.

Так как в группы объединены элементы, атомы которых имеют сходное строение внешнего энергетического уровня, то физический смысл номера группы для элементов главной подгруппы – число электронов на внешнем энергетическом уровне – число валентных электронов. Номер периода указывает на число энергетических уровней в атомах всех элементов данного периода.

Заполнение электронных оболочек атомов должно происходить в следующем порядке: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2, 5d^1, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^6, 7s^2, 6d^{10}, 5f^{14}, 6d^{10}, 7p^6$.

Периодическая система на основе строения атомов позволяет ориентировочно определить и тип связей, о чем вы узнаете позднее.

Периодический закон Менделеева лежит в основе решения современных задач химической науки и промышленности.

4.5. Химическая связь

Учение о химической связи – центральный вопрос современной химии, оно позволяет понять причины многообразия химических соединений, механизмы их образования, строения и реакционной способности.

Как известно, атомы химических элементов различаются по их способности присоединять к себе то или иное число других атомов.

Для характеристики этого свойства в химии существует понятие о валентности элементов.

Валентность – это число химических связей, которыми данный атом соединен с другими.

Число связей, которое может образовывать атом, равно числу неспаренных электронов, идущих на образование общих электронных пар. При этом не учитывается полярность образовавшихся связей, и поэтому валентность не имеет знака.

Химическая связь образуется за счет валентных электронов, но осуществляется по-разному.

Различают три основных типа химических связей: ковалентную, ионную, металлическую.

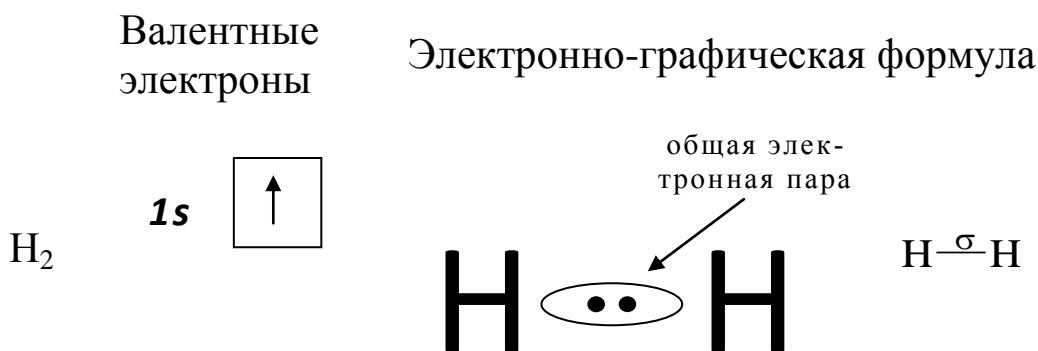
1. *Ковалентная связь* (К.С) характерна для молекул, образованных атомами неметаллов. Ковалентная связь осуществляется за счет образования общих электронных пар из неспаренных электронов атомов в молекуле.

Ковалентная связь подразделяется:

а) на *неполярную*, характерную для молекул простых веществ, образованных атомами неметаллов – H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 ;

б) *полярную*, характерную для молекул, образованных атомами неметаллов с различной электроотрицательностью – HF , H_2S , NH_3 и т.д.

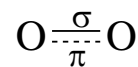
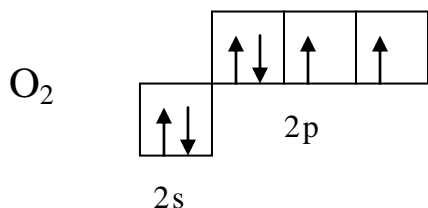
Рассмотрим примеры молекул, образованных по типу ковалентной неполярной связи.



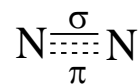
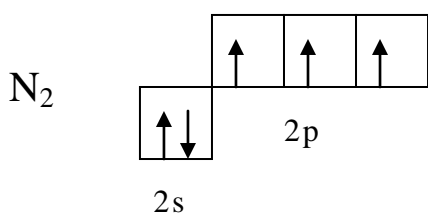
При возникновении между атомами одной общей (поделенной) электронной пары образуется одинарная связь, которая называется σ -связь. σ -связь образуется по линии, проходящей через центры атомов. Поэтому между атомами может образоваться только одна σ -связь.

Валентные
электроны
 $2s^2 2p^4$

Электронно-графическая формула

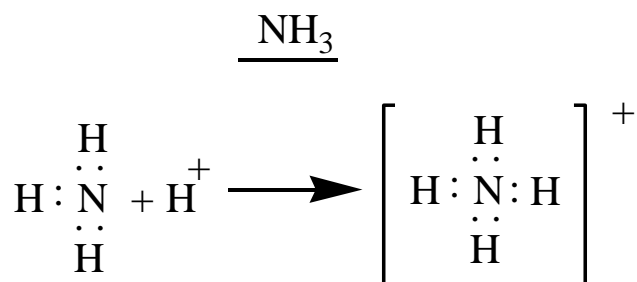


$2s^2 2p^3$



Разновидностью ковалентной связи является *донорно-акцепторная*, которую еще называют ковалентной дативной. В этом случае связь возникает за счет неподеленной пары электронов одного атома-донора и свободной орбитали другого атома – акцептора.

В качестве примера рассмотрим механизм образования иона аммония NH_4^+ .



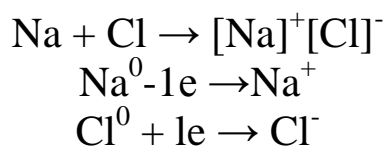
В молекуле аммиака азот имеет неподеленную пару электронов, а у водорода свободная 1s-орбиталь. При образовании иона аммония, неподеленная пара электронов азота (донора) становится общей для атомов азота и водорода (акцептора), который предоставляет свободную орбиталь. Таким образом, ион аммония образуется по двум механизмам ковалентной связи. Три связи – за счет обменного механизма и одна связь по донорно-акцепторному.

2. Ионная связь (И.С.)

Ионная связь характерна для молекул, образованных атомами элементов с резкопротивоположными свойствами, а именно: Металл – Неметалл.

Ионная связь образуется за счет электростатических сил взаимодействия противоположно заряженных ионов, обладающих обособленными друг от друга электронными оболочками (Cs^+F^- , Na^+Cl^- и т.д.). Чисто ионная связь – это предельный случай ковалентной связи, когда электронная пара полностью переходит к электроотрицательному элементу.

Например:



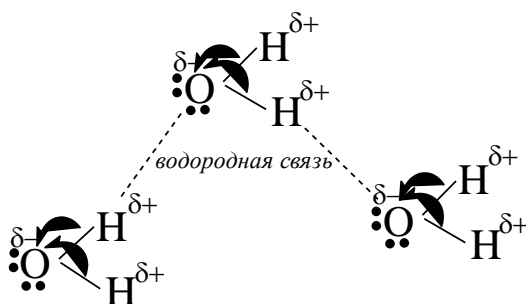
3. Водородная связь (В.С.)

Водородная связь занимает промежуточное положение между электростатическим притяжением и донорно-акцепторным взаимодействием. Она обусловлена способностью атома водорода, соединенного с электроотрицательным элементом, образовывать дополнительную связь.

Водородная связь подразделяется:

а) на *межмолекулярную*, осуществляемую между молекулами, в состав которых входит водород и электроотрицательный неметалл.

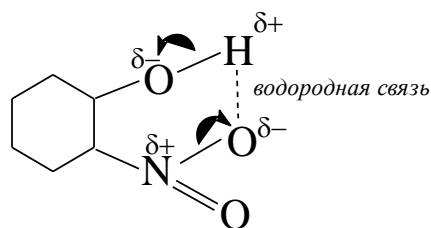
Пример. Вода в виде одной молекулы (H_2O) – существует в парообразном состоянии.



Вода – жидкость, вода – лед – это n-молекул H_2O , которые соединены между собой водородной связью, их принято обозначать $(\text{H}_2\text{O})_n$ или $(\text{HF})_n$ и так далее;

б) *внутримолекулярная* – характерна для молекул органических веществ.

Пример. о-нитрофенол



4. *Металлическая связь* характерна для металла в массе. Атомы в металле располагаются близко один к другому, за счет перекрывания орбиталей внешних электронов, и валентные электроны фактически связаны не с отдельным ядром, а принадлежат всем атомам металла. Поэтому в узлах кристаллической решетки (гексогональной или кубической) расположены положительно заряженные ионы, а валентные электроны, обобществляясь, образуют так называемый электронный газ, который свободно перемещается между узлами кристаллической решетки. На основании этого можно объяснить такие физические свойства металлов, как электро- и теплопроводность.

4.6. Типы кристаллических решеток и их характеристики

Характерными свойствами связи являются длина и энергия.

Длина связи выражается в нанометрах (н.м.) и вычисляется как сумма ковалентных радиусов двух связанных атомов.

Энергия связи выражается в кДж/моль и определяется количеством энергии, которое необходимо для разрыва связи.

Энергия и длина связи находятся в обратной зависимости: Энергия связи уменьшается с возрастанием длины связи. Если атомы различных элементов связаны с одним и тем же другим элементом, то вместо длины связи можно рассматривать радиусы различных элементов.

Пример. HCl, HBr, HI, для сравнения длины связи в молекулах можно взять R – (Cl, Br, I).

В органических веществах длина связи зависит от типа гибридизации, причем в ряду: sp – sp^2 – sp^3 – гибридизации длина связи C–H возрастает слева направо. Типы кристаллических решеток твердых веществ и их характеристика приведены в приложении 2.

4.7. Варианты заданий для самостоятельного решения

Вариант I

1. Как изменяются химические свойства элементов в периоде слева направо? Дать ответ с точки зрения строения атома.
2. Написать все изотопы водорода и указать число элементарных частиц.
3. В каком из приведенных рядов радиус атома уменьшается, а в каком увеличивается? а) Li, Na, Pb, Cs; б) Na, Al, P, Cl; в) C, S, Sn, Pb; г) K, Ca, Cr, Mn.
4. Какая из приведенных электронных схем валентного слоя соответствует атому фосфора, находящегося в основном состоянии? а) $5s^25p^5$; б) $3s^23p^5$; в) $3s^23p^3$; г) $5s^25p^3$.
5. Что является одинаковым в электронном строении элементов II периода периодической системы?
6. Указать число электронов у иона Sr^{+2} . Привести подтверждение.
7. Чему равна максимальная валентность азота? Дать объяснение с точки зрения теории строения атома.
8. Указать, у каких из приведенных пар веществ при обычных условиях молекулы состоят из двух атомов: а) гелий и аргон; б) углерод и кремний; в) сера и фосфор; г) водород и кислород.
9. Указать, чем объясняется различие в значении температуры плавления CO_2 ($-56,6^\circ C$) и SiO_2 ($1728^\circ C$).
10. Какое из перечисленных веществ имеет ионную связь: H_2O , NO , PH_3 , KF ? Дать обоснованный ответ.
11. Указать, какой тип кристаллической решетки соответствует каждому из перечисленных веществ: хлорид магния, углекислый газ, железо, оксид кремния (IV).
12. Для элемента III периода I группы подгруппы A с массовым числом 11 дать полную характеристику свойств.

Вариант II

1. Как изменяются химические свойства элементов в группе сверху вниз? Дать обоснованный ответ с точки зрения строения атома.
2. Указать, какие из приведенных пар элементов являются изотопами, и для них написать число элементарных частиц: а) калий - 40 и аргон - 40; б) азот - 15 и кислород - 15; в) калий - 39 и калий - 40; г) фосфор - 31 и сера - 32.

3. В каком ряду знаки химических элементов расположены в порядке увеличения атомных радиусов? Дать обоснованный ответ.
а) $C \rightarrow N \rightarrow O \rightarrow F$; б) $Br \rightarrow Ca \rightarrow Mg \rightarrow Fe$; в) $Na \rightarrow Al \rightarrow P \rightarrow Cl$;
г) $Si \rightarrow Al \rightarrow Mg \rightarrow Na$.

4. Какая из приведенных электронных схем валентного слоя соответствует атому марганца, находящегося в основном состоянии?
а) $3s^23p^5$; б) $4s^23d^5$; в) $4s^24p^6$; г) $4s^23d^3$.

5. Что является одинаковым в электронном строении элементов II группы главной подгруппы периодической системы?

6. Указать число электронов у иона S^{2-} . Привести подтверждение.

7. Почему фтор проявляет валентность $-I$, а хлор проявляет набор валентности от I до VII ? Дать обоснованный ответ.

8. Как называется группа газов, молекулы которых при обычных условиях состоят из одного атома?

9. Какое из перечисленных веществ образует атомную кристаллическую решетку? а) кислород; б) бром; в) азот; г) бор.

10. Указать тип связи между атомами углерода в веществе CH_3-CH_2-OH .

11. В атоме какого из перечисленных элементов, Si, P, S, Cl, в основном состоянии имеется наибольшее число неспаренных электронов?

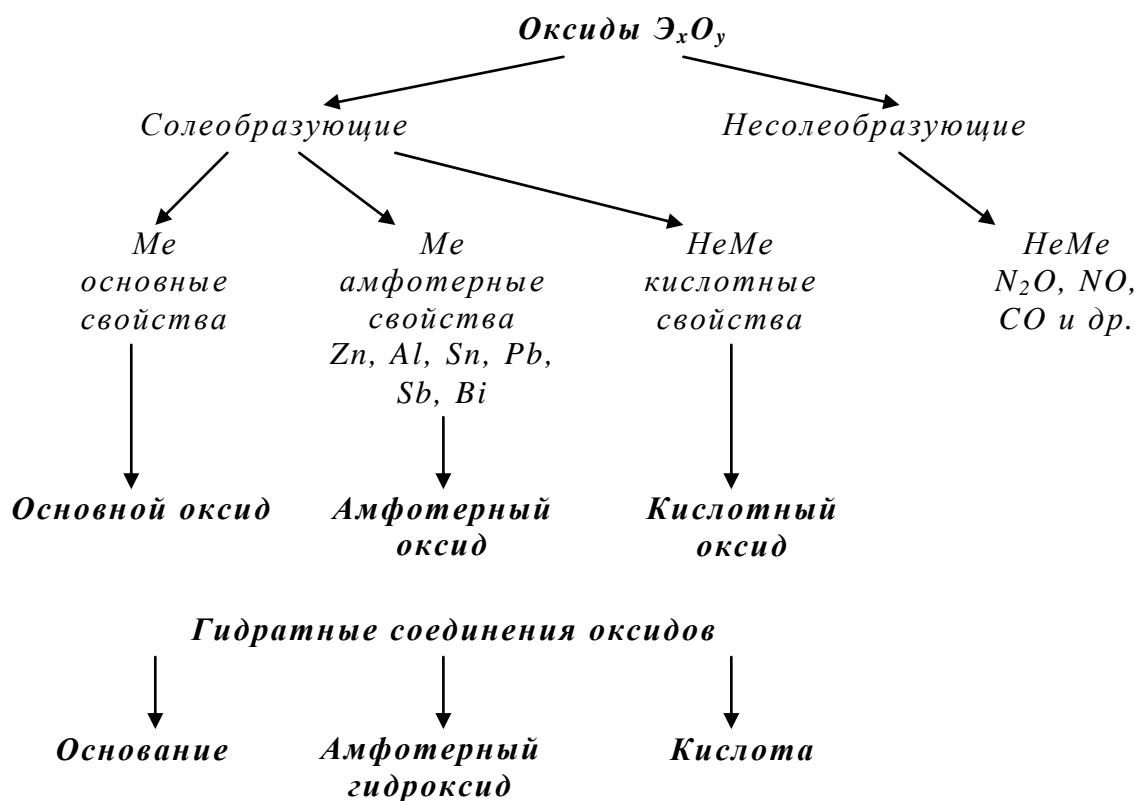
12. Дать полную характеристику свойств элемента III периода V группы подгруппы A с массовым числом 31.

5. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

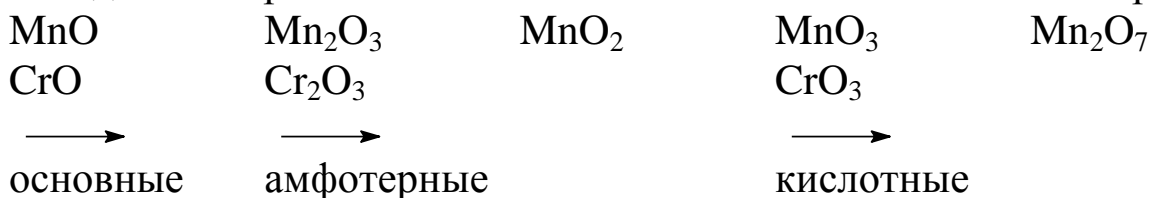
Важнейшими классами неорганических соединений являются *оксиды, гидратные соединения оксидов (основания, кислоты и амфотерные гидроксиды) и соли*.

5.1. Оксиды

Оксиды – это сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых – кислород. Общая формула, отвечающая составу, – $Э_xO_y$. Почти все химические элементы образуют оксиды. По свойствам они подразделяются на две группы: *солеобразующие* и *несолеобразующие*. *Солеобразующие*, в свою очередь, подразделяются на *основные*, *амфотерные* и *кислотные* (см. схему).



Амфотерные – это двойственные свойства (кислотные и основные). Кроме этого для оксидов марганца (Mn) и хрома (Cr) существует зависимость свойств оксидов от валентности основного элемента в оксиде – с возрастанием валентности кислотные свойства возрастают.



Номенклатура оксидов

Согласно международной номенклатуре, названия оксидов складываются из слова *оксид* + *названия элемента в родительном падеже*. Если элемент проявляет переменную валентность и образует несколько оксидов, то после названия элемента указывается в скобках валентность элемента римской цифрой.

Пример.

CaO – оксид кальция,

Fe₂O₃ – оксид железа(III),

P₂O₅ – оксид фосфора (V),

Na₂O – оксид натрия.

Также сохранились и используются тривиальные названия для некоторых оксидов: CaO – негашеная известь, CO – угарный газ, H₂O – вода и др. Особую группу кислородных соединений элементов составляют пероксиды, которые рассматриваются как производные пероксида водорода (H₂O₂). В основном это пероксиды щелочных и щелочноземельных металлов (Na₂O, BaO₂ и др.).

Графические формулы

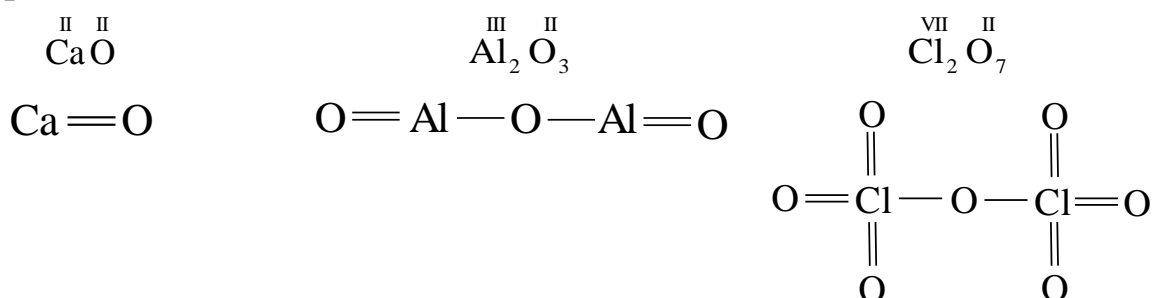
В графической формуле каждая единица валентности изображается одной чертой. Чтобы изобразить графическую формулу оксида, нужно:

а) в эмпирической формуле проставить валентность и в соответствии с их значениями построить графическую формулу;

б) в случае, когда число атомов оксидообразующего элемента два и более, то их нужно соединить через кислород, а затем распределить оставшиеся атомы кислорода в соответствии с валентностью;

в) проверить соответствие числа атомов и валентности каждого элемента в эмпирической и графической формулах.

Пример.

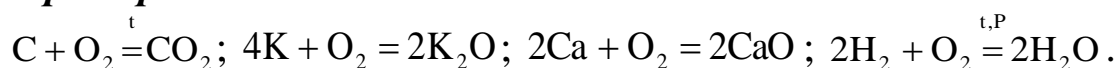


Общие способы получения оксидов

1. Непосредственное взаимодействие простых веществ с кислородом

Все простые вещества непосредственно взаимодействуют с кислородом, кроме галогенов. Условия взаимодействия зависят от химических свойств простых веществ.

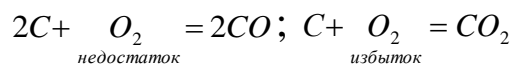
Пример.



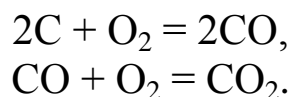
Если элемент проявляет различную валентность и образует несколько оксидов, то продукты взаимодействия зависят от концентрации кислорода (избыток или недостаток). При недостатке кислорода образуется оксид с низшей валентностью, при избытке – с высшей.

Пример.

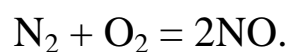
Углерод образует два оксида: оксид углерода (II) – CO и оксид углерода (IV) – CO₂;



Кроме этого такие реакции могут проходить по стадиям:



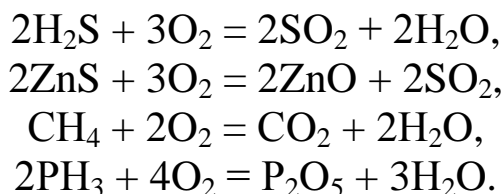
Исключение составляет механизм взаимодействия азота (N₂) с кислородом. Эта реакция проходит при температуре электрической дуги с образованием только одного оксида азота (II) – NO;



2. Горение сложных веществ

При горении сложных веществ образуются оксиды тех элементов, из которых состоит это вещество.

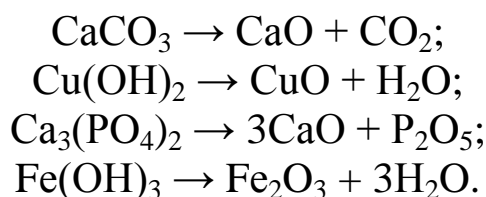
Пример.



3. Разложение сложных веществ

При разложении нерастворимых солей и гидроксидов образуются оксиды элементов, входящих в состав вещества без изменения валентности.

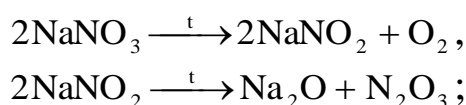
Пример.



По особому механизму проходит разложение нитратов:

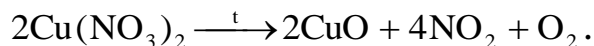
а) разложение нитратов щелочных металлов идет в две ступени,

Пример.



б) разложение нитратов тяжелых металлов

Пример.

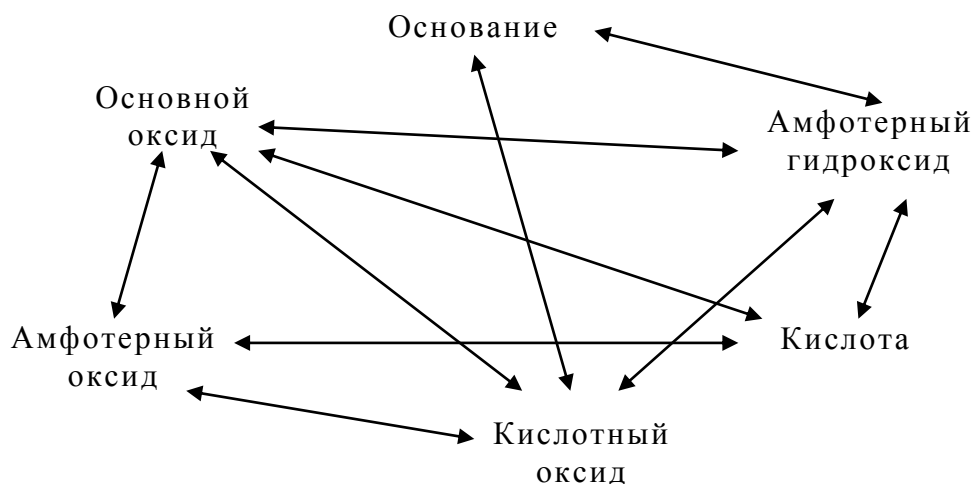


Физические свойства

Физическое состояние оксидов различное: твердое, жидкое и газообразное. Твердые – все основные и амфотерные оксиды, а также некоторые кислотные (SiO_2 – песок, P_2O_5 и др.). Жидкие – N_2O_3 , N_2O_4 , Cr_2O_7 и др. Газообразные – CO , CO_2 , SO_2 , SO_3 , NO и др.

Химические свойства

Основные химические свойства оксидов могут быть выражены правилом: «Реагирую с противоположным себе». Поскольку противоположными свойствами являются основные и кислотные, то при написании уравнений, описывающих химические свойства, нужно руководствоваться вышеуказанным правилом по схеме:



В результате указанных в схеме взаимодействий одним из получаемых продуктов является соль.

Гидратными соединениями соответствующих оксидов являются: основного оксида – основание; амфотерного оксида – амфотерный гидроксид; кислотного оксида – кислота.

5.2. Гидроксиды

Гидроксиды имеют общую формулу $\text{Me}(\text{OH})_n$, где n – валентность металла и число одновалентных гидроксильных групп. Число гидроксильных групп определяет кислотность.

Гидроксиды подразделяются:

– по свойствам входящего в состав металла – на основания и амфотерные гидроксиды;

– по растворимости – на растворимые основания (щелочи) и нерастворимые основания и амфотерные гидроксиды.

Названия гидроксидов согласно международной номенклатуре складываются из слова гидроксид + название металла в родительном падеже с указанием валентности (в случае переменной валентности). Существуют в употреблении также и тривиальные названия: NaOH – едкий натр, KOH – едкое кали, Ca(OH)₂ – гашеная известь и др.

Графические формулы

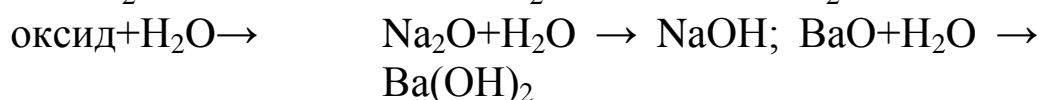
В графических формулах гидроксидов металл соединен с гидроксильной группой (OH⁻) через кислород в соответствии с эмпирической формулой.

Получение

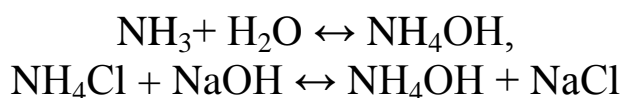
Способы получения гидроксидов зависят от их растворимости:

а) для растворимых – щелочей

Способ получения Пример.



Исключение составляет гидроксид аммония, который можно получить:

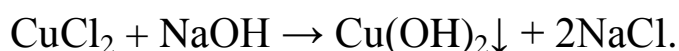


б) для нерастворимых.

Нерастворимые гидроксиды можно получить только по реакции обмена, в которой растворимая соль металла с нужной валентностью взаимодействует с растворимым основанием.

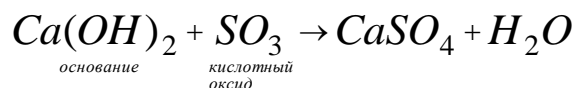
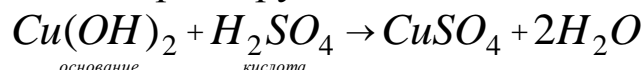
Пример. Получить гидроксид меди(II).

Решение. По таблице растворимости выбираем растворимую соль меди(II).

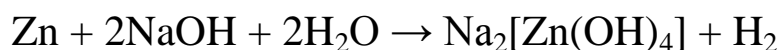


Химические свойства гидроксидов обусловлены указанным выше правилом.

Пример. Основания реагируют:



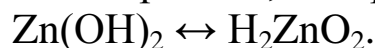
Растворимые основания реагируют с солями (см. получение нерастворимых гидроксидов), их растворы реагируют с амфотерными металлами с выделением водорода



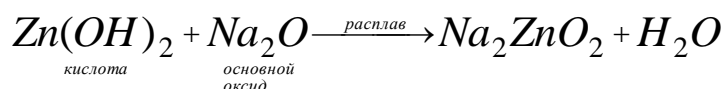
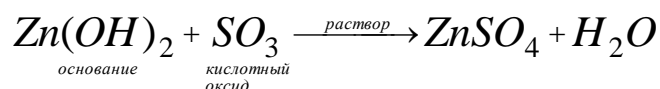
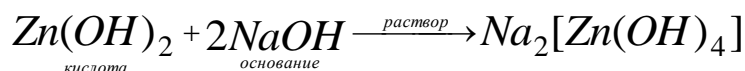
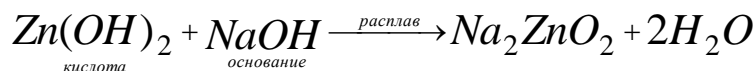
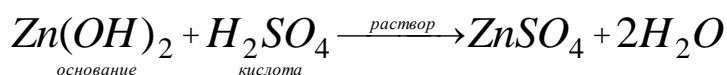
Амфотерные гидроксиды проявляют двойственные свойства – кислот и оснований, в зависимости от свойств веществ, с которыми они взаимодействуют.

Пример.

$\text{Zn}(\text{OH})_2$ – амфотерный гидроксид, который можно представить:



Тогда, на основании правила взаимодействия



5.3. Кислоты

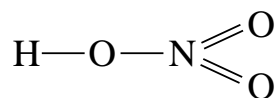
Кислоты – это гидратные производные кислотных оксидов. Общая формула кислот – $\text{H}_n^+(\text{Кисл.остаток})^{-n}$.

Кислоты подразделяются:

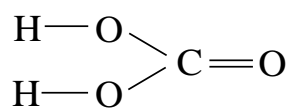
а) по числу атомов водорода, входящих в состав молекулы кислоты, – на одно-, двух-, трехосновные и т.д. Таким образом, число атомов водорода определяет основность кислоты и валентность кислотного остатка;

б) по кислотному остатку – на бескислородные и кислородсодержащие.

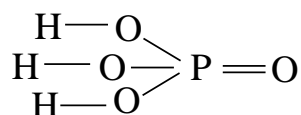
Пример. Одноосновная азотная кислота HNO_3



Двухосновная угольная кислота H_2CO_3



Трехосновная фосфорная кислота – H_3PO_4

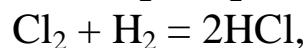
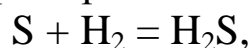


Способы получения

а) бескислородных кислот.

Бескислородные кислоты получают в две стадии:

– взаимодействие неметалла с водородом, при этом получается газообразное вещество, например:

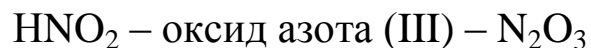


– растворение полученных газообразных веществ в воде – кислота;

б) кислородсодержащих кислот.

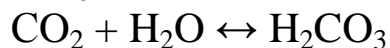
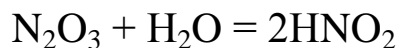
Каждой кислородсодержащей кислоте соответствует кислотный оксид, причем валентность (степень окисления) неметалла сохраняется.

Пример.



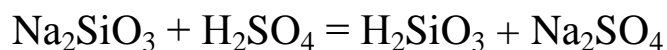
Поэтому кислородсодержащую кислоту можно получить при взаимодействии соответствующего кислотного оксида с водой.

Пример.



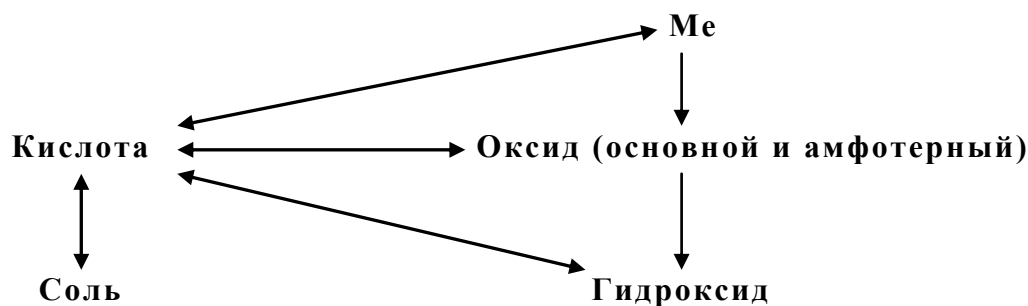
Исключение составляет метакремниевая (нерастворимая) кислота (H_2SiO_3), которую можно получить только по реакции обмена. Для этого выбирается растворимая соль метакремниевой кислоты (см. прил. 7) и добавляется другая кислота. Кислотный оксид, соот-

ветствующий метакремниевой кислоте – SiO_2 – (песок), не взаимодействует с водой.



Химические свойства

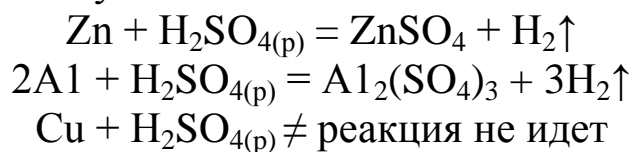
Основные химические свойства кислот можно выразить схемой:



Важнейшим свойством кислот является взаимодействие их с металлами. Все кислоты, за исключением азотной (HNO_3) и серной концентрированной ($\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц.}}$), взаимодействуют с металлами с образованием соли и выделением водорода (H_2) на основании правила (1) для ряда стандартных электродных потенциалов.

Пример. Какие из перечисленных металлов Zn, Al или Cu взаимодействуют с разбавленной серной кислотой ($\text{H}_2\text{SO}_{4\text{разб}}$)?

Решение. Рассмотрим местоположение металлов в электрохимическом ряду: Zn, Al – находятся до водорода, а Cu – после водорода. Тогда согласно правилу



Азотная и концентрированная серная кислоты реагируют с металлами независимо от их положения в электрохимическом ряду, кроме Au и Pt. При взаимодействии этих кислот образуются соль (в высшей степени окисления металла) и продукты азота и серы, соответственно, и вода. Степень окисления азота (в продуктах азота) при взаимодействии азотной кислоты с металлами зависит как от активности металла, так и от концентрации кислоты (прил. 4). Степень окисления серы (в продуктах серы) при взаимодействии концентрированной серной кислоты с металлами зависит от активности металла (прил. 5). Можно сделать вывод: чем активнее металл, тем меньше

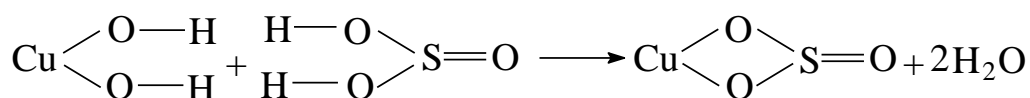
степень окисления азота и серы в выделяющихся продуктах. Указанное отличие во взаимодействии азотной и концентрированной серной кислот с металлами объясняется сильными окислительными свойствами этих кислот. Другие химические свойства кислот (схема) соответствуют общему правилу взаимодействия.

5.4. Соли

Соли – это сложные вещества, представляющие собой продукты замещения водородов кислоты на металл или гидроксильных групп гидроксидов на кислотные остатки. Рассмотрим типы солей:

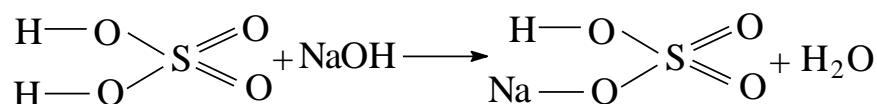
1. *Средние, или нормальные, соли* – это продукт полного замещения водородов кислоты на металл с общей формулой – $Me_n^m(\text{Кислотн.ост.})_n^m$, где n – валентность (степень окисления) металла, m – валентность кислотного остатка (число водородов в кислоте).

Пример. CuSO_3



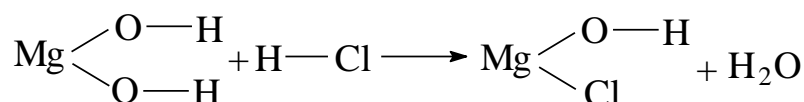
2. *Кислые соли* – это неполный продукт замещения водородов кислоты на металл. Такие соли могут образовывать только кислоты, основность которых равна двум и более.

Пример. NaHSO_4 – кислая соль – продукт замещения одного водорода в двухосновной кислоте (H_2SO_4) на натрий.



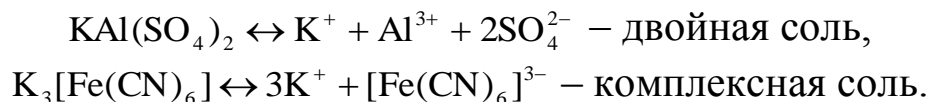
3. *Основные соли* – это неполный продукт замещения гидроксогрупп в гидроксидах на кислотные остатки. Такие соли могут образовывать только гидроксиды, кислотность которых равна двум и более.

Пример. MgOHCl – основная соль – продукт замещения одной гидроксильной группы в двухкислотном основании ($\text{Mg}(\text{OH})_2$) на кислотный остаток.



4. *Двойные и комплексные соли* – это сложные вещества, содержащие в своем составе два различных металла (сходство) и различающиеся по структуре и механизму диссоциации (см. раздел «Растворы»).

Пример.

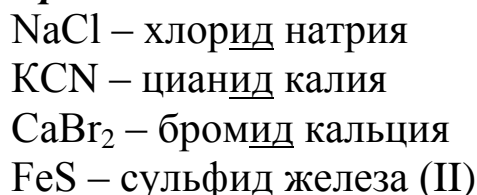


Номенклатура солей

Согласно международной номенклатуре, названия солей складываются из названия аниона (кислотного остатка) в именительном падеже и катиона в родительном падеже, с указанием в конце названия валентности металла (в скобках римской цифрой), если она переменная. Окончание для названия аниона зависит от типа кислоты:

1. Для анионов бескислородных кислот – окончание -ид

Пример.



2. Для анионов кислородсодержащих кислот окончание зависит от валентности (степени окисления) неметалла в кислотном остатке:

а) в высшей степени окисления -ат;

б) в промежуточной степени окисления -ит.

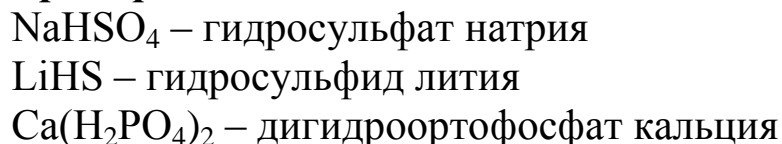
Пример.

Кислота	$H_2S^{+4}O_3$	$H_2S^{+6}O_4$
Соль	$Na_2S^{+4}O_3$	$Na_2S^{+6}O_4$
Название соли	Сульф <u>ит</u> натрия	Сульф <u>ат</u> натрия

Названия важнейших кислот и их солей приведены в приложении 8.

Названия кислых солей образуются так же, как и названия средних, но при этом добавляют приставку гидро, указывающую на наличие незамещенных атомов водорода, число которых указывается греческими числительными (ди-, три-, тетра- и т.д.)

Пример.



Названия основных солей образуются так же, как и названия средних, но с добавлением приставки гидроксо, указывающей на наличие незамещенных гидроксогрупп, с указанием числа этих групп.

Пример.

$(\text{NiOH})_2\text{SO}_4$ – сульфат гидроксоникеля (II)

$\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – нитрат дигидроксоалюминия

FeOHCl – хлорид гидроксожелеза (II)

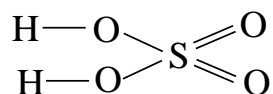
Графические формулы

Чтобы написать графическую формулу соли, нужно:

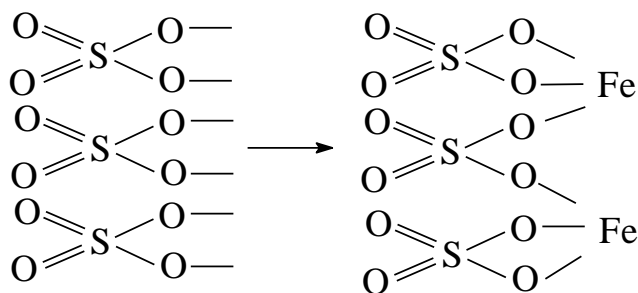
1. Написать графическую формулу кислоты, анион которой входит в состав соли.
2. Определить валентность (степень окисления) металла в эмпирической формуле соли.
3. Расположить параллельно столько кислотных остатков, сколько их содержится в формуле соли.
4. На свободные валентности кислотных остатков распределить атомы металла в соответствии с его валентностью.

Пример.

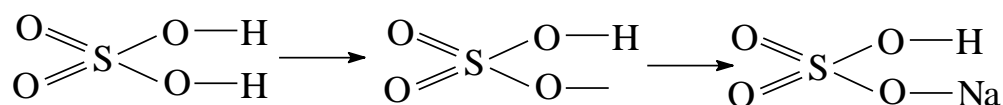
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат железа (III) – средняя соль
Графическая формула кислоты



Формула соли содержит три кислотных остатка, которые изобразим параллельно друг другу. Так как валентность железа равна трем, а таких частиц входит две, то, распределив их на свободные валентности кислотных остатков, получим графическую формулу соли



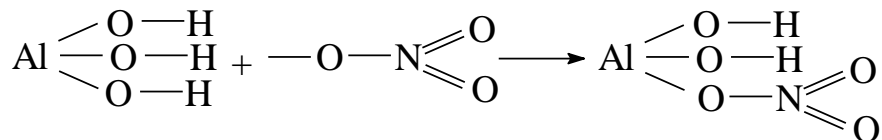
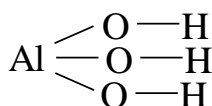
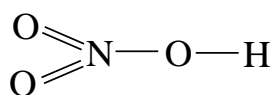
NaHSO_4 – гидросульфат натрия – кислая соль



$\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – нитрат дигидроксоалюминия

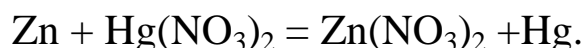
Азотная кислота

Гидроксид алюминия

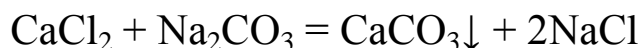


Способы получения солей

При рассмотрении химических свойств простых и сложных веществ на основании схемы (стр.40) и некоторых способов получения оксидов, гидроксидов и кислот можно проследить способы получения и свойства солей. Так, на основании правила электрохимического ряда (прил. 3) металлы, стоящие в ряду левее, вытесняют металлы, стоящие правее из их соединений. Например:

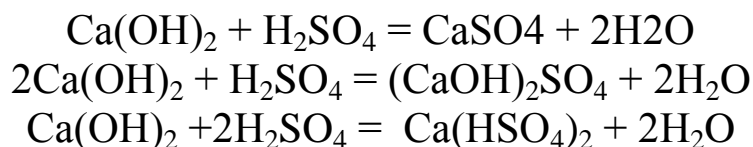


Для солей характерна реакция обмена между собой, которая является одновременно и способом получения и химическим свойством. Так как реакции проходят в основном в растворе, то только те из них правомочны для получения данной соли, которые идут с образованием конечных продуктов, например:

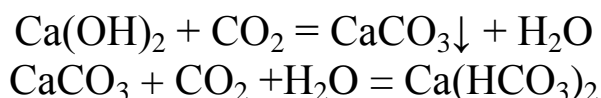


При получении солей по реакции нейтрализации, в зависимости от количества участвующих веществ, могут получаться средние, кислые и основные соли,

Например:



или



5.5. Варианты заданий для самостоятельного решения

Вариант I

1. Указать тип оксидов, дать названия и графические формулы: ZnO , CuO , Cr_2O_3 , MnO_2 , SO_2 , Mn_2O_7 , P_2O_5 , CO , Na_2O , SiO_2 .

2. Указать основность кислот, дать их названия и графические формулы: H_2S , H_2MnO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 , HBr , H_2CO_3 , HClO , H_2SiO_3 , HCl , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2ZnO_2 . Привести формулы соответствующих кислотных оксидов.

3. Указать тип гидроксидов и их кислотность, дать названия и графические формулы: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, NaOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, CuOH , LiOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, NH_4OH , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

4. Указать тип солей, дать названия и графические формулы: Na_2CO_3 , KHSO_4 , FeCO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$, KMnO_4 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, NaKCO_3 , $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, CuOHBr .

5. Всеми возможными способами получить: Al_2O_3 , SO_2 , NaOH , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, CuSO_4 , NaHSO_3 , PbOHCl ? Написать уравнения реакций.

6. При взаимодействии каких оксидов можно получить следующие соли: NaNO_2 , BaSO_4 , KCl_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, Na_2SiO_3 , CaCO_3 . Ответ подтвердить уравнениями реакций.

7. В каком из приведенных рядов записаны формулы только тех веществ, которые взаимодействуют с соляной кислотой? Ответ подтвердить уравнениями реакций.

а) Na_2CO_3 , Cu , Na_2O , $\text{Zn}(\text{OH})_2$;

б) CO_2 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, Fe ;

в) Zn , CaO , KOH , AgNO_3 ;

г) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, SO_3 , HNO_3 .

8. Амфотерными свойствами обладает оксид элемента, расположенного:

а) в IV периоде и побочной подгруппе II группы;

б) V периоде и побочной подгруппе I группы;

в) III периоде и главной подгруппе II группы;

г) II периоде и главной подгруппе I группы.

Ответ подтвердить уравнениями реакций.

9. Написать уравнения реакций, отвечающие следующим превращениям: $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4$.

10. Сколько типов солей может образоваться при взаимодействии гидроксида железа (III) с ортофосфорной кислотой? Ответ подтвердить уравнениями реакций.

11. К раствору хлорида цинка добавили раствор гидроксида натрия, выпал осадок, который растворился при дальнейшем добавлении гидроксида натрия. Написать уравнения всех происходящих реакций, дать название вещества, образующегося после растворения осадка. Рассчитать массу этого вещества, если известно, что в растворе содержалось 40г хлорида цинка.

12. При горении водородного соединения фосфора-фосфина (PH_3) в избытке кислорода образуется два оксида. Один из оксидов при взаимодействии с водой образует кислоту. Рассчитать объем фосфина (н.у.), необходимый для получения 150г кислоты, учитывая, что 5% фосфина теряется в процессе горения.

Вариант II

1. Указать тип оксидов, дать названия и графические формулы: N_2O_3 , SrO , PbO , Mn_2O_3 , CrO , Fe_2O_3 , CrO_3 , N_2O , Al_2O_3 , CO .

2. Указать основность кислот, дать названия и графические формулы: HCN , HMnO_4 , HNO_2 , H_2SO_3 , HPO_3 , HF , HClO_4 , H_2CrO_4 , HI , H_3PO_3 . Привести формулы соответствующих кислотных оксидов.

3. Указать тип гидроксидов и их кислотность, дать названия и графические формулы.: $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_4$, KOH , AgOH , $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, RbOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, HgOH , $\text{Co}(\text{OH})_2$.

4. Указать тип солей, дать названия и графические формулы: NH_4NO_3 , CaCO_3 , FeOHSO_4 , NaH_2PO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, CuOHCl , $\text{NaAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.

5. Всеми возможными способами получить следующие соединения: CuO , NO_2 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, MgCl_2 , $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, CuOHCl .

6. При взаимодействии каких оксидов можно получить следующие соли: NaNO_3 , MnSO_4 , KClO_3 , NiPO_3 , MgCO_3 , K_2CrO_4 ? Ответ подтвердить уравнениями реакций.

7. В каком из приведенных рядов записаны формулы только тех веществ, которые взаимодействуют с гидроксидом натрия? Ответ подтвердить уравнениями реакций.

а) Na_2CO_3 , Cu , Na_2O , $\text{Zn}(\text{OH})_2$;

б) CO_2 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, Fe ;

в) Zn , SO_2 , AgNO_3 , $\text{Pb}(\text{OH})_2$;

г) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, SO_3 , HNO_3 .

8. Установить соответствие между формулой вещества и его принадлежностью к определенному классу неорганических соединений.

Формула	Класс неорганических соединений
CrO	Кислота
CrO ₃	Основание
H ₃ BO ₃	Основной оксид
K ₃ [Fe(CN) ₆]	Амфотерный оксид
Cr ₂ O ₃	Кислотный оксид
	Соль

9. В цепочке превращений: $\text{Ca} \xrightarrow{+\text{H}_2\text{O}} \text{X}_1 \xrightarrow{+\text{CO}_2} \text{X}_2 \xrightarrow{1000^\circ\text{C}} \text{X}_3$ конечным продуктом X₃ является: а) CaO, б) CaCO₃, в) CaH₂, г) CaC₂. Написать все уравнения реакций.

10. Сколько типов солей может образоваться при взаимодействии гидроксида меди (II) с серной кислотой? Ответ подтвердить уравнениями реакций.

11. При обжиге 100г цинковой обманки, содержащей 75% сульфида цинка, образовался оксид серы (IV). Полученный газ пропустили через раствор, содержащий 20г гидроксида натрия. Рассчитать массу сульфита, образующуюся при этом, и объем кислорода (н.у.), который был израсходован на обжиг.

12. При окислении азота в избытке кислорода получили газ. При пропускании газа через воду с поддувом кислорода получили кислоту. Рассчитать объемы азота и кислорода (н.у.), необходимые для получения 10кг кислоты.

6. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

Раздел химии, изучающий скорости химических реакций, ее механизмы, а также факторы, влияющие на химические процессы, называется химической кинетикой. Сущность химических реакций сводится к разрыву связей в исходных веществах и возникновению новых связей в продуктах реакции.

При этом общее число атомов каждого элемента до и после реакции остается постоянным согласно закону сохранения массы.

Поскольку образование связи проходит с выделением, а разрыв связи с поглощением энергии, то химические реакции сопровождаются энергетическими эффектами. В зависимости от того, какой эффект больше в результате химической реакции, энергия выделяется или поглощается.

Обычно энергия выделяется или поглощается в виде теплоты и называется тепловым эффектом химической реакции. Химические реакции подразделяются по тепловому эффекту:

– на экзотермические – реакции, протекающие с выделением тепла, и тепловой эффект обозначается $(-\Delta H)$ или $(+Q)$ кДж/моль;

– эндотермические – реакции, протекающие с поглощением тепла, и тепловой эффект обозначается (ΔH) или $(-Q)$ кДж/моль.

6.1. Скорость химической реакции

Скорость химической реакции – это изменение концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени в единице объема для гомогенных систем и на единицу площади поверхности для гетерогенных систем.

Гомогенные системы – однородные – (газ – газ, жидкость – жидкость), в таких системах реакции идут в общем объеме.

Гетерогенные системы – разнородные (газ – твердое вещество, газ – жидкость, жидкость – твердое вещество), в таких системах реакции идут на поверхности раздела фаз.

В кинетических уравнениях обязательно указывается физическое состояние веществ, при этом приняты следующие сокращения: газ – (г), жидкость – (ж), твердые или кристаллические вещества – (тв, кр).

Согласно определению скорости химической реакции можно записать выражение средней скорости

$$v_{cp} = \frac{c_k - c_n}{\tau_k - \tau_n} = \frac{\Delta c}{\Delta \tau} \frac{\text{моль/л}}{\text{сек}},$$

где C_k, C_n – конечная и начальная концентрации вещества в моль/л;

ΔC – изменение концентрации вещества;

τ_k, τ_n – время окончания и начала реакции в секундах, или минутах;

$\Delta \tau$ – отрезок времени, за которое произошло изменение.

Скорость химической реакции зависит от следующих факторов:

1. *Природа реагирующих веществ* – строение атома простых веществ и строение молекул сложных веществ, также аллотропия и типы кристаллических решеток.

2. *Катализаторы* – это вещества, которые изменяют скорость химической реакции, но сами, хотя и принимают в реакции непосред-

ственное участие, остаются после них химически неизменными. Обычно катализаторы увеличивают скорость химической реакции.

Есть вещества, которые замедляют химическую реакцию, поэтому они называются отрицательными катализаторами или ингибиторами. Реакции, проходящие в присутствии катализаторов, называются катализом.

Различают гомогенный и гетерогенный катализ в зависимости от того, в одинаковой или разной фазах находятся реагирующие вещества и катализатор.

Особую роль играют биологические катализаторы – ферменты. При их участии протекают сложные химические процессы в растительных и животных организмах.

3. Концентрация реагирующих веществ. Зависимость скорости химической реакции от концентрации (C [моль/л]) выражается законом действующих масс. Это основной закон химической кинетики.

Скорость химического взаимодействия веществ A и B зависит от числа столкновений молекул этих веществ. Чем больше молекул, тем больше столкновений и тем быстрее протекает реакция. Таким образом, с увеличением концентрации скорость химической реакции возрастает (исключение составляет реакция гидролиза). Закон действующих масс устанавливает зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ: скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степени их стехиометрических коэффициентов.

Реакция протекает по уравнению



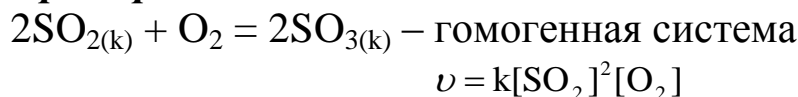
где a , b , c – стехиометрические коэффициенты веществ A , B и C соответственно.

Тогда выражение закона действующих масс в общем виде

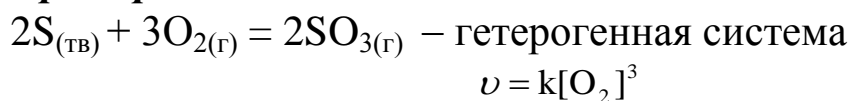
$$v = k[A]^a[B]^b.$$

Закон действующих масс был сформулирован для гомогенных систем. Применяя его к гетерогенным системам, концентрации твердых веществ не учитываются. Делается допущение, что концентрации твердых веществ остаются практически постоянными, так как реакции в гетерогенных системах идут на поверхности раздела фаз. Для любой химической реакции можно записать выражение закона действующих масс в общем виде.

Пример 1.



Пример 2.



Пример 3.

Во сколько раз и как изменится скорость химической реакции $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{2(\text{г})}$, если объем реакционного сосуда уменьшить в 3 раза?

$$v = k[\text{NO}_2]^2[\text{O}_2]$$

Так как система гомогенная, то при уменьшении объема в 3 раза концентрация каждого из реагирующих веществ возрастет в 3 раза

$$v = k(3[\text{NO}_2])^2 3[\text{O}_2] = k \cdot 3^2 \cdot 3[\text{NO}_2]^2[\text{O}_2] = 27k[\text{NO}_2]^2[\text{O}_2]$$

Ответ: скорость химической реакции возрастет в 27 раз.

Пример 4.

Давление в системе уменьшилось в 2 раза. Во сколько раз и как изменится скорость химической реакции?



При уменьшении давления в 2 раза объем увеличится в 2 раза, следовательно, концентрация реагирующих веществ уменьшится в 2 раза, так как система гомогенная. Тогда

$$v = k\left(\frac{1}{2}[\text{NO}]\right)^2 \cdot \frac{1}{2}[\text{Cl}_2] = \frac{1}{4} \cdot \frac{1}{2} \cdot k[\text{NO}]^2[\text{Cl}_2] = \frac{1}{8}k[\text{NO}]^2[\text{Cl}_2].$$

Ответ: скорость химической реакции уменьшится в 8 раз.

4. Температура. Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа: «При повышении температуры на каждые 10°C скорость химической реакции в большинстве случаев увеличивается в 2 – 4 раза».

Математическое выражение правила Вант – Гоффа

$$\text{а) } v_{t_{\text{к}}} = v_{t_{\text{н}}} \gamma^{10},$$

где $v_{t_{\text{к}}}$, $v_{t_{\text{н}}}$ – скорости химической реакции при начальной ($t_{\text{н}}$) и конечной ($t_{\text{к}}$) температурах; γ – температурный коэффициент. Значения γ лежат в пределах от 2 до 4.

Для решения задач по изменению скорости химической реакции в зависимости от изменения температуры в общем виде преобразуем математическое выражение правила Вант-Гоффа:

$$\text{б) } \frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}$$

Отношение $\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}}$ показывает, во сколько раз изменяется скорость химической реакции. При этом при уменьшении или при увеличении знак будет положительный, так же как и для Δt .

Пример 1. Температурный коэффициент скорости химической реакции равен 2,8. Во сколько раз и как изменится скорость химической реакции при повышении температуры от 20°С до 75°С?

Решение:

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = 2,8^{\frac{75-20}{10}} = 2,8^{5,5} = 287.$$

Ответ: при повышении температуры на 55°С скорость химической реакции возрастет в 287 раз.

Пример 2. Температурный коэффициент скорости химической реакции равен 3. Во сколько раз и как изменится скорость химической реакции при понижении температуры от 70°С до 40°С?

Решение:

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = 3^{\frac{70-40}{10}} = 3^3 = 27.$$

Ответ: при понижении температуры от 70°С до 40°С скорость химической реакции уменьшится в 27 раз.

Пример 3. Рассчитать, на сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость химической реакции увеличилась в 4 раза, если температурный коэффициент равен 3.

Решение. По условию $\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = 4$. Тогда, подставляя в математическое

выражение правило Вант – Гоффа (б), получим

$$4 = 3^{\frac{\Delta t}{10}} \text{ или } 3^{\log_3 4} = 3^{\frac{x}{10}}$$
$$x = 12,6.$$

Ответ: на 12,6 градусов надо повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 4 раза.

Если проанализировать влияние концентрации и температуры на скорость химической реакции, можно прийти к выводу, что при изменении температуры скорость реакции возрастает значительно больше. Такое изменение скорости химической реакции с изменением температуры объясняет *теория активации*, согласно которой в химическое взаимодействие вступают только *активные* молекулы. Неактивные молекулы становятся активными, если им сообщить дополнительную энергию. Этот процесс называется *активацией*.

Одним из способов активации является увеличение температуры. Скорость химической реакции непосредственно зависит от значения энергии активации. Чем меньше энергия активации молекул реагирующих веществ, тем скорость химической реакции больше. При высоком значении энергии активации реакция идет медленно.

Например, при взаимодействии ионов, энергия активации которых очень мала, ионные реакции протекают с очень большой скоростью (практически мгновенно).

Обратимые и необратимые реакции

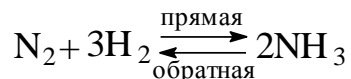
По признаку обратимости реакции подразделяются:

а) на *необратимые* – реакции, в результате которых образуются конечные продукты (осадки, газы и малодиссоциирующие вещества). Такие реакции идут только в одном направлении, которое указано стрелкой;

б) *обратимые* – реакции, которые могут протекать одновременно в двух направлениях при неизменных условиях в течение продолжительного времени.

В уравнениях таких реакций направления указаны двумя стрелками.

Пример.



Обратимые реакции не доходят до конца и заканчиваются химическим равновесием.

6.2. Химическое равновесие

Химическое равновесие – это такое состояние системы реагирующих веществ, при котором скорости прямой и обратной реакции равны.

В равновесной системе концентрации всех реагирующих веществ остаются постоянными и называются равновесными. Они обозначаются формулами веществ, заключенными в квадратные скобки, например, $[H_2]$, $[N_2]$, $[NH_3]$. Каждый, равновесный процесс характеризуется константой равновесия (K_p), которая является постоянной для реакции. Так, для реакции

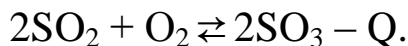


Так как большинство реакций обратимо, и для того, чтобы управлять равновесными процессами, сдвигая их в нужном направлении, рассмотрим факторы, влияющие на химическое равновесие:

1. *Концентрация реагирующих веществ.* Влияние изменения концентрации в равновесной системе можно рассматривать на основании выражения константы равновесия.

2. *Температура.* Влияние температуры рассматривается с учетом теплового эффекта химических реакций. Причем $\Delta H(Q)$ указывается для прямой реакции, а для обратной будет с обратным знаком.

Пример.



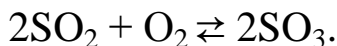
Для прямой реакции $\Delta H > 0$, следовательно, прямая реакция эндотермическая, а для обратной реакции $\Delta H < 0$, следовательно, обратная реакция экзотермическая.

Отсюда следует **правило:** *при увеличении температуры равновесие смещается в сторону эндотермического процесса и наоборот.*

3. *Давление.* Влияние давления рассматривается только в случае, когда в равновесном процессе участвуют газообразные вещества.

Правило: *при увеличении давления равновесие смещается в сторону меньшего числа молей газов и наоборот.*

Пример.

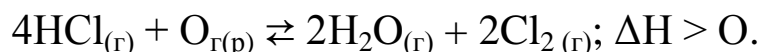


В прямой реакции участвуют 2 моль + 1 моль = 3 моль газообразного вещества, а в обратной – 2 моль.

На основании правила при увеличении давления равновесие смещается в сторону прямой реакции.

Влияние всех рассмотренных факторов объединено *принципом Ле Шателье*: «Если на систему, находящуюся в равновесии, производится какое-либо внешнее воздействие (изменяются концентрация, температура, давление), то равновесие смещается в сторону реакции, уменьшающей это действие».

Пример 1. Указать, какие изменения температуры, давления и концентрации могут привести к смещению равновесия в сторону прямой реакции



Чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции, можно:

- а) повысить температуру, так как прямая реакция эндотермическая;
- б) повысить давление, так как число молей газов в левой части уравнения 5 молей, а в правой 4 моль;
- в) увеличить концентрацию одного из исходных веществ (HCl или O₂) или уменьшить концентрацию одного из продуктов реакции (H₂O или Cl₂).

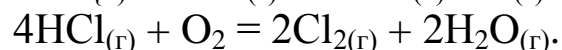
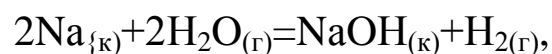
6.3. Варианты заданий для самостоятельного решения

Вариант I

1. Вычислить, во сколько раз и как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, если уменьшить давление в два раза.

2. Скорость химической реакции при 20°C равна 1 моль/л. Вычислить скорость этой реакции при 60°C, если температурный коэффициент равен 3.

3. Написать математическое выражение для скорости следующих реакций:

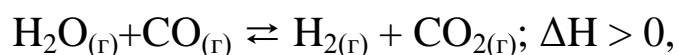


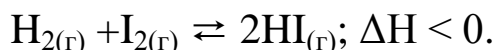
4. Рассчитать, во сколько раз увеличится скорость реакции взаимодействия водорода с хлором, если концентрации исходных веществ увеличить в три раза. Ответ дать на основании химического уравнения.

5. Рассчитать, как изменится скорость реакции при понижении температуры от 70°C до 40°C, если температурный коэффициент равен 3.

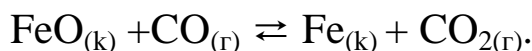
6. Указать, как влияет изменение давления на равновесие следующих реакций: а) $2\text{NO}_{2(г)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{4(г)}$; б) $\text{CaCO}_{3(к)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(г)} + \text{CaO}_{(к)}$.

7. Указать, как влияет изменение температуры на равновесие следующих реакций:



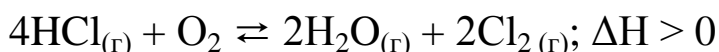


8. Указать, какими изменениями концентрации можно сместить вправо равновесие системы



9. Указать, как повлияет уменьшение давления на равновесие следующих реакций: а) $3\text{H}_{2(\text{r})} + \text{N}_{2} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{r})}$; б) $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{Cl}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{HCl}_{(\text{r})}$.

10. Указать, в какую сторону сместится равновесие реакции:

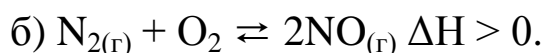
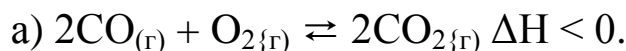


а) при повышении давления,

б) при повышении температуры.

Дать объяснение.

11. Указать, как повлияет уменьшение температуры на равновесие следующих реакций:



Дать объяснение.

12. Перечислить факторы, смещающие равновесие в системе в сторону прямой реакции: $\text{CO}_{(\text{r})} + 2\text{H}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons \text{CH}_{3}\text{OH}_{(\text{r})}; \Delta\text{H} < 0.$

Вариант II

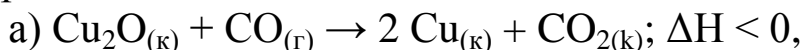
1. Рассчитать, как изменится скорость реакции $\text{C}_{(\text{r})} + \text{O}_{2} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{r})}$, если увеличить объем в три раза.

2. Реакция протекает по уравнению $2\text{SO}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2} \rightarrow 2\text{SO}_{3(\text{r})}$. Исходная концентрация SO_{2} равна 0,8 моль/л, а кислорода 0,5 моль/л. Константа скорости реакции K равна 0,9. Вычислить скорость реакции в начальный момент, а также в момент, когда концентрация оксида серы (IV) уменьшится на 0,4 моль/л.

3. Написать математическое выражение для скорости следующих реакций: а) $\text{S}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightarrow \text{SO}_{2(\text{r})}$; б) $2\text{SO}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightarrow 2\text{SO}_{3(\text{r})}$.

4. Указать, как изменится скорость прямой и обратной реакции $2\text{NO}_{2} \rightleftharpoons \text{N}_{2}\text{O}_{4}$ при увеличении давления в четыре раза.

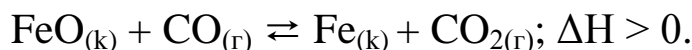
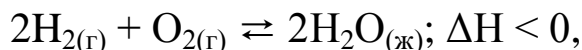
5. Написать математическое выражение для скорости следующих реакций:



6. Реакция протекает по уравнению $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(\text{г})}$; $\Delta H > 0$ указать, изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия в сторону образования оксида серы (IV).

7. Реакция протекает по уравнению $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{C}_{(\text{графит})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{г})}$. Указать, как следует изменить давление, чтобы сместить равновесие вправо. Дать объяснение.

8. Указать, как повлияет повышение температуры на следующее равновесие:

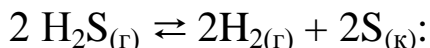


Дать объяснение.

9. Реакция протекает по уравнению $2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + \text{CO}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$; $\Delta H > 0$. Указать, в какую сторону сместится химическое равновесие: а) при увеличении концентрации оксида углерода (II); б) уменьшении концентрации оксида углерода (IV). Объяснить причину.

10. Указать, концентрацию каких веществ нужно изменить, чтобы сместить вправо равновесные системы $2\text{C}_{(\text{г})} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{г})}$. Дать объяснение.

11. Указать, в какую сторону сместится равновесие системы:



а) при повышении давления;

б) при повышении концентрации водорода.

Дать объяснение.

12. Перечислить факторы, смещающие равновесие в системе в сторону прямой реакции: $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{C}_{(\text{тв})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{г})}$; $\Delta H > 0$.

7. РАСТВОРЫ

В своих «Основах химии» Д.И. Менделеев отмечал: «Водные растворы представляют собой особый интерес уже потому, что на земле и в воде, в растениях и животных, в химической практике и на заводах постоянно образуются растворы и они играют важную роль в химических превращениях, всюду происходящих, так как вещества,

переходящие в раствор, представляют наилучшие условия для химических превращений».

Многие газы, жидкости и твердые вещества при соприкосновении с водой растворяются в ней. Так, сахар и поваренная соль растворяются в воде, аммиак переходит в раствор. Все эти вещества твердые и газообразные теряют свое агрегатное состояние. При выпаривании раствора растворенное вещество можно выделить из раствора. Поэтому растворы занимают промежуточное место между смесями и химическими соединениями.

Смеси – это системы, в которых все компоненты существуют отдельно и их можно разделить механически.

Химическое соединение – разделить на составные части нельзя.

Растворы – это однородные смеси, но из них можно выделить растворимое вещество.

Раствор – это гомогенная система, состоящая из двух или более компонентов (растворенные вещества и растворитель) и продуктов их взаимодействия.

Согласно гидратной теории Менделеева раствор представляет собой динамическую систему, в которой происходит образование промежуточных соединений (гидратов – растворитель H_2O и сольватов – неводный растворитель) и их распад в соответствии с законом действующих масс.

Рассмотрим подробно, что такое раствор с точки зрения гидратной теории.

Растворитель – вещество, которое присутствует в большем количестве. Чаще всего применяют воду. Это – универсальный растворитель. Молекула воды построена по типу ковалентной полярной связи и представляет собой диполь. Этим и объясняется ее универсальность.

Но не все вещества растворяются в воде, и, учитывая, что проблема воды на планете в настоящее время стоит очень остро, применяют другие растворители, полученные искусственным химическим путем – неводные растворители.

Что же происходит при растворении:

1. Разрушение структуры растворяемого вещества.
2. Взаимодействие растворителя с частицами растворенного вещества, при этом образуются гидраты (в случае воды), сольваты (другие растворители) – продукты взаимодействия.

Частицами растворенного вещества могут быть как молекулы (сахар), так и ионы (NaCl).

Для разрушения структуры растворенного вещества необходимо затратить энергию, а при взаимодействии растворителя и частиц растворенного вещества происходит выделение энергии (тепла).

В зависимости от того, какой из этих эффектов больше, процесс растворения может быть эндо- или экзотермическим.

Теплота растворения различных веществ различная. Так, при растворении NaCl – t не меняется, при растворении HNO₃, NH₄NO₃ – t понижается, при растворении KOH, NaOH – t повышается.

Растворы могут быть:

1. Жидкими – в воде или другом растворителе.
2. Твердыми – сплавы (латунь = медь + цинк).
3. Газообразными – (воздух).

Процесс растворения – равновесный процесс. Если количество вещества, переходящего в раствор за единицу времени при определенной температуре, равно количеству вещества, выделяющегося в то же время в твердую фазу, – это значит произошло насыщение, раствор при этом называется насыщенным. Концентрация насыщенного раствора при данной температуре – величина постоянная. Для различных веществ концентрация насыщенного раствора при одинаковой температуре будет различной и является мерой растворимости данного вещества.

Растворимость – это свойство вещества растворяться в воде или в другом растворителе. Масса данного вещества, которая может раствориться при определенной температуре в 100г воды, образуя насыщенный раствор, называется коэффициентом растворимости.

Растворимость веществ зависит:

1) *от природы растворенного вещества и растворителя* (строение молекул и их свойства);

2) *температуры*. При увеличении температуры растворимость твердых и жидких веществ увеличивается. Растворимость газообразных веществ возрастает с понижением температуры, что связано с тепловым эффектом растворения газов;

3) *давления*. Растворимость газообразных веществ возрастает с увеличением давления и выражается в миллилитрах на 100 грамм растворителя.

По растворимости вещества делятся:

- 1) на хорошо растворимые (соли, кислота, сахар, аммиак);

- 2) малорастворимые (гипс, $ZnSO_4$, бензол);
 - 3) практически не растворимые (керосин, Ag).
- Не растворимых в воде веществ нет.

Растворимость наиболее распространенных веществ сведена в таблицу растворимости (прил. 8). Чаще всего используются разбавленные растворы и реже концентрированные.

Разбавленные – имеющие низкую концентрацию относительно растворимости данного вещества.

Концентрированные – по концентрации растворенного вещества приближаются к насыщенному раствору.

Например: $\omega_{\max}(HCl) = 36,5\%$; $\omega_{\max}(H_2SO_4) = 98\%$; $\omega_{\max}(NH_3) = 25\%$.

Можно приготовить пересыщенный раствор, растворяя соль при повышенной температуре t , а затем медленно охлаждая.

При понижении температуры происходит выделение растворенного вещества из раствора – кристаллизация. При этом вещество получается чистым, а примеси остаются в растворе. Некоторые соли кристаллизуются в виде кристаллогидратов. *Например:* Na_2SO_4 ; $CuSO_4$; $CuSO_4 \cdot 5H_2O$; $CaSO_4 \cdot 2H_2O$.

Важной характеристикой любого раствора является его состав, который выражается *концентрацией*. Разбавленные и концентрированные растворы – это приблизительное выражение концентрации.

Существуют способы точного выражения концентрации:

1. Массовая доля растворов.
2. Молярная концентрация.
3. Моляльная концентрация.
4. Нормальная концентрация.

7.1. Способы выражения концентраций

Процентная концентрация по массе (С) – число единиц массы растворенного вещества, содержащегося в 100 единицах массы раствора. Например: $C = 32,5\%$ (массы).

Массовая доля – отношение числа единиц массы растворенного вещества к числу единиц массы раствора. Например: $\omega = 0,2$ или $\omega = 20\%$.

$$\omega = \frac{m_{p.v.}}{m_{p-ra}} \text{ в долях единицы,}$$

или

$$\omega = \frac{m_{p.в.}}{m_{p-ра}} \cdot 100\% .$$

Молярная концентрация, или молярность, – число молей растворенного вещества, содержащихся в 1л раствора.

Например: $C_M = 1,5M$ или $C_M = 1,5 \text{ моль/л}$.

Моляльная концентрация, или моляльность (m), – число молей растворенного вещества в 1кг растворителя.

Например: $m = 1,5$ моля на 1000г H_2O .

Эквивалентная концентрация, или нормальность (C_N), – число эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1л раствора.

Например: $C_i = 0,75i$. или $C_n = 0,75 \text{ моль} \cdot \text{экв/л}$.

Объем и масса раствора связаны соотношением

$$\rho = \frac{m}{V} ,$$

где ρ – плотность раствора в г/мл;

m – масса раствора в граммах;

V – объем раствора в миллилитрах.

Пример 1. В 250г воды растворено 50 г кристаллогидрата $FeSO_4 \cdot 7H_2O$. Вычислить массовую долю в (%) кристаллогидрата и безводного сульфата железа (II).

Решение:

$$m_{p-ра} = 250г + 50г = 300г .$$

$$\omega = \frac{50}{300} \cdot 100 = 16,7\% .$$

$$M_{FeSO_4 \cdot 7H_2O} = 278 \text{ г/моль} ,$$

$$M_{FeSO_4} = 152 \text{ г/моль} .$$

Из соотношения найдем массу сухой соли

278 г/моль $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ содержит 152г соли $FeSO_4$,

а 50 г/моль содержит X г

$$x = \frac{50 \cdot 152}{278} = 27,4г ,$$

$$\omega = \frac{27,4}{300} \cdot 100 = 9,1\% .$$

Пример 2. Рассчитать массы воды и медного купороса ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$), необходимые для приготовления 1л раствора, содержащего 8% безводной соли. Плотность 8%-го раствора $CuSO_4$ равна $1,084 \text{ г/мл}$.

Решение:

$$m_{p-pa} = \rho \cdot V = 1,084 \frac{г}{мл} \cdot 1000_{мл} = 1084г.$$

В этом растворе 8% безводной соли

$$m_{CuSO_4} = 1084 \cdot 0,08 = 86,7г.$$

$m_{CuSO_4 \cdot 5H_2O}$ найдем из пропорции:

$$M_{CuSO_4 \cdot 5H_2O} = 249,5 \frac{г}{моль}$$

$$M_{CuSO_4} = 159,5 \frac{г}{моль}$$

249,5г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ содержит 159,5г $CuSO_4$.

X г содержит 86,7г $CuSO_4$.

$$m_{CuSO_4 \cdot 5H_2O} = \frac{249,5 \cdot 86,7}{159,5} = 135,6г.$$

$$m_{H_2O} = 1084 - 135,6 = 948,4г.$$

Пример 3. Рассчитать объем 96%-й серной кислоты (плотность $\rho = 1,84 \frac{г}{мл}$) и массу воды, необходимые для приготовления 100 мл 15%-го раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,10 \frac{г}{мл}$).

Решение. Начнем с раствора, который нужно приготовить

$$m_{p-pa} \ H_2SO_4 = 100_{мл} \cdot 1,10 \frac{г}{мл} = 110г.$$

$$15\% = \frac{m_{p.с.}}{110} \cdot 100\% \Rightarrow m_{p.с.} = \frac{15 \cdot 110}{100} = 16,5г.$$

$$m_{H_2SO_4} = 16,5г.$$

Переходим к 96%-му раствору, который нужно взять для разбавления

$$96\% = \frac{16,5}{m_{p-pa}} \cdot 100\% \Rightarrow m_{p-pa} = \frac{16,5 \cdot 100}{96} = 17,2г,$$

$$V_{p-pa} = \frac{m}{\rho} = \frac{17,2}{1,84} = 9,34_{мл},$$

$$m_{H_2O} = 110 - 17,2 = 92,8г.$$

Для приготовления 100мл 15%-го раствора H_2SO_4 потребуется 9,34мл. 96%-го раствора H_2SO_4 и 92,8г воды.

Пример 4. При 60°C насыщенный раствор KNO_3 содержит 52,4% соли. Найти коэффициент растворимости соли при этой температуре.

Решение. 100г 52,4%-го раствора соли состоит из 52,4г соли и воды массой $m_{H_2O} = 100 - 52,4 = 47,6г$. То есть

на 52,4 г соли приходится 47,6г H_2O ,

тогда на X г соли приходится 100г H_2O .

Растворимость KNO_3 при 60°C равна 110г в 100г H_2O .

Пример 5. При охлаждении 300г 15%-го раствора Na_2SO_4 , 32,2г соли выкристаллизовалось из раствора. Рассчитать процентную концентрацию оставшегося раствора.

Решение. При кристаллизации Na_2SO_4 выпадает в виде кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$,

после кристаллизации $m_{p-pa} = 300 - 32,2 = 267,8\text{г}$.

$$M_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 142 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$$M_{\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} = 322 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

142г Na_2SO_4 содержит 322 г/моль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

Xг содержит 32,2г.

$$m_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{142 \cdot 32,2}{322} = 14,2\text{г}$$

$$m_{\text{ост. p-pa}} = \frac{14,2}{267,8} \cdot 100\%$$

$$\omega\% = 5,3\%$$

Пример 6. Рассчитать моляльность, нормальность и молярность 15%-го раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,10 \frac{\text{г}}{\text{мл}}$).

Решение. Для вычисления моляльности найдем сначала массу серной кислоты, приходящуюся на 1000 г воды. Исходя из %-й концентрации 100 г 15%-го раствора состоит из 15 г растворенного вещества и 85 г H_2O , тогда в 1000 г H_2O содержится X г растворенного вещества

$$X = \frac{15 \cdot 1000}{85} = 176,5\text{г}$$

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$$\text{отсюда } \nu = \frac{m}{M} = \frac{176,5}{98} = 1,8 \text{ моль}$$

Моляльность раствора равна 1,8 моль.

Для расчета молярности и нормальности раствора найдем массу серной кислоты, содержащуюся в 1000мл раствора,

$$m_{p-pa} = \rho \cdot V = 1,1 \cdot 1000 = 1100\text{г}$$

$$15\% = \frac{m_{p-pa}}{1100} \cdot 100\%$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{15 \cdot 1100}{100} = 165\text{г}$$

$$C_M = \frac{\nu}{V} = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{165\text{г}}{98 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 1\text{л}} = 1,68 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

На основании закона эквивалентов

$$\mathcal{E}_{\text{кислоты}} = \frac{M_{\text{кислоты}}}{\text{основность кислоты}},$$

Например, H_2SO_4

$$\mathcal{E}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{98}{2} = 49,$$

тогда

$$C_{\text{н.}} = \frac{m}{\mathcal{E}} = \frac{165}{49} = 3,37\text{н.};$$

$$\mathcal{E}_{\text{основания}} = \frac{M_{\text{основания}}}{\text{кислотность основания}}.$$

$$\mathcal{E}_{\text{соли}} = \frac{M_{\text{соли}}}{n\text{Me} \cdot \text{валентность Me}}.$$

Например: $\mathcal{E}_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{74}{2} = 37$; $\mathcal{E}_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{142}{2 \cdot 1} = 71$.

Пример 7. В какой массе воды надо растворить 67,2л HCl (н.у.), чтобы получить 9%-й раствор HCl?

Решение. Найдем массу HCl, которую необходимо для получения 9%-го раствора

$$V_{\text{HCl}} = \frac{67,2\text{л}}{22,4\text{л}} = 3\text{моль}.$$

$$M_{\text{HCl}} = 36,5 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

$$m_{\text{HCl}} = 3 \cdot 36,5 = 109,5\text{г}.$$

Найдем массу 9%-го раствора, в которую входит 109,5г HCl

$$9\% = \frac{109,5}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%.$$

$$m_{\text{р-ра}} = \frac{109,5 \cdot 100}{9} = 1216,6\text{г}.$$

Так как $\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \frac{\text{г}}{\text{мл}}$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 1216,6 - 109,5 = 1107,1\text{г}.$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = 1107,1\text{мл}.$$

7.2. Электролитическая диссоциация

Все вещества делятся на электролиты (кислоты, основания, соли) и неэлектролиты (спирты, эфиры, углеводы). Электролиты характеризуются тем, что их растворы или расплавы проводят электрический ток. Растворы или расплавы неэлектролитов не проводят электрический ток. Многие вещества уже в твердом состоянии имеют ионную структуру (NaCl). Однако в твердом состоянии ионы прочно

связаны друг с другом и их свободное движение затруднено. Если перевести твердое вещество в расплав под действием высокой температуры, ионы получают некоторую свободу передвижения, которая особенно проявляется при переходе вещества в раствор. В расплаве под действием высокой температуры, а в растворе под действием полярных молекул воды (или другого полярного растворителя) вещества-электролиты распадаются на ионы положительные и отрицательные. Если через такой раствор пропустить электрический ток, то положительно заряженные частицы двигаются к *катоду* (катод «К» – отрицательно заряженный электрод), а отрицательно заряженные ионы – к *аноду* (анод «А» – положительно заряженный электрод). Поэтому положительно заряженные ионы называются – катионы, а отрицательно заряженные ионы – анионы.

До 1887 г. широкое распространение имела теория Гротгуса, согласно которой вещества распадаются на ионы только под действием электрического тока. Шведский химик С. Аррениус провел исследования и установил, что кислоты распадаются на ионы в отсутствие электрического тока, и предложил теорию электролитической диссоциации (ионизации), которая в настоящее время является общепризнанной.

Основные положения теории:

1. При растворении в воде электролиты диссоциируют (распадаются) на положительно и отрицательно заряженные частицы – ионы.

2. Под действием электрического тока положительно заряженные ионы движутся к катоду, а отрицательные – к аноду.

3. Не все электролиты в одинаковой степени распадаются на ионы. Полнота распада зависит от природы электролита, его концентрации, характера растворителя и температуры.

Согласно химической теории растворов Д.И. Менделеева, легко объясняется и теория электролитической диссоциации.

Электролитической диссоциацией называют процесс распада электролита на ионы под действием полярных молекул растворителя. В водных растворах существуют гидратированные ионы, в неводных растворах полярных растворителей – сольватированные ионы. Это является доказательством того, что гидратация или сольватация – основная причина распада вещества на ионы. Электролиты подразделяются на сильные и слабые по степени диссоциации (α).

$$\alpha = \frac{N_u}{N_0},$$

где N_u – число молекул, распавшихся на ионы; N_0 – общее число растворенных молекул.

Степень диссоциации (α) выражают в долях 1 или 100%. Электролиты, у которых $\alpha < 0,3$, относятся к слабым, у сильных электролитов – $\alpha \approx 1$

К сильным электролитам в водных растворах принадлежат почти все соли, многие неорганические кислоты (HCl , HBr , HI , HClO_4 , H_2SO_4 , HNO_3 , то есть все галогеноводные кислоты и кислородсодержащие с высшей степенью окисления основного элемента, гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов (кроме Mg).

К слабым электролитам относятся неорганические (H_2S , H_2CO_3 , H_2SO_3 , $\text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$, HNO_2 , HClO) и органические кислоты, а также практически все остальные гидроксиды и NH_4OH .

Сильными электролитами в водных растворах являются:

1. Кислоты: а) галогеноводородные HCl , HBr , HI (HF – кислота средней силы); б) кислородсодержащие с высшей степенью окисления основного элемента. Например: $\text{HCl}^{+7}\text{O}_4$, $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$, HN^{+5}O_3

2. Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов (кроме Mg) – растворимые основания.

3. Соли – все растворимые соли (прил. 7).

Слабые электролиты:

1. Кислоты: а) HCN , HSCN ; б) кислородсодержащие в промежуточной и низшей степени окисления основного элемента (H_2S^{-2} , $\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$, HN^{+3}O_2 , HCl^{+1}O); в) органические кислоты.

2. Гидроксиды: а) нерастворимые основания и амфотерные гидроксиды (прил. 7); б) $\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

3. Соли – нерастворимые соли (прил. 8).

Процесс электролитической диссоциации – процесс обратимый. Поэтому при написании уравнений реакций диссоциации применяют знак обратимости (\rightleftharpoons).

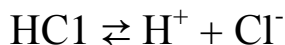
При написании уравнений электролитической диссоциации в правой части уравнения записывают количество образовавшихся положительных (+) и отрицательных (-) ионов (число ставится впереди) и указывается заряд иона. Необходимо помнить, что сумма зарядов левой и правой частей уравнения равны.

Сильные электролиты распадаются в водных растворах полностью. Их истинная степень диссоциации не зависит от концентрации раствора.

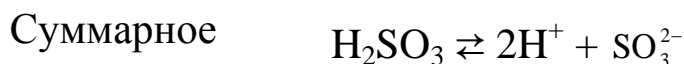
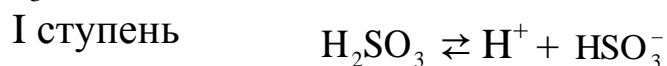
Диссоциация слабых электролитов. С уменьшением концентрации раствора степень диссоциации слабого электролита увеличивается.

Согласно теории электрической диссоциации, основным классам неорганических соединений можно дать следующее определение:

Кислоты – соединения, диссоциирующие в водных растворах с образованием положительных ионов одного вида – водорода (H^+ , точнее H_3O^+).



H_2SO_3 :

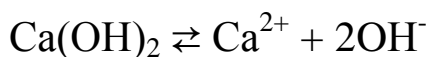


Константа равновесия для процесса диссоциации K_{d1} – первой ступени и K_{d2} – второй ступени равны:

$$K_{d1} = \frac{[H^+] \cdot [HSO_3^-]}{[H_2SO_3]} = \text{const}$$

$$K_{d2} = \frac{[H^+] \cdot [SO_3^{2-}]}{[HSO_3^-]} = \text{const}$$

Основания – соединения, образующие в водных растворах отрицательные ионы одного вида – гидроксид-ионы (OH^-).



$Cu(OH)_2$



$$K_{d1} = \frac{[CuOH^+] \cdot [OH^-]}{[Cu(OH)_2]} = \text{const}$$

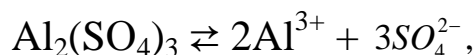
$$K_{d2} = \frac{[Cu^{2+}] \cdot [OH^-]}{[CuOH^+]} = \text{const}$$

На основании табличных данных K_d , можно записать $K_{d1} \gg K_{d2}$, поэтому диссоциация идет практически по первой ступени.

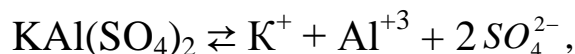
Соли – образуются катионы металлов или комплексные катионы и одноатомные, либо многоатомные анионы и диссоциируют сразу на все ионы.

Пример.

Средние соли



Двойные соли:



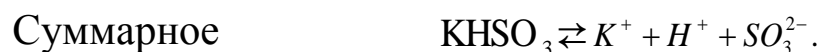
Комплексные соли:



Кислые и основные соли диссоциируют ступенчато.

Пример.

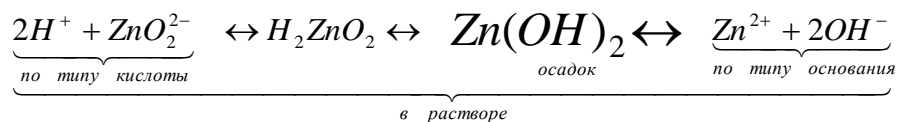
Кислые соли:



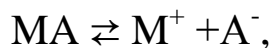
Основные соли:



Амфотерные гидроксиды – $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ – они диссоциируют как по типу кислоты, так и по типу основания:



Если представить процесс электролитической диссоциации в общем виде:



зная, что это процесс обратимый – равновесный, то можно записать константу для электролита (K_d):

$$K_d = \frac{[M^+] \cdot [A^-]}{[MA]},$$

где K_d – величина постоянная и зависящая главным образом от природы растворителя и температуры, чем больше K_d , тем сильнее электролит.

Например:



$$K_1 \gg K_2 \gg K_3$$

7.3. Ионное произведение воды. Водородный показатель

Вода – слабый электролит, поэтому в незначительной степени диссоциирует, образуя ионы водорода и гидроксид-ионы:



По более строгим представлениям:



По величине электропроводности чистой воды можно вычислить концентрацию ионов водорода и гидроксид-ионов в воде. Она равна 10^{-7} г/ион/л. Применяя к диссоциации (закон действующих масс), как к равновесному процессу, можно записать:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \quad \text{или} \quad [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = [\text{H}_2\text{O}] \cdot K$$

Так как степень диссоциации воды очень мала, то концентрацию недиссоциированных молекул H_2O не только в воде, но и во всяком разбавленном водном растворе можно считать величиной постоянной. Поэтому, заменив $[\text{H}_2\text{O}] \cdot K$ константой $K_{\text{H}_2\text{O}}$, получим

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_{\text{H}_2\text{O}},$$

где $K_{\text{H}_2\text{O}}$ – величина постоянная при неизменной температуре и называется ионным произведением воды.

Подставив в последнее уравнение концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов, получим

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}.$$

Так как диссоциация воды – эндотермический процесс, то с ростом температуры она усиливается и значение $K_{\text{H}_2\text{O}}$ возрастает.

Из постоянства произведения $[\text{H}^+][\text{OH}^-]$ следует, что при увеличении концентрации одного из ионов воды соответственно уменьшается концентрация другого иона. Это позволяет вычислить концентрацию OH^- -ионов, и наоборот.

Пример. В водном растворе концентрация ионов водорода составляет $[\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ моль/л}$. Рассчитать $[\text{OH}^-]$.

$$\text{Решение: } [\text{OH}^-] = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ моль/л}.$$

Таким образом, кислотность и щелочность раствора можно выражать через концентрацию либо ионов H^+ , либо ионов OH^- .

На практике пользуются первым способом. Тогда

$$\text{для нейтрального раствора } [\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ моль/л};$$

$$\text{для кислотного } [\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ моль/л};$$

$$\text{для щелочного } [\text{H}^+] < 10^{-7} \text{ моль/л}.$$

Для удобства концентрацию водородных ионов принято выражать водородным показателем рН (читается «пэ-аш»).

Водородным показателем рН называется десятичный логарифм концентрации ионов водорода, взятый с обратным знаком: $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$, где $[\text{H}^+]$ – концентрация ионов водорода, моль/л .

С помощью рН реакции среды в растворах характеризуются:

$$\text{нейтральная – pH} = 7;$$

$$\text{кислая – pH} < 7;$$

$$\text{щелочная – pH} > 7.$$

Из вышеуказанного можно сделать вывод: чем меньше значение рН, тем больше концентрация ионов водорода и выше кислотность среды; и наоборот, чем больше рН, тем меньше концентрация ионов водорода и выше щелочность среды.

Для визуального определения среды раствора существуют индикаторы, изменяющие цвет в зависимости от рН среды:

Окраска индикаторов в различных средах

Индикатор	Цвет индикатора в среде		
	Нейтральный pH=7	Кислая pH<7	Щелочная pH>7
Лакмус	Фиолетовый	Красный	Синий
Метиловый Оранжевый	Оранжевый	Розовый	Желтый
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый

7.4. Ионные уравнения реакции обмена

Согласно теории электролитической диссоциации все реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами и называются ионными, как соответствующие им уравнения.

Большинство реакций обмена – реакции необратимые. Признаком необратимости реакции является образование осадков, газообразных веществ или молекул слабых электролитов.

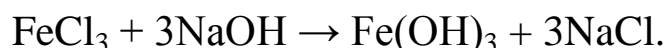
Правило написания ионных уравнений:

В ионных уравнениях реакций обмена осадки, газы и малодиссоциирующие вещества записываются в молекулярной форме.

Пример 1. Дана левая часть уравнения $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$. Написать уравнение в молекулярной и ионной формах.

Решение

1. Пишем уравнение в молекулярной форме:



2. Определим, какие из веществ в уравнении являются слабыми электролитами.

NaCl , FeCl_3 – растворимые соли (сильные электролиты);

NaOH – сильное основание;

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ – нерастворимое основание (слабый электролит).

3. На основании правила составляем ионное уравнение:

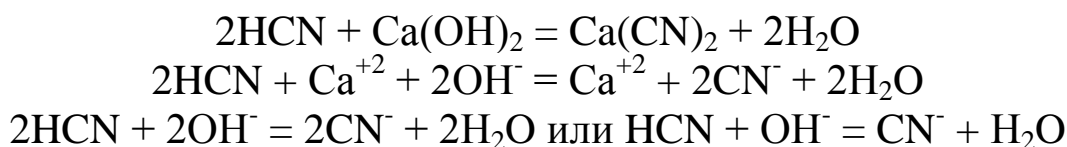
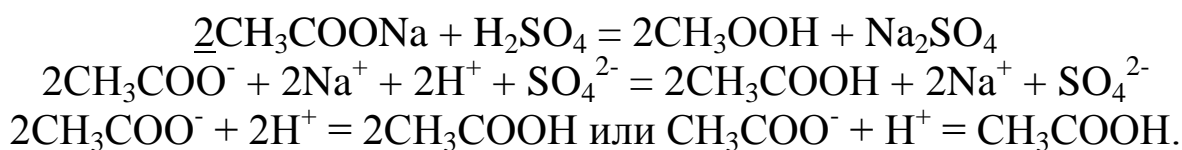
$\text{Fe}^{+3} + 3\text{Cl}^- + 3\text{Na}^+ + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{Na}^+ + 3\text{Cl}^-$ – полное ионное уравнение.

Сокращая одноименные ионы в левой и правой частях уравнения, переписываем оставшиеся продукты.

$\text{Fe}^{+3} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$ – краткое ионное уравнение – ионно-молекулярное уравнение.

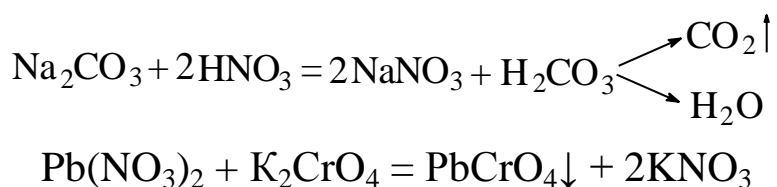
Пример 2. Записать в ионно-молекулярной форме уравнения реакций между следующими веществами: CH_3COONa и H_2SO_4 , HCN и $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Решение

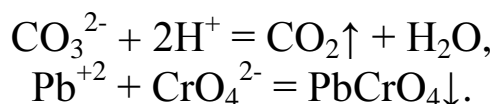


Пример 3. Записать в ионно-молекулярной форме уравнения реакций между следующими веществами: Na_2CO_3 и HNO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и K_2CrO_4 .

Решение:



В результате реакций образуются слабый электролит – H_2O и малорастворимые в воде вещества CO_2 и PbCrO_4 , поэтому ионно-молекулярные уравнения будут иметь вид



Пример 4. Записать молекулярное уравнение для реакции, которая выражается следующим ионно-молекулярным уравнением:



Решение. Так как в левой части уравнения даны ионы, нужно подобрать сильные электролиты, которые при диссоциации дают указанные ионы. Пользуясь таблицей растворимости, подбираем для Pb^{+2} – $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и для I^- – NaI , тогда молекулярное уравнение будет $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaI} = \text{PbI}_2 + 2\text{NaNO}_3$.

7.5. Гидролиз солей

Обменная реакция веществ с водой называется *гидролизом*. Гидролизу могут подвергаться химические соединения различных клас-

сов: соли, углеводы, белки, эфиры, жиры и т.д. В неорганической химии чаще всего гидролизу подвергаются соли.

Гидролиз солей – это обменный процесс взаимодействия ионов соли с молекулами воды, в результате которого происходит смещение равновесия электролитической диссоциации воды и образуются малодиссоциирующие частицы.

Различают четыре варианта действия воды на соли:

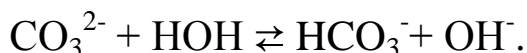
1. Если катионы и анионы имеют небольшие заряды и значительные размеры, то их поляризующие действие на молекулы воды невелико, т.е. взаимодействия соли с водой практически не происходит. Это относится к таким катионам, как K^+ , Ca^{2+} , и к таким анионам, как Cl^- , NO_3^- , SO_4^{2-} .

Следовательно, **соли, образованные катионом сильного основания и анионом сильной кислоты, гидролизу не подвергаются.**

В этом случае равновесие диссоциации воды в присутствии ионов соли почти не нарушается. Поэтому растворы таких солей практически нейтральны ($pH \approx 7$).

2. Если соль образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты (S^{2-} , CN^- и др.), то происходит гидролиз по аниону.

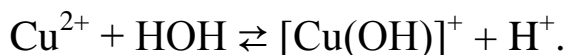
Пример.



В результате гидролиза образуется малодиссоциирующий бикарбонат-ион. Так как в растворе появляется избыток гидроксид-ионов, то раствор будет иметь щелочную реакцию среды ($pH > 7$). Гидролиз будет тем интенсивнее, чем слабее кислота.

3. Если соль образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты, то происходит гидролиз по катиону.

Пример:

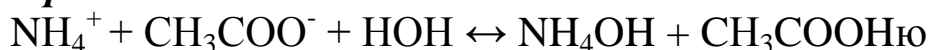


В результате гидролиза образуется малодиссоциирующий ион $[Cu(OH)]^+$. Равновесие электролитической диссоциации воды смещается, и в данном случае появляется избыток водородных ионов, поэтому реакция среды кислая ($pH < 7$).

Чем слабее основание, тем интенсивнее гидролиз.

4. Если соль образована катионом слабого основания и анионом слабой кислоты, то гидролиз идет и по катиону, и по аниону.

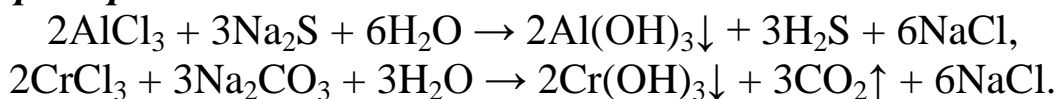
Пример:



В результате гидролиза образуются слабое основание и слабая кислота. В зависимости от соотношений констант диссоциации, образующихся при гидролизе кислоты и основания, растворы солей такого типа могут иметь слабокислую или слабощелочную среду реакции, т.е. $pH \approx 7$.

Гидролиз некоторых солей, образованных очень слабыми основаниями и кислотами, является необратимым. Например, гидролиз сульфидов и карбонатов Al^{+3} , Cr^{+3} , Fe^{+3} нельзя получить в водном растворе. При взаимодействии солей Al^{+3} , Cr^{+3} , Fe^{+3} с растворами сульфидов и карбонатов в остаток выпадают не сульфиды и карбонаты этих катионов, а их гидроксиды.

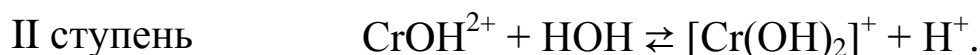
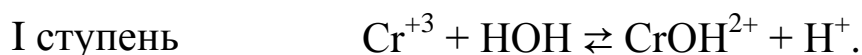
Пример:



В рассмотренных примерах происходит взаимное усиление гидролиза двух солей ($AlCl_3$ и Na_2S , $CrCl_3$ и Na_2CO_3) и реакция гидролиза идет до конца.

Для многозарядных катионов (анионов) возможен ступенчатый гидролиз, но так как вторая и последующие ступени гидролиза выражены менее сильно ($K_{d1} > K_{d2} > K_{d3}$ и т.д.), то при обычных условиях число ступеней гидролиза на единицу меньше, чем заряд слабого (катиона, аниона).

Соль $CrCl_3$ при диссоциации дает катион слабого основания. таким образом гидролиз по этому иону пойдет в две ступени:



В результате можно сделать следующие выводы:

1. Гидролизу подвергаются соли, в состав которых входит катион (анион) слабого электролита.

2. В результате гидролиза реакция среды растворов солей будет соответствовать звену сильного электролита, а малодиссоциирующий ион – звену слабого.

Пример

$FeCl_2$ – соль образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты



На основании сказанного можно сделать вывод:

Реакция среды кислая ($\text{pH} < 7$), а образующийся малодиссоциирующий ион – основного характера (FeOH^+). Степень гидролиза одна.

Количественно гидролиз характеризуется степенью гидролиза $\alpha_{\text{гидр}}$ и константой гидролиза $K_{\text{гидр}}$.

Степень гидролиза – это отношение числа молекул, подвергшихся гидролизу, к общему числу молекул в растворе (концентрация – C).

$$\alpha_{\text{гидр}} = \frac{C_{\text{гидр}}}{C},$$

где $C_{\text{гидр}}$ – концентрация гидролизованной части вещества.

Для солей, образованных сильным основанием и сильной кислотой, степень гидролиза при обычных условиях практически равна нулю. В остальных случаях $\alpha_{\text{гидр}} \approx 1\%$.

Степень гидролиза зависит от следующих факторов:

1. При разбавлении раствора соли гидролиз усиливается ($\alpha_{\text{гидр}}$ возрастает).

2. При обратимом гидролизе равновесие можно сместить в ту или иную сторону введением в раствор кислоты или основания (в соответствии с принципом Ле-Шателье).

3. С повышением температуры константа диссоциации воды увеличивается в большей степени, чем константы диссоциации продуктов гидролиза. Поэтому при нагревании степень гидролиза возрастает. При этом гидролиз может идти до конца.

7.6. Варианты заданий для самостоятельного решения

Вариант I

1. Какую массу соли нужно добавить в 8%-й раствор массой 450г, чтобы получить 12%-й раствор?

2. Вычислить процентную концентрацию (по массе) раствора, полученного при смешивании 50моль воды и 64г соли.

3. Рассчитать массу $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, которая необходима для приготовления 700г 10%-го (по массе) раствора FeSO_4 .

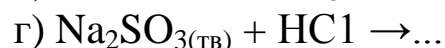
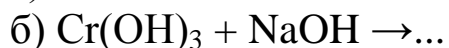
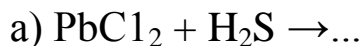
4. Рассчитать объем оксида серы (IV) (н.у.), который необходимо пропустить через воду, чтобы получить 1,5кг 5%-го (по массе) раствора сернистой кислоты.

5. К объему в 345мл 17% (по массе) раствора азотной кислоты ($\rho = 1,1 \frac{\text{г}}{\text{мл}}$) добавили 500мл воды. Получился раствор с плотностью $1,04 \frac{\text{г}}{\text{мл}}$. Вычислить молярную и процентную концентрации раствора.

6. Написать уравнения электролитической диссоциации для следующих электролитов: CaF_2 , NH_4Cl , NiOHCl , H_2SO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, KHSO_4 .

7. Рассчитать концентрацию ионов водорода и определить среду реакции, если $\text{pH}=12$.

8. Закончить молекулярные и написать ионные уравнения реакцией обмена:



9. Подобрать молекулярное уравнение, если ионно-молекулярное уравнение $\text{Ba}^{+2} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4$.

10. Указать среду реакции в растворах солей: ZnCl_2 , Na_2SO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, Na_3PO_4 . Ответ подтвердить уравнениями.

11. В раствор уксуснокислого натрия добавили фенолфталеин. При нагревании окраска становится более интенсивной, а при охлаждении интенсивность уменьшается. О чем это свидетельствует? Указать цвет раствора и дать обоснованный ответ.

Вариант II

1. Рассчитать объем воды, который потребуется для приготовления 400г 5%-го (по массе) раствора соды.

2. Из 20%-го (по массе) раствора массой 750г испарилось 150г воды. Рассчитать процентную концентрацию полученного раствора.

3. В 250г воды растворили 30г $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, Рассчитать процентное содержание FeSO_4 в растворе.

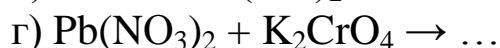
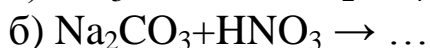
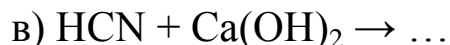
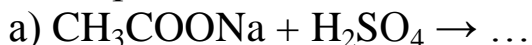
4. Через 500мл воды пропустили 33,6 литра сероводорода. Рассчитать процентную концентрацию полученного раствора.

5. В раствор 63%-й концентрации серной кислоты объемом 200мл и плотностью 1,535 г/мл добавили 400 мл воды. Рассчитать процентную и молярную концентрации полученного раствора плотностью 1,16г/мл.

6. Написать уравнения электролитической диссоциации для следующих электролитов: $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$, NaClO_4 , HMnO_4 , H_3PO_3 , $\text{Pb}(\text{OH})_2$, FeOHCl_2 , $(\text{NH}_4)\text{S}$.

7. Рассчитать pOH в растворе, pH которого равен 10,80.

8. Закончить молекулярные и написать ионно-молекулярные уравнения реакций обмена:



9. Подобрать молекулярное уравнение, если ионное уравнение процесса имеет вид $Zn^{+2} + OH^- \rightarrow [Zn(OH)_4]^{+2}$

10. Указать, какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу: $ZnBr_2$, K_2S , $Fe_2(SO_4)_3$, $MgSO_4$, $NaNO_2$, $CuCl_2$. Для каждой из гидролизующихся солей написать в молекулярной форме уравнения гидролиза на каждой ступени

11. Добавление каких из перечисленных ниже реагентов к раствору $FeCl_3$ усилит гидролиз соли: HCl , $NaOH$, $ZnCl_2$, Na_2CO_3 , H_2O ?

8. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ ОСНОВЫ ЭЛЕКТРОХИМИИ

Все химические реакции можно разделить на два типа:

1. В одних реакциях степень окисления атомов остается постоянной, в других она меняется. К первым относятся реакции обмена, некоторые процессы синтеза и распада веществ. Например: $HNO_3 + NaOH = NaNO_3 + H_2O$.

2. Реакции, проходящие с изменением степени окисления, называются окислительно-восстановительными (о.в.р.), при этом происходит сдвиг или полный переход электронов от одних атомов (ионов) к другим.

Степень окисления – это условный заряд атома в молекуле, представленный его заряженной частицей (ионом).

Окислительно-восстановительные реакции очень важны. Это процессы горения, получение различных веществ (металлов, кислот), электрохимические процессы, дыхание, горение и фотосинтез. Об окислительно-восстановительных свойствах элементов и их соединений можно судить, руководствуясь периодической системой Д.И. Менделеева.

Для вычисления степени окисления элемента в соединении следует исходить из **следующих положений**:

1. Степени окисления простых веществ равны нулю.

2. Алгебраическая сумма степеней окисления атомов всех элементов, входящих в состав молекулы, равна нулю.

3. Металлы первой и второй групп главных подгрупп и алюминий проявляют постоянную степень окисления (+)№ группы.

4. Металлы первой и второй групп, побочных подгрупп проявляют постоянную степень окисления – серебро (Ag) +1, цинк (Zn) и кадмий (Cd) +2.

5. Водород проявляет степень окисления +1 во всех соединениях, кроме гидридов металлов (NaH, CaH₂ и др.), где степень окисления водорода составляет -1.

6. Степень окисления кислорода в соединениях равна (-2), кроме пероксидов (H₂O₂, Na₂O₂), где степень окисления -1, и фторида кислорода (OF₂), где степень окисления кислорода (+2).

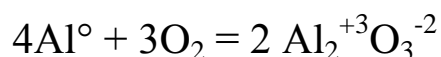
Исходя из приведенных положений, легко установить, что в соединениях азота NH₃, N₂H₄, NH₂OH, N₂O, NO, HNO₂, NO₂, HNO₃ степень окисления азота соответственно равна -3, -2, -1, +2, +3, +4, +5.

В процессе окислительно-восстановительной реакции степени окисления изменяются за счет перехода электронов от одних частиц к другим.

Отдача частицей электронов, сопровождающаяся повышением степени окисления, называется **процессом окисления**, при этом частица и вещество, в состав которого она входит, является **восстановителем**.

Присоединение частицей электронов, сопровождающееся понижением степени окисления, называется **восстановлением**, при этом частица и вещество, в состав которого она входит, является **окислителем**.

Пример

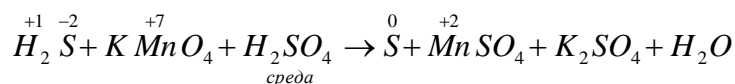


восстановитель	Al - 3e → Al ⁺³	– окисление,
окислитель	O ₂ + 4e → 2O ⁻²	– восстановление.

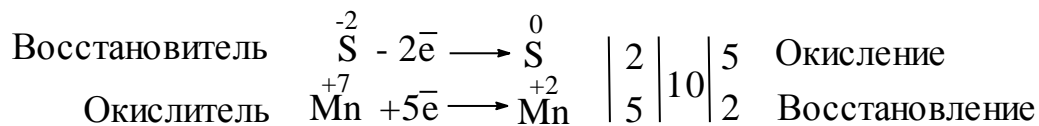
8.1. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций с помощью метода электронного баланса

Рассмотрим пример окисления сероводорода перманганатом калия в кислой среде.

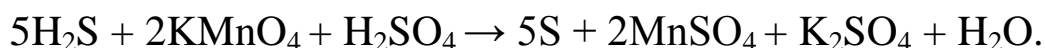
1. Записываем химическое уравнение и проставляем степени окисления для всех частиц в левой и правой частях уравнения, кроме среды



2. Записываем процесс окисления и восстановления и составляем баланс по принятым и отданным электронам, при этом получаем коэффициенты для восстановителя и окислителя.

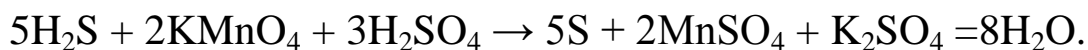


3. Проставляем в уравнение полученные коэффициенты



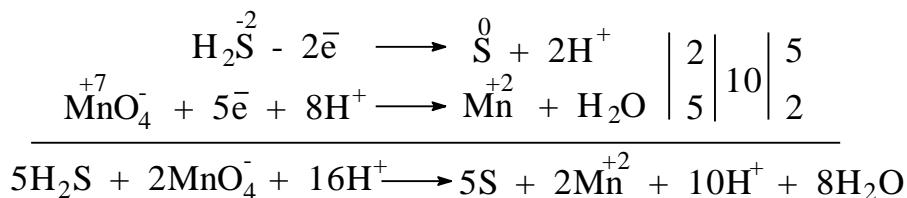
Уравниваем число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения: $5\text{H}_2\text{S} + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{S} + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$.

4. Проверяем баланс по кислороду:



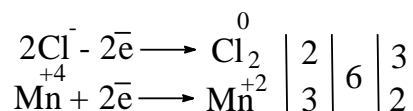
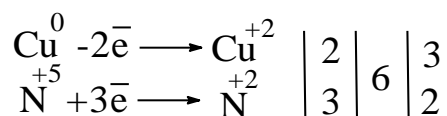
8.2. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом ионно-электронного баланса

Уравняем рассмотренное выше уравнение методом ионно-электронного баланса. В этом методе рассматриваются реально существующие ионы и слабые электролиты в молекулярном виде



При составлении уравнения окислительно-восстановительной реакции с участием кислот, которые являются в данной реакции окислителем или восстановителем и при этом создают среду, кислоту уравнивают исходя из этого факта.

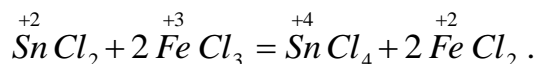
Пример



8.3. Типы окислительно-восстановительных реакций

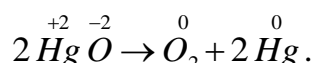
1. *Межмолекулярные* – протекают с изменением степени окисления атомов разных молекул.

Пример



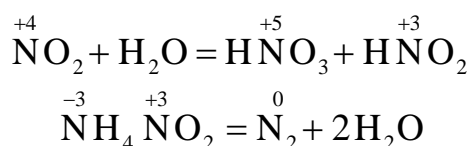
2. *Внутримолекулярные* – протекают с изменением степени окисления разных атомов одной молекулы.

Пример



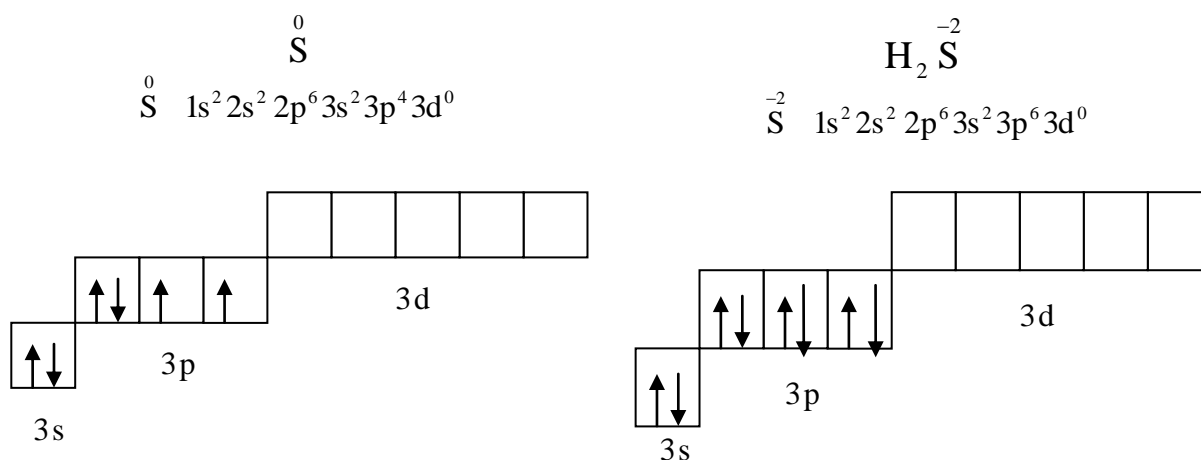
3. *Реакции самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования)* – протекают с одновременным уменьшением и увеличением степени окисления атомов одного и того же элемента.

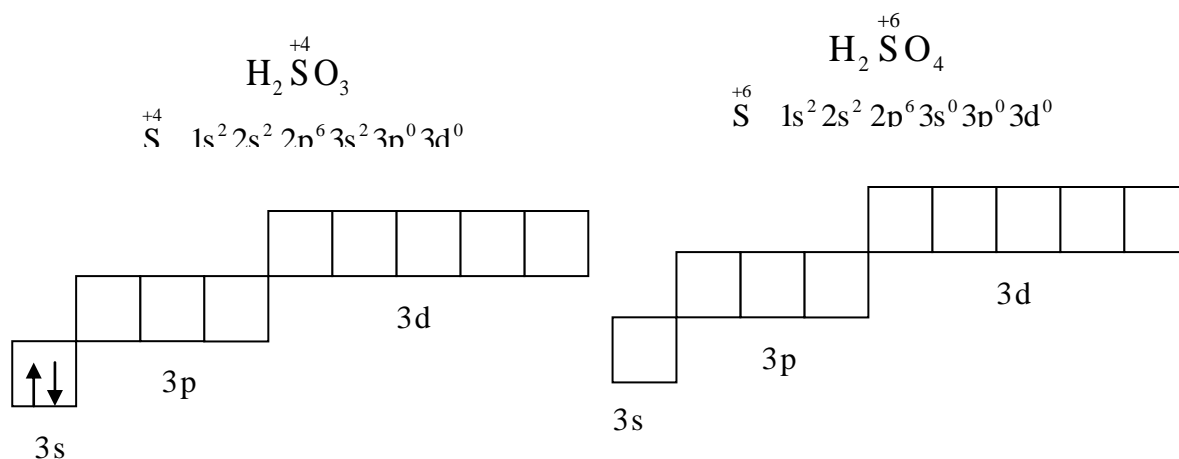
Пример



Окислительные или восстановительные свойства соединений можно определить по степени окисления элементов, входящих в их состав.

На примере электронного строения валентного слоя серы в различных соединениях рассмотрим свойства этих соединений.





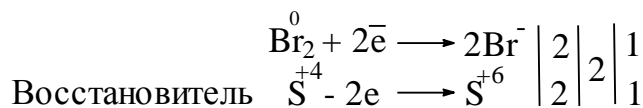
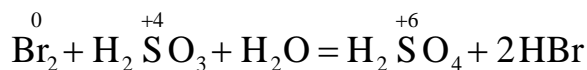
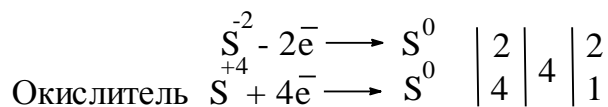
Как видно из электронных схем:

S^{-2} – может только отдавать электроны (только восстановитель);

S^{+6} – может только принимать электроны (только окислитель);

S^0 и S^{+4} – могут как отдавать, так и принимать электроны (могут быть и окислителем, и восстановителем).

Пример



8.4. Влияние среды в окислительно-восстановительных реакциях

Свойства окислителя или восстановителя, а также характер протекания процесса между одними и теми же реагентами в некоторых случаях зависят от среды, в которой проводятся окислительно-восстановительные реакции, а именно: кислая, щелочная или нейтральная.

Пример. Перманганат калия (KMnO_4) проявляет свойства окислителя за счет высшей степени окисления $\text{Mn}(+7)$. В зависимости от кислотности среды продуктами восстановления могут быть:

в кислой среде – Mn^{2+} ,

в нейтральной и слабощелочной среде – MnO_2^{+4} ,

в сильнощелочной – MnO_4^{2-+6} .

Хромат и бихромат калия (K_2CrO_4 , $K_2Cr_2O_7$) проявляют свойства окислителей за счет высшей степени окисления (+6), восстанавливаясь в кислой среде до Cr^{+3} .

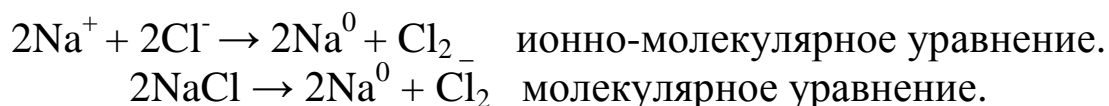
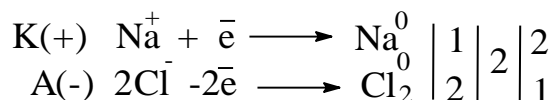
8.5. Электролиз

Электролизом называется окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах, помещенных в расплав или раствор электролитов, при прохождении через них постоянного электрического тока. *Электрод*, на котором проходит процесс восстановления, называется **катодом**, а *электрод*, на котором проходит процесс окисления, называется **анодом**.

В растворах и расплавах электролитов имеются разноименные по знаку ионы: катионы (+) и анионы (-). Если в такой раствор или расплав электролита поместить инертные электроды и пропустить постоянный электрический ток, то ионы будут двигаться к электродам: катионы к катоду, анионы к аноду.



Запишем катодный и анодный процессы и, сложив их с учетом полученных коэффициентов, запишем суммарный процесс электролиза.



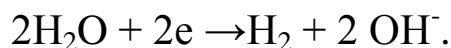
Необходимо помнить различия при электролизе расплавов и растворов электролитов. Различия при прохождении процессов на катоде и аноде заключаются в том, что в растворах в процессе электролиза принимают участие молекулы воды (прил. 6).

8.6. Порядок разряда ионов на катоде и аноде в водных растворах электролитов

1. Катионы металлов, имеющих больший электродный потенциал, чем у водорода (от Cu^{+2} до Au^{+3}), при электролизе практически полностью восстанавливаются на катоде.

2. Катионы металлов, имеющих малое значение электродного потенциала (от Li^+ до Al^{+3} включительно), не восстанавливаются на

катоде, при этом идет восстановление воды до свободного водорода (H_2), по схеме



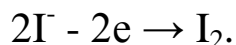
3. Катионы металлов, имеющих электродный потенциал, меньший, чем у водорода, но больший, чем у алюминия (после Al^{+3} до H^+), восстанавливаются одновременно с молекулами воды.

4. При наличии в растворе катионов различных металлов восстановление их на катоде протекает в порядке уменьшения алгебраической величины электродного потенциала. Так, из смеси катионов Ag^+ , Cu^{+2} , Fe^{+2} сначала будут восстанавливаться катионы серебра, затем катионы меди и железа.

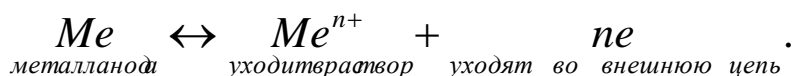
5. При электролизе водных растворов нитратов, сульфатов, фосфатов, карбонатов и перхлоратов (NO_3^- , SO_4^{-2} , PO_4^{-3} , CO_3^{-2} , ClO_4^-) на инертном электроде не происходит окисления указанных ионов. При этом идет окисление воды до свободного кислорода (O_2) по схеме



Анионы бескислородных кислот при их достаточной концентрации легко окисляются до простых веществ, например:



Растворимый анод при электролизе соли подвергается окислению, т.е. посылает электроны во внешнюю цепь, и анод растворяется по схеме



Электролиз имеет достаточно широкое применение. Электролизом расплавов получают щелочные и щелочноземельные металлы, алюминий, лантаноиды и др. Электролиз используют при очистке металлов от примесей. Для защиты от коррозии металлические изделия покрывают с помощью электролиза тончайшим слоем других металлов – хрома, серебра, золота, меди и др. Эта отрасль прикладной электрохимии называется гальваностегией. Другая отрасль электрохимии – гальванопластика – позволяет изготавливать металлические копии различных предметов.

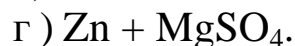
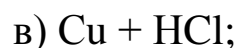
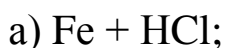
8.7. Задания для самостоятельного решения

1. Указать, в каком из соединений: SO_3 , H_2S , SO_2 , K_2SO_4 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ атом серы имеет наименьшую степень окисления. Дать обоснованный ответ.

2. Какая из перечисленных степеней окисления: +6,+2,+3,+5 не характерна для железа? Ответ дать с точки зрения электронного строения атома.

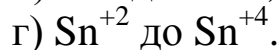
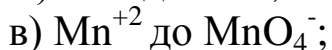
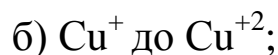
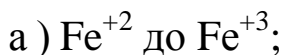
3. Никелевые пластинки помещены в водные растворы следующих солей: MgSO_4 , NaCl , CuSO_4 , AlCl_3 , ZnCl_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. В каких случаях будет идти реакция? Написать уравнения этих реакций.

4. Между какими из перечисленных взятых попарно веществ (металл + водный раствор электролита) возможна реакция замещения?

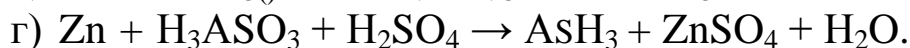
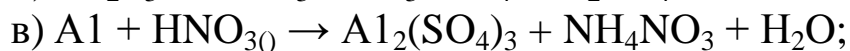
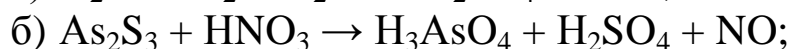
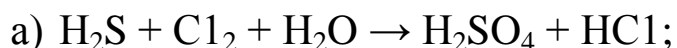


5. Водный раствор H_2S обладает восстановительными свойствами. Какие из перечисленных ионов можно восстановить этим раствором: а) Fe^{+3} до Fe^{+2} ; б) Cu^{+2} до Cu^{+} ; в) Sn^{+4} до Sn^{+2} ?

6. Бромная вода (раствор брома в воде) часто используют как окислитель. Какие из перечисленных ионов можно окислить бромной водой:



7. Уравнять с помощью электронного баланса следующие уравнения окислительно-восстановительных реакций. Указать окислитель и восстановитель.



8. Написать уравнения процессов, протекающих на катоде, аноде, и суммарное уравнение электролиза водного раствора фторида калия и сульфата магния на инертных электродах.

9. Оксид азота (IV), выделившийся при термическом разложении 99,3г нитрата свинца (II) смешали с 22,4 литрами аммиака (н.у.). Полученную газовую смесь осторожно нагрели до 180°C до завершения реакции. Установить объемные соотношения газов в смеси после охлаждения ее до 0°C . Указать, какие свойства проявляет аммиак

Ответ: 2:7

10. Оксид азота (II), выделившийся при растворении меди в разбавленной азотной кислоте, смешали с водородом, полученным при действии на 32,5г цинка избытком серной кислоты и смесь взорвали. Было установлено, что оба газа прореагировали друг с другом полностью. Рассчитать массу меди, растворенной в азотной кислоте, необходимую для получения нужного количества оксида азота (II). Указать, какие свойства проявляет азотная кислота.

Ответ: 48г меди.

9. ОБЩИЕ СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТОВ

9.1. Общие свойства неметаллов

При изучении построения периодической системы Д.И. Менделеева и далее общих свойств металлов рассматривалась граница между металлами и неметаллами, которую можно провести от бора до астата через кремний, мышьяк, теллур. Около этой условной границы имеются элементы, которые обнаруживают свойства как металлов, так и неметаллов. Это проявляется в существовании аллотропных видоизменений – простых веществ. Неметаллические простые вещества построены из молекул, в которых атомы группируются либо по 2, либо по 4 – 8 в одной молекуле и имеют связи в соответствии с их валентностью, направленные в пространстве строго определенным образом. Кроме того, разделение на металлы и неметаллы распространяется и на химическое поведение при взаимодействии и образовании этими элементами различных соединений.

Например: элементы-металлы легко отдают электроны, превращаясь в положительно заряженные ионы (катионы). Что же касается неметаллов, то для них характерно принимать электроны, превращаясь в отрицательно заряженные ионы (анионы), состоящие из одного или нескольких атомов. Количественным выражением такого разделения является электроотрицательность, которая, как было ранее рассмотрено, увеличивается в периоде слева направо.

Рассмотрим группы и отдельные представители неметаллов в связи с их молекулярной структурой.

VIII группа Периодической системы включает благородные газы. Все простые вещества этого семейства состоят из одноатомных молекул. В твердом состоянии для них характерна структура с кубической

формой, за исключением гелия. Но температура плавления и кипения – очень низкие, и поэтому силы, удерживающие молекулы вместе, очень слабы. В настоящее время известны соединения ксенона с фтором и кислородом, а также криптона с фтором, но они очень малоактивны и вступают во взаимодействие в исключительных условиях.

В ряду: H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 – это простые вещества с двухатомной молекулой. Связь в этих молекулах ковалентная неполярная. В этом ряду, за исключением N_2 , все молекулы реакционноспособны и вступают во взаимодействие с различными элементами. Так, молекула кислорода (O_2) – сильный окислитель для многих неорганических и органических соединений.

Молекулы галогенов в водном растворе являются окислителями, принимая электрон, они превращаются в галогенид-ионы. Фтор обладает наибольшей окислительной способностью. Азот характеризуется низкой реакционной способностью. Причина состоит в том, что связь в молекуле азота ($N \equiv N$) очень прочная. Для образования атомарного активного азота необходима значительная энергия.

Единственным представителем реально существующих простых веществ, молекулы которых состоят из 3 атомов, является озон – аллотропная модификация кислорода. Длина связи в молекуле O_2 – 1,27 Å. В озоне (O_3) длина связи – 1,207 Å. Озон образуется при действии на кислород тихого электрического разряда. Максимальное содержание озона в газовой смеси может быть 10%. В природе озон образуется под действием УФ-лучей солнца на атмосферу. В среднем содержание озона в нижних слоях атмосферы 10^{-7} – 10^{-6} %, что и придает голубизну окружающему нас воздуху. Озон – еще более сильный окислитель, чем кислород, поэтому достаточно небольших концентраций соединений, разрушающих озоновый слой. Представителями простых веществ, состоящих из многоатомных молекул, являются сера и фосфор.

Структурной единицей *серы* является циклическая молекула S_8 . Из этих молекул состоят ромбическая, моноклинная, а также пары серы при низкой температуре. В S_8 межатомное расстояние – 2,07 Å. Связь ($—S—S—$) считается одинарной. При повышении температуры происходит разрыв циклов. В парообразном состоянии (при $t_{кип.}$) сера представляет собой линейные молекулы S_8 . При температуре выше $500^\circ C$ – S_2 , при температуре свыше $1900^\circ C$ происходит диссоциация молекул на отдельные атомы. Отсюда можно сделать вывод: сера вступает во взаимодействие при высокой температуре.

Фосфор – существует в трех модификациях: белый – P_4 (длина связи – $2,21\text{Å}$, угол – 60° – напряженный), отсюда и высокая реакционная способность белого фосфора. При нагревании белого фосфора под давлением в течение длительного времени ($t=200^\circ\text{C}$) образуется высокомолекулярный черный фосфор, у которого длина связи сохраняется. При $t=250^\circ\text{C}$ образуется аморфный красный фосфор, переходящий при $t > 400^\circ\text{C}$ в кристаллическую форму. Стабильной аллотропной модификацией является черный фосфор.

Бор – элемент, который получить в форме чистого простого вещества очень трудно. Основная структурная единица бора – двенадцатигранник. Бор устойчив при комнатной температуре и считается химически инертным за счет трудности разрыва связи В—В. Но тем не менее при высокой температуре бор образует соединения как с ковалентной связью с металлами, так и более сложной структуры.

Углерод – типичный представитель неметаллических простых веществ, способных образовывать гигантские молекулы. Аллотропные модификации углерода – алмаз, графит. Межатомное расстояние в графите меньше, но больше расстояние между слоями, поэтому в его кристаллическую решетку могут внедряться различные атомы и молекулы. Графит имеет сложное строение из чешуек, в которых углерод соединен в шестигранник. Алмаз имеет октаэдрическую кристаллическую решетку, построенную таким образом, что каждый атом углерода образует ковалентные связи с четырьмя другими подобно алканам. Строение это и определяет физические и химические свойства – высокую $t_{\text{пл}}$, твердость, химическую устойчивость. Самая распространенная форма углерода – графит.

9.2. Общие свойства металлов

Положение в периодической системе элементов Д.И.Менделеева

Если в периодической системе провести диагональ от бора к астату, то справа в верхнем углу будут находиться элементы-неметаллы (исключая элементы побочных подгрупп), а слева внизу – элементы-металлы (к ним же относятся элементы побочных подгрупп). Элементы, расположенные вблизи диагонали (Be, Al, T, Ge, Nb, Sb, Sn и др.), обладают двойственными (амфотерными) свойствами.

На основании деления элементов на семейства к элементам-металлам относятся s-элементы I и II групп, все d- и f-элементы, а

также р-элементы главных подгрупп: III (кроме бора), IV (Ge, Sn, Pb), V (Sb, Bi) и VI (Po).

Начиная со II периода, наиболее типичные элементы-металлы расположены в начале периодов (см. раздел «Строение вещества»).

Физические свойства металлов

Основные физические свойства металлов обусловлены металлической связью (см. раздел «Химическая связь»):

а) высокая пластичность, которая уменьшается в ряду: Au, Ag, Cu, Sn, Pb, Zn, Fe;

б) хорошая электро- и теплопроводность, которая обусловлена присутствием свободных электронов и в отличие от неметаллов возрастает с понижением температуры.

Наибольшей электрической проводимостью обладают серебро и медь, а также алюминий.

Для всех металлов характерен металлический блеск, обычно серый цвет и непрозрачность. В порошкообразном состоянии металлический блеск сохраняется только у Al и Mg.

По плотности металлы подразделяются на легкие (плотность $< 5 \text{ г/см}^3$), остальные тяжелые. Чем меньше атомная масса элемента-металла и чем больше радиус его атома, тем меньше плотность.

По температуре плавления и кипения элементы-металлы подразделяются на легкоплавкие ($t_{\text{пл}}(\text{Hg}) = -39^\circ\text{C}$) и тугоплавкие ($t_{\text{пл}}(\text{W}) = 3390^\circ\text{C}$).

Большое различие в температурах плавления можно объяснить различной прочностью химической связи между атомами в металлах. Металлическая связь в чистом виде характерна лишь для щелочных и щелочно-земельных металлов, тогда как у других металлов (особенно переходных) часть валентных электронов осуществляет ковалентные связи между соседними атомами.

По твердости элементы-металлы отличаются друг от друга. Самый твердый металл – хром (режет стекло), а самые мягкие – калий, рубидий, цезий (режутся ножом).

Химические свойства металлов

Металлы сравнительно легко отдают валентные электроны и переходят в положительно заряженные ионы. Таким образом, металлы в свободном состоянии являются восстановителями. Это их главное общее химическое свойство.

а) Взаимодействие с простыми веществами:

с галогенами	$\overset{n}{\text{Me}} + \tilde{\text{A}}_2 = \text{Me}\tilde{\text{A}}_n$	(галогениды)
с кислородом	$\overset{n}{\text{Me}} + \text{O}_2 = \text{Me}_2\text{O}_n$	(оксиды)
с серой	$\overset{n}{\text{Me}} + \text{S} = \text{Me}_2\text{S}_n$	(сульфиды)
с азотом	$\overset{n}{\text{Me}} + \text{N}_2 = \text{Me}_3\text{N}_n$	(нитриды)
с фосфором	$\overset{n}{\text{Me}} + \text{P} = \text{Me}_3\text{P}_n$	(фосфиды)
с углеродом	$\overset{n}{\text{Me}} + \text{C} = \text{Me}_4\text{C}_n$	(карбиды) – для активных металлов (исключение составляет карбид кальция CaC_2)
с кремнием	$\overset{n}{\text{Me}} + \text{Si} = \text{Me}_4\text{Si}_n$	(силициды)
с водородом	$\overset{n}{\text{Me}} + \text{H}_2 = \text{MeH}_n$	(гидриды – для щелочных и щелочноземельных металлов)

где n – валентность металла.

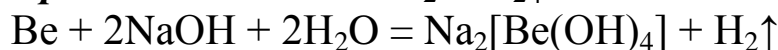
б) Взаимодействие с кислотами

Металлы взаимодействуют с кислотами (кроме HNO_3 и $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$) с выделением водорода на основании их положения в электрохимическом ряду (прил. 3). С азотной кислотой все металлы (кроме Au и Pt) взаимодействуют с выделением продуктов азота (N_2O , N_2 , NO , NO_2 , NH_3) в зависимости от концентрации кислоты и активности металла. С концентрированной серной кислотой все металлы (кроме Au и Pt) взаимодействуют с выделением продуктов серы (H_2S , S , SO_2) в зависимости от активности металла (прил. 5).

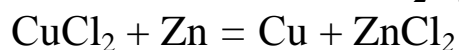
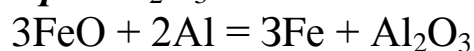
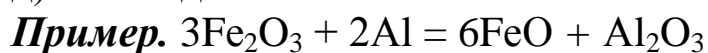
в) Активные металлы взаимодействуют с водой с выделением водорода:



г) Амфотерные металлы взаимодействуют как с растворами кислот, так и щелочей.



д) С оксидами и солями менее активных металлов.



Во всех реакциях металлы в свободном состоянии проявляют свойства восстановителя.

Металлы могут образовывать соединения между собой – интерметаллические соединения.

Пример. Na_2Sb , Ca_3Sb и др.

Основные способы получения металлов

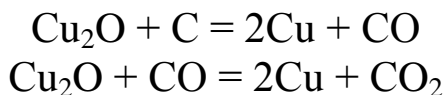
Металлы встречаются в природе как в свободном состоянии (самородные металлы), так и в виде химических соединений.

В виде самородных металлов находятся менее активные металлы (золото, платина). Серебро, медь, ртуть, олово могут находиться в природе как в самородном состоянии, так и в виде соединений. Все остальные металлы (стоящие в электрохимическом ряду до олова) – только в виде соединений с другими элементами. Минералы и горные породы, содержащие металлы или их соединения, – руды.

Важнейшими соединениями металлов, входящими в состав руд, являются оксиды и соли (сульфиды, карбонаты). В зависимости от способов получения металлов различают пиро-, гидро-, электрометаллургию:

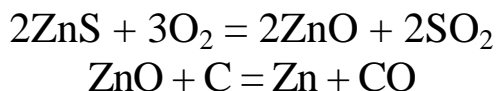
а) *Пирометаллургия* – получение металлов из руд с помощью реакций восстановления при высоких температурах. В качестве восстановителей применяют уголь, активные металлы, оксид углерода (II), водород, метан.

Пример.



Для руд, содержащих металлы в виде сульфидов, применяют предварительный обжиг для получения оксидов.

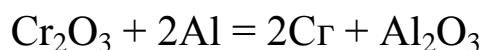
Пример



Восстановление углем (коксом) проводят для тех металлов, которые не образуют карбидов или образуют непрочные карбиды – железо, цинк, медь, кадмий, германий, олово, свинец.

б) *Металлотермия* – восстановление металлов из их оксидов более активными металлами. При этом вместо «металл» – имеют название активного металла.

Пример. Аллюминотермия.



в) *Гидрометаллургия* – получение металлов из растворов их солей. При этом металл, входящий в состав руды, сначала переводят в раствор с помощью реагентов, затем восстанавливают указанными выше методами.

г) *Электрометаллургия* – получение металлов электролизом расплавов (активных металлов и растворов всех остальных).

9.3. Коррозия металлов

Металлы подвергаются коррозии – разрушению под действием окружающей среды. Это самопроизвольный окислительно-восстановительный процесс.

Различают два типа коррозии: химическую и электрохимическую. *Химическая коррозия* – разрушение за счет взаимодействия металла с газами и неэлектролитами без возникновения электрического тока:

а) газовая коррозия – соединение металлов с кислородом воздуха, возрастающая при повышении температуры.

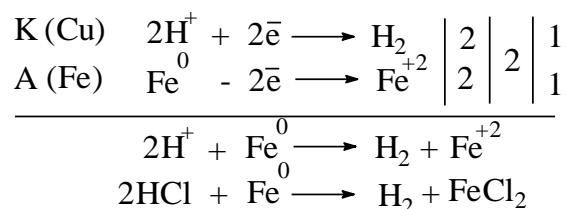
Пример. При 600°C поверхность железа покрывается слоем окислы, состоящей из оксидов: FeO, Fe₃O₄, Fe₂O₃.

б) коррозия в неэлектролитах.

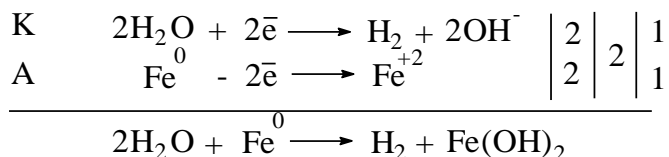
Примером может служить разрушение цилиндров двигателей внутреннего сгорания. При сгорании топлива образуются оксиды серы (IV) и (VI) – коррозионно активные вещества. *Электрохимическая коррозия* – разрушение металла в среде электролита с возникновением внутри системы электрического тока. В этом случае наряду с химическими процессами (отдача электронов) протекают и электрические (перенос электронов от одного участка к другому). При этом образуются микрогальванопары.

Пример 1. Железо в контакте с медью в растворе электролита. При таком контакте возникает гальванический элемент, где медь (менее активный металл) – катод, а железо (более активный металл) – анод. Процесс выражается уравнениями:

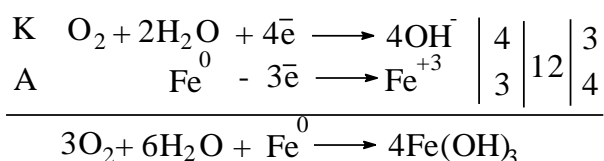
а) HCl,



б) H_2O



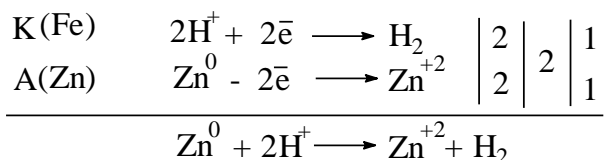
в) H_2O с растворенным кислородом воздуха или в щелочной среде.



Из указанных процессов видно, что при контакте меди с железом разрушается железо.

Пример 2. Железо покрыто цинком. Какой из металлов будет разрушаться при нарушении покрытия, если среда кислая?

Решение. На основании положения металлов в электрохимическом ряду железо – менее активный металл, чем цинк. Поэтому в образующейся микрогальванопаре железо – катод, цинк – анод. При нарушении покрытия в кислой среде будет разрушаться цинк.



Из вышеприведенного можно сделать вывод: при контакте двух металлов в среде электролитов *корродирует более активный металл*.

Некоторые металлы под действием кислорода воздуха или в агрессивной среде переходят в «пассивное» состояние, что замедляет коррозию. **Пассивация** – это образование плотной защитной оксидной пленки на поверхности металла, препятствующей контакту металла со средой. Так, в сухом воздухе образуется оксидная пленка на поверхности металлов Al, Be, Cr, Zn, Ta, Ni, Si и др.

Концентрированные азотная и серная кислоты пассивируют металлы Fe, Cr и др.

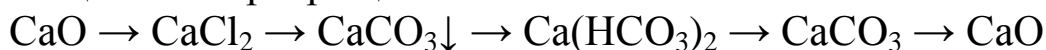
Поэтому последние при обычных условиях практически не реа-

гируют с указанными кислотами. Для защиты металлов от коррозии применяют различные методы: металлические покрытия, протекторная и электрозащита, изменение среды с помощью ингибиторов.

9.4. Варианты заданий для самостоятельного решения

Вариант I

1. В цепочке превращений:



Написать уравнения всех превращений и указать, на каком этапе требуется пропускание углекислого газа.

2. При взаимодействии углерода с активными металлами образуются: а) карбонаты; б) карбиды; в) силициды; г) силикаты. Ответ подтвердить уравнениями реакций.

3. Чем объясняется устойчивость алюминия к коррозии?

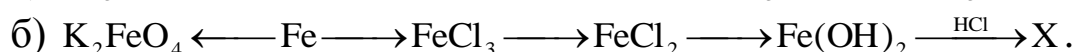
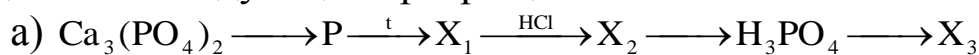
4. В цепочке превращений $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{X}_1 \rightarrow \text{X}_2 \rightarrow \text{AgCl}$ веществами «X₁» и «X₂» могут быть соответственно: а) K_2SO_4 и KCl ; б) BaSO_4 и HCl ; в) HCl и K_2SO_4 ; г) H_2O и BaSO_4 . Ответ подтвердить уравнениями реакций.

5. Натрий в промышленности получают электролизом: а) раствора NaCl ; б) расплава NaCl ; в) раствора Na_2CO_3 ; г) вытеснением из водных растворов солей более активными металлами. Дать обоснованный ответ.

6. Наиболее опасно, с точки зрения экологического загрязнения окружающей среды, соединение свинца, формула которого: а) PbSO_4 ; б) $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$; в) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; г) $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$.

7. Чему равна масса кислорода, которая образуется при полном разложении 32,5г нитрата ртути (II)?

8. Приведите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



9. При электролизе хлорида железа (III) на катоде возможны три химические реакции. Приведите уравнения возможных катодных процессов.

10. Масса медной пластинки после реакции с нитритом серебра в его 8%-м растворе объемом 200мл (плотностью 1,063 г/мл) изменится так:

- а) уменьшится на 4,4г; в) уменьшится на 7,6г;
б) увеличится на 4,4г; г) увеличится на 7,6г.
Привести расчет.

11. Водород смешали с оксидом азота (II), выделившимся при растворении 16г меди в 450мл 30%-й азотной кислоте (плотностью 1,11г/мл), и смесь взорвали. Установлено, что оба газа при этом полностью прореагировали друг с другом. Рассчитать массу цинка, которую необходимо растворить в разбавленной соляной кислоте для получения необходимого количества водорода.

Ответ: масса цинка 10,8г.

12. Рассчитать массу карбоната натрия, которую можно получить при пропускании 0,88г оксида углерода (IV) через 10г 20%-го раствора гидроксида натрия.

Вариант II

1. Для осуществления реакций по схеме превращений: $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$ потребуются все вещества из варианта:

- а) Na_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; в) H_2SO_4 , KCl , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$;
б) SO_3 , AgCl , HNO_3 ; г) H_2SO_4 , BaCl_2 , AgNO_3 .

Ответ подтвердить уравнениями реакций.

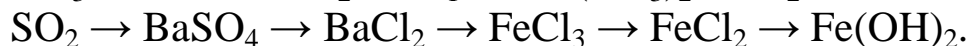
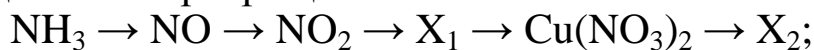
2. Для промышленного получения аммиака исходным сырьем является:

- а) хлорид алюминия; в) атмосферный азот;
б) чилийская селитра; г) азотная кислота.

Ответ подтвердить уравнением реакции.

3. В атоме алюминия число полностью заполненных подуровней равно: а) 2; б) 3; в) 4; г) 5. Дать обоснованный ответ.

4. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



5. Записать уравнение реакций, протекающих на катоде, аноде, и общее уравнение электролиза водного раствора фторида калия на инертных электродах.

6. Соль M_2ZnO_2 может образоваться при сплавлении цинка и а) $\text{Al}(\text{OH})_3$, б) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в) KNO_3 ; г) KCO_3 . Дать обоснованный ответ и написать уравнение реакции.

7. Написать электронную конфигурацию, соответствующую иону Ca^{2+} .

8. По реакции 6г гидрата натрия с 10мл воды получен газ, кото-

рым можно восстановить оксид меди (II) в количестве (моль):
а) 0,125; б) 0,25; в) 0,375; г) 0,55. Написать уравнение и привести расчет.

9. В цепочке превращений $\text{AlCl}_3 \rightarrow X_1 \rightarrow X_2 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$ веществами « X_1 » и « X_2 » могут быть соответственно: а) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и Al_2O_3 ; б) AlPO_4 и $\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3$; в) Al_2S_3 и Al_2O_3 ; г) $\text{Al}(\text{OH})_3$ и Al_2O_3 .

10. В результате пропускания 16,8 литра газообразного хлора (н.у.) через раствор, содержащий 185г бромида натрия, выделился бром. Рассчитать массу брома.

11. Аммиак объемом 22,4л (н.у.) смешали с оксидом азота (IV), выделившимся при термическом разложении 99,3г нитрата свинца (II). Полученную газовую смесь осторожно нагрели до 180°C до завершения реакции. Установите объемные соотношения газов в полученной смеси в % после охлаждения ее до 0°C.

12. Рассчитать массовую долю вещества в растворе, полученном при растворении 0,78г калия в 100мл воды.

10. ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

Соединения углерода, за исключением некоторых (CO , CO_2 и некоторых ионных веществ, таких, как Na_2CO_3 и цианидов) издавна получили название органических соединений, так как в природе встречаются исключительно в организмах животных и растений, являясь их обязательной и главной составной частью. Деление на органические и неорганические вещества было вызвано тем, что долгое время считали принципиально невозможным получить органические вещества путем синтеза из простых веществ. Впервые органическое соединение было получено искусственным путем в 1824 году немецким ученым Велером. Он синтезировал щавелевую кислоту – вещество, входящее в состав некоторых растений. В 60-х годах XIX века А.М. Бутлеров пришел к выводу, что «можно ручаться за возможность синтетического получения каждого органического вещества», не отрицая биологического процесса. В настоящее время число изученных соединений углерода во много раз превышает число изученных соединений других элементов, кроме водорода. Большинство органических веществ, полученных искусственным путем, не встречается в живых организмах. В развитии органической химии особенно большое значение имела теория химического строения, разработанная в 1861 году А.М. Бутлеровым. В дальнейшем эта теория была до-

полнена трудами многих ученых.

Одной из важных особенностей органических соединений, которая накладывает отпечаток на все их химическое поведение, является *характер связей между атомами в их молекулах*. В подавляющем большинстве они носят *ковалентный характер*. Поэтому органические соединения не диссоциируют на ионы и сравнительно медленно реагируют друг с другом. Время для завершения реакций между органическими веществами измеряется часами, а иногда и днями. Поэтому в органической химии большое значение имеет применение *катализаторов*. Другая характерная черта органических соединений заключается в том, что при нагревании их без доступа воздуха образуются совершенно новые вещества, обладающие совершенно иными свойствами. Если нагревать на воздухе или в присутствии окислителей, то органические вещества сгорают, причем входящие в их состав углерод и водород целиком превращаются в CO_2 и H_2O , а азот выделяется в свободном состоянии. На этом основан элементарный анализ органических веществ. Данные анализа и определение молекулярной массы позволяют вывести молекулярную формулу органического вещества. Однако в отличие от неорганических соединений молекулярная формула органического вещества не дает полного представления ни о характере, ни о свойствах этого соединения. Известно много органических соединений, которые обладают одинаковым составом и одинаковой молекулярной массой, но совершенно различными физическими и химическими свойствами. Так, например, состав этилового спирта и диметилового эфира выражается одной и той же молекулярной формулой $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, тем не менее это два различных вещества. Этиловый спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ – жидкость, смешивается с водой в любых соотношениях, а диметиловый эфир $\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$ – газ, практически не растворим в воде. Химические свойства их также различны. Такое явление, наблюдаемое для органических соединений, получило название *изомерия*, а вещества, отвечающие одной и той же молекулярной формуле, но имеющие различное структурное строение и свойства, называются *изомеры*. Обобщая вышеизложенное, можно записать **основные положения теории А.М. Бутлерова**:

1. Каждое вещество имеет определенное, свойственное ему химическое строение.
2. В молекулах веществ атомы соединены друг с другом в определенной последовательности и в соответствии с их валентностью.
3. Атомы, находящиеся в молекуле, как связанные непосредст-

венно, так и связанные через другие атомы, оказывают друг на друга взаимное влияние.

4. Свойства веществ зависят от порядка соединения атомов в молекулах и от их влияния друг на друга.

5. Химическое строение сложного вещества может быть установлено в результате изучения его химических превращений и, наоборот, по строению вещества можно определить его химические свойства.

10.1. Классификация органических соединений

Согласно современным представлениям, основанным на теории химического строения, все органические вещества подразделяются на три большие группы:

1. Ациклические соединения – соединения жирного ряда или соединения с открытой цепью углеродных атомов. В молекулах таких соединений атомы углерода могут быть связаны только простыми (одинарными) связями (предельные или насыщенные), двойной или тройной связями (непредельные или ненасыщенные).

2. Циклические (карбоциклические) соединения – содержащие в молекуле циклы или кольца, состоящие из атомов углерода. Среди них различают:

а) ациклические (циклопарафины);

б) ароматические – содержащие одно или несколько бензольных колец.

3. Гетероциклические соединения – содержащие кольца, состоящие не только из атомов углерода, но и атомов других элементов (S, O, N и др.). В свою очередь по содержанию функциональных групп органические вещества подразделяются:

а) на спирты и фенолы – гидроксогруппа (—OH);

б) альдегиды, кетоны – карбонильная группа (>C=O);

в) карбоновые кислоты – карбоксильная группа (—COOH);

г) амины – аминогруппа ($\text{NH}_2\text{—}$);

д) нитросоединения – нитрогруппа ($\text{NO}_2\text{—}$);

е) галогениды – галогены (F— , Cl— , Br— , I—).

Органические реакции подразделяются на четыре основных типа:

1. Реакции замещения.

2. Реакции присоединения.

3. Реакции отщепления.

4. Реакции окисления.

Кроме этого в органической химии имеются специфические названия реакций по введению или отщеплению групп:

а) алкилирование – введение алкильных радикалов;

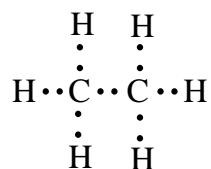
б) гидрирование и дегидрирование – присоединение H_2 и отщепление H_2 соответственно;

в) гидратация и дегидратация – присоединение и отщепление H_2O соответственно;

г) сульфирование, нитрование – взаимодействие с серной и азотной кислотами соответственно;

д) галогенирование и дегалогенирование – присоединение и отщепление галогенов соответственно, а также по фамилии авторов: Вюрца, Кучерова, Зинина и др.

В свете современных представлений о строении вещества атом углерода в органических соединениях, проявляя валентность, равную четырем, находится в возбужденном состоянии в результате перехода одного s -электрона на p -подуровень. Каждая связь в структурной формуле органического соединения обозначает общую электронную пару, связывающих два рядом расположенных атома. Например: электронная формула этана C_2H_6 будет иметь следующий вид:



10.2. Предельные углеводороды

К ациклическим углеводородам относятся углеводороды, в молекуле которых имеются только одинарные связи. Углерод находится в состоянии sp^3 -гибридизации, расстояние между углеродами (длина связи σ) 0,154 нм, угол $109^\circ,28'$. Общая формула C_nH_{2n+2} . Начинается ряд с метана (CH_4), и каждый последующий отличается от предыдущего на группу $-CH_2$. Такие ряды называются *гомологическими*, а отдельные члены ряда – *гомологами*. Называется гомологический ряд по названию первого члена гомологического ряда (ряд метана, ряд этилена и т.д.).

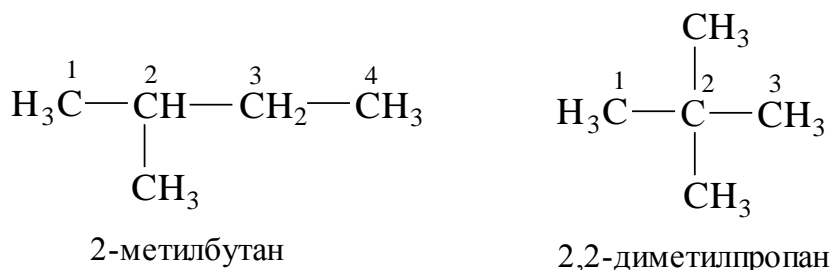
Следует отметить, что начиная с C_4H_{10} проявляется изомерия. Если от молекулы углеводорода отнять один атом водорода, то получится одновалентный остаток – *радикал*. Названия радикалов обра-

зуются из названия углеводорода с заменой окончания ан на ил, например:

CH_4	метан	$\text{CH}_3\text{—}$	метил
C_2H_6	этан	$\text{C}_2\text{H}_5\text{—}$	этил
C_3H_8	пропан	$\text{C}_3\text{H}_7\text{—}$	пропил
C_4H_{10}	бутан	$\text{C}_4\text{H}_9\text{—}$	бутил

и так дальше названия складываются из названия числа – пента-, гекса-, гепта-, окта-, нона-, дека- и т.д. с добавлением соответствующего окончания.

Для названий изомеров, а также производных от углеводородов недостаточно обозначения числа углеродных атомов, необходимо указание местоположения радикалов и функциональных групп. В этом случае применяют систематическую или международную номенклатуру ИЮПАК. Чтобы составить название углеводорода с разветвленной цепью, его рассматривают как продукт замещения атомов водорода в нормальном углеводороде, радикалами. Для этого выделяют самую длинную цепочку углеродных атомов и нумеруют их с того конца, к которому ближе радикал-заместитель. В названии вещества цифрой указывают, при каком атоме углерода находится замещающая группа (радикал). Если их несколько, то цифрами через запятую отмечают каждую из них. При этом одинаковые группы-заместители отмечают приставками ди-, три-, тетра- (2,3,4 соответственно). *Например:*

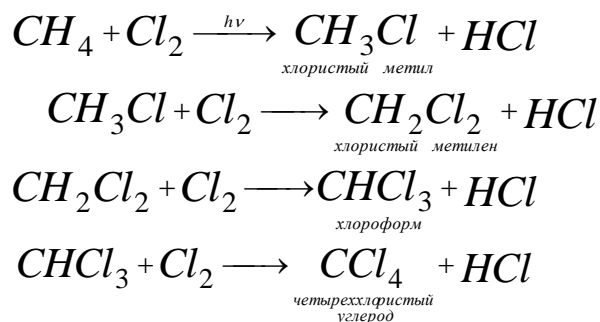


Свойства предельных углеводородов

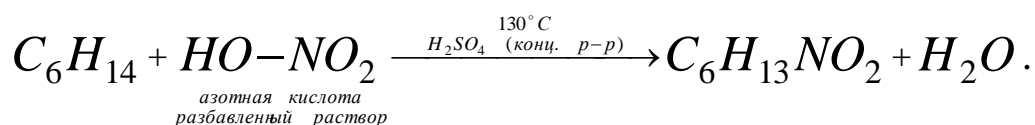
Четыре первые члена гомологического ряда метана представляют собой газообразные вещества. Начиная с пентана – жидкости, с $\text{C}_{16}\text{H}_{34}$ – твердые вещества. Все углеводороды практически нерастворимы. С увеличением числа углеродных атомов $t_{\text{кип}}$ (плавл) повышается и возрастает удельный вес. Предельные углеводороды при обычной температуре отличаются химической инертностью, за это и получили название парафины. Они обладают большой стойкостью к кислороду, щелочам и окислителям. К реакциям присоединения парафины не

способны, так как все связи в молекулах равноценны и насыщены. Для предельных углеводородов характерны реакции замещения, при которых атомы водорода замещаются на атомы других элементов или атомные группы.

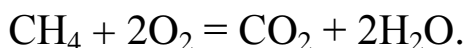
Получение галогенопроизводных проходит в жестких условиях ($h\nu$ —квант света)



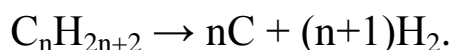
При нагревании парафины вступают в реакцию с разбавленной азотной кислотой в присутствии концентрированной серной кислоты. При этом один из атомов водорода замещается на нитрогруппу. В результате образуются нитропарафины.



При горении (быстром окислении) углеводородов выделяется большое количество теплоты. При горении газообразных углеводородов происходит полное их сгорание за счет смешивания их с воздухом.

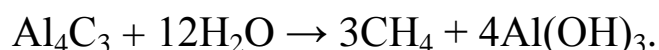


При горении углеводородов, имеющих значительную молекулярную массу, наблюдается выделение копоти, так как кислорода недостаточно для сгорания всего углерода и углерод выделяется в свободном виде. При нагревании без доступа воздуха до высоких температур углеводороды разлагаются по схеме:



Предельные углеводороды можно получить:

1. Гидрированием непредельных углеводородов.
2. Карбидным способом:



3. Реакция Вюрца (для получения гомологов метана)



4. При перегонке нефти.

5. Синтез на основе водяного пара $\text{CO} + 3\text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}} \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

6. Лабораторный способ получения $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CH}_4$ (при нагревании до 200°C).

Циклоалканы – циклические углеводороды предельного ряда, с общей формулой C_nH_{2n} , получают реакцией дегидрирования алканов.

10.3. Непредельные углеводороды

К непредельным углеводородам относятся углеводороды, в молекулах которых атомы углерода могут быть связаны не только одинарной, но и двойной (=) или тройной (\equiv) связями. Так как связи в непредельных углеводородах не равноценны, они называются ненасыщенными. Непредельные углеводороды образуют гомологические ряды: ряд этилена (C_2H_4) с общей формулой C_nH_{2n} и ряд ацетилена (C_2H_2) с общей формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.

Как указывалось в разделе химическая связь, одинарные связи, изображаемые одной валентной черточкой, носят название σ -связи, которая осуществляется по прямой, соединяющей центры атомов. Двойная связь состоит из σ - и π -связей, а тройная из σ - и 2 π -связей. π -связь – качественно иная, чем σ -связь, так как π -связь образуется за счет перекрывания электронных облаков над и под плоскостью, в которой образуются σ -связи. Длина двойной и тройной связей между углеродными атомами соответственно 1,33 нм, 1,2 нм, при этом эти атомы углерода находятся в состоянии sp^2 -гибридизации (под углом 120°) и sp -гибридизации (под углом 180°).

Названия непредельных углеводородов складываются из названия соответствующего алкана с изменением окончания -ан на -ен для ряда этилена (= алкены) и на -ин для ряда ацетилена (\equiv алкины). При названии изомеров непредельных углеводородов нумерация основной цепи (содержащей двойную или тройную связи) начинается с той стороны, где ближе находятся эти связи. Радикал этилена $\text{CH}_2=\text{CH}-$ называется винил.

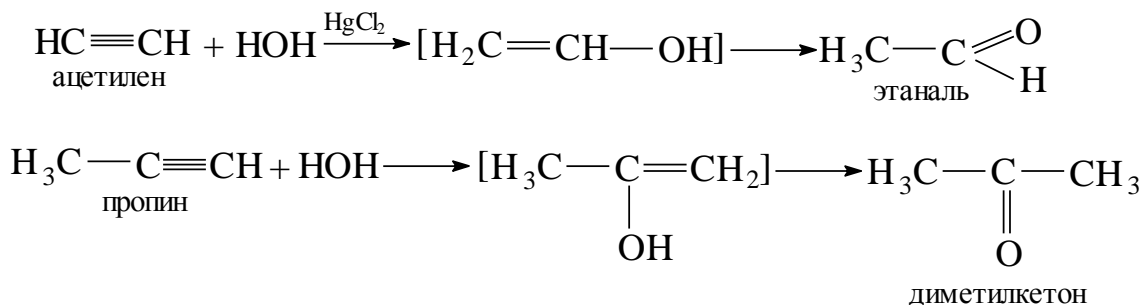
Для химических свойств непредельных углеводородов характерны реакции *присоединения* (за счет разрыва π -связей), *окисления* и *полимеризации*.

Реакции присоединения: гидрирование, галогенирование, гидрога-

логенирование (+НГ) и гидратация (+Н₂О) по правилу Марковникова.

Окисление: горение (по обычному механизму) и глубокое окисление окислителями (KMnO₄), при этом окисление алкенов идет до гликолей (двухатомных спиртов).

Качественными реакциями на двойную и тройную связь являются: реакции обесцвечивания бромной воды (раствор Br₂ в воде бурого цвета) и раствора KMnO₄ (малинового цвета). Характерной реакцией для алкинов является реакция Кучерова, это реакция гидратации, в результате которой получают альдегиды или кетоны:

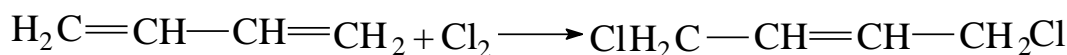


Получение:

1. Дегидрированием предельных углеводородов.
2. Дегидратацией спиртов.
3. Карбидный способ для ацетилена.
4. Из галоидопроизводных в спиртовом растворе щелочи.
5. По реакции Лебедева.

К непредельным углеводородам также относятся диеновые углеводороды. Это углеводороды, содержащие две двойные связи (= =) с общей формулой C_nH_{2n-2}. В названиях к основной цепочке углеродных атомов добавляется окончание диен с указанием места положения двойных связей. Химические свойства таких углеводородов подобны указанным выше для непредельных углеводородов. К особенностям можно отнести то, что углероды в таких соединениях находятся в состоянии sp²-гибридизации за счет сопряжения связей и при взаимодействии происходит перераспределение электронной плотности таким образом, что вместо двух двойных связей образуется одна симметрично расположенная относительно последних.

Например:



10.4. Ароматические углеводороды

Ароматические (карбоциклические) соединения содержат бен-

зольное ядро. Ароматические соединения по строению и свойствам принципиально отличаются от внешне близких им циклогексановых и циклогексадиеновых производных. Общая формула для гомологического ряда ароматических углеводородов (аренов) C_nH_{2n-6} . Первым членом является бензол (C_6H_6). Углероды в бензоле находятся в состоянии sp^2 -гибридизации. Каждый углерод связан с двумя соседними атомами углерода и атомом водорода тремя σ -связями. В результате образуется плоский шестиугольник: все шесть атомов углерода и все σ -связи C—C и C—H лежат в одной плоскости. Электронное облако четвертого электрона (p-электрона), не участвующего в гибридизации, имеет форму гантели и ориентировано перпендикулярно к плоскости бензольного кольца. В результате шесть p-электронов образуют общее электронное облако и единую химическую связь для всех атомов углерода, π -электронное облако обуславливает сокращение расстояния между атомами углерода. В молекуле бензола они одинаковы и равны 0,14 нм. Значит, в молекуле бензола нет одинарных и двойных связей. Все связи равноценны, чем и обусловлены характерные свойства бензольного ядра. Наиболее точно это отражает структурная формула бензола в виде правильного шестиугольника с окружностью внутри. Однако часто пользуются и формулой Кеккуле с указанием двойных связей.

Гомологи бензола можно рассматривать как производные бензола, в котором один или несколько атомов водорода замещены различными углеводородными радикалами. Например, $C_6H_5-CH_3$ – метилбензол или толуол, $C_6H_4(CH_3)_2$ – диметилбензол или ксилол, $C_6H_5-C_2H_5$ – этилбензол и т.д. Так как в бензоле все углеродные атомы равноценны, то у первого его гомолога – толуола изомеры отсутствуют. У второго гомолога диметилбензола имеется три изомера, отличающиеся взаимным расположением метильных групп (радикалов-заместителей). Положение 1,2-*орто(o)*-положение, 1,3-*мета(m)*-положение и 1,4-*пара(p)*-положение. В названиях заместители обозначаются буквами (*o*, *m*, *p*). При замещении атомов водорода в бензоле на функциональные группы образуются производные бензола. Радикал бензола (C_6H_5-) называется фенилом, что и используется в названиях некоторых производных.

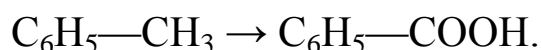
На основании строения бензольного кольца для бензола характерны реакции замещения, подобно предельным углеводородам. Реакции присоединения идут в жестких условиях, так, с галогенами – при освещении, с водородом с катализатором (Pt). Бензол не подвер-

гается действию окислителей. Для гомологов бензола реакции замещения идут по следующим правилам и порядок замещения зависит от заместителя.

Заместители 1-го рода: аминогруппа ($-\text{NH}_2$), гидроксогруппа ($-\text{OH}$), метильная группа ($-\text{CH}_3$) и другие алкильные радикалы. Такие заместители обычно имеют одинарные связи и являются электронодонорами, смещая электронное облако от заместителя к ядру. Эти группы направляют другие заместители в орто- и пара-положения.

Заместители 2-го рода: нитрогруппа ($-\text{NO}_2$), сульфогруппа ($-\text{SO}_2\text{OH}$), карбонильная группа ($>\text{C}=\text{O}$) и карбоксильная группа ($-\text{COOH}$). Такие заместители обычно имеют двойные или тройные связи и являются электроноакцепторами – оттягивают на себя электронную плотность бензольного кольца. Такие группы направляют другие заместители в мета-положение.

В отличие от бензола его гомологи подвергаются действию окислителей, но по радикалу-заместителю, так толуол при кипячении с раствором KMnO_4 окисляется до бензойной кислоты:



Получают бензол при полимеризации ацетиленов (600°C) или дегидрированием циклогексана (300°C), а гомологи по реакции дегидрирования соответствующего алкана или по реакции Вюрца-Фиттига.

10.5. Кислородсодержащие органические соединения

К числу кислородсодержащих органических соединений, состоящих из атомов углерода, водорода и кислорода, относятся: спирты, альдегиды и кетоны, карбоновые кислоты, простые и сложные эфиры, углеводы и др. Их химические свойства определяются наличием в молекулах различных функциональных групп.

Спирты подразделяются:

по числу гидроксильных групп:

на одноатомные ($\text{R}-\text{OH}$);

двухатомные – гликоли ($\text{R}-(\text{OH})_2$);

трехатомные – глицерины ($\text{R}-(\text{OH})_3$);

по радикалу (R):

на предельные;

непредельные;

ароматические – (фенолы).

Названия для спиртов по международной номенклатуре складываются из названий радикала и окончаний *-ол*, *-диол*, *-триол* по наличию гидроксильных групп одной, двух и трех соответственно. Изомерия для одноатомных спиртов предельного ряда, начиная с пропанола, может быть как по радикалу, так и по положению гидроксильной группы. У пропанола два изомера по положению гидроксогруппы (пропиловый и изопропиловый). Используются также названия по рациональной номенклатуре, по которой могут быть названы одноатомные спирты: первичные, вторичные и третичные. В таком названии указывается, при каком углеродном атоме находится гидроксогруппа (первичном, вторичном или третичном).

Химические свойства для спиртов также складываются из химических свойств радикала и химических свойств гидроксогруппы.

Спирты представляют собой практически нейтральные вещества и являются неэлектролитами. Водород гидроксильной группы имеет некоторую подвижность за счет смещения электронной плотности к кислороду, но недостаточную, чтобы диссоциировать.

Химические свойства спиртов по гидроксильной группе:

1. Действие щелочных металлов с выделением водорода и образования соединений (R_nOMe) с общим названием – алкоголяты.

2. Действие галоидоводородных кислот с получением галоидных алкилов.

3. Дегидратация спиртов идет по двум механизмам:

а) при нагревании до 140°C в присутствии катализатора – с получением простых эфиров;

б) при нагревании свыше 140°C в присутствии серной кислоты – с получением алкенов.

4. Окисление спиртов:

а) горение – по обычному механизму;

б) действие окислителей приводит к образованию в случае первичных спиртов – альдегидов, в случае вторичных спиртов – кетонов.

5. Образование простых и сложных эфиров.

Способы получения спиртов можно разбить на две основные группы:

а) синтетические методы;

б) биохимические методы.

Двухатомные и трехатомные спирты проявляют химические свойства, указанные выше. Кроме того, ввиду наличия 2 и 3 гидроксогрупп подвижность водородов в них возрастает, и поэтому такие

спирты могут вступать во взаимодействие не только с металлическим натрием, но и со щелочами. В свою очередь они вступают во взаимодействие с гидроксидом меди (II) с образованием гликолята и глицерата меди (ярко синего цвета) – качественная реакция.

Ароматические спирты – фенолы – подразделяются по радикалу (бензол и гомологи бензола) и по числу гидроксильных групп:

(C₆H₅—OH) – фенол,

(CH₃—C₆H₄—OH) – орто-окситолуол или о-крезол,

(OH—C₆H₄—OH) – ортодихлорбензол или пирокатехин, метадихлорбензол или резорцин и пара-дихлорбензол или гидрохинон,

(C₆H₃(OH)₃) – 1,2,3-триоксидбензол или пирогаллол и др.

Ряд химических свойств фенолов сходен со свойствами, характерными для одноатомных спиртов. Но некоторые химические свойства отличаются и подобны многоатомным спиртам. Фенолы реагируют не только с металлическим натрием, но и со щелочами с образованием фенолятов.

Однако реакция фенолов со щелочами по характеру аналогична реакции между кислотой и щелочью. Она показывает, что фенолы в отличие от других спиртов обладают отчетливо выраженными кислотными свойствами. Отсюда второе название фенола – карболовая кислота. Но кислотные свойства фенолов настолько слабы, что фенолы даже не изменяют цвета индикатора.

10.5.1. Альдегиды и кетоны

Альдегиды и кетоны – это два класса органических соединений, молекулы которых содержат карбонильную группу (>C=O). В альдегидах карбонильная группа всегда связана с одним атомом водорода и одним углеводородным радикалом.

Все альдегиды содержат группу $\left(\begin{array}{l} \text{>} \\ \text{H} \end{array} \text{C=O} \right)$, называемую альдегидной группой. Молекула альдегида содержит на два атома водорода меньше, чем молекула соответствующего спирта, а отсюда альдегид – это дегидрированный (окисленный) первичный спирт.

Кетоны содержат карбонильную группу, связанную с двумя углеводородными радикалами, это дегидрированный вторичный спирт.

Альдегиды и кетоны различаются по радикалу: предельные, непредельные и ароматические. Предельные альдегиды и кетоны имеют одинаковую суммарную формулу $C_nH_{2n}O$.

Названия альдегидов предельного ряда происходит от названий предельных карбоновых кислот, в которые они превращаются при окислении. Так как многие кислоты были открыты и получили название раньше, чем соответствующие им альдегиды, то эти названия сохранились и получили название тривиальных. Например: CH_2O – муравьиный (формальдегид), CH_3CHO – уксусный (ацетальдегид), CH_3-CH_2-CHO – пропионовый и т.д. Для составления названий альдегидов по систематической номенклатуре окончание углеводородного радикала меняется на аль, с указанием местоположения альдегидной группы.

Для названий кетонов используют рациональную номенклатуру, по которой перечисляются названия радикалов с добавлением слова кетон, например: $(CH_3)_2C=O$ – диметилкетон (тривиальное название – ацетон), $CH_3-CO-C_2H_5$ – метилэтилкетон.

По систематической номенклатуре названия кетонов складываются из названий соответствующего радикала с изменением окончания на он, с указанием местоположения карбонильной группы.

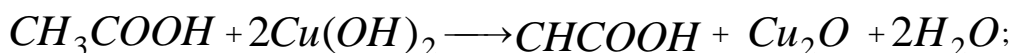
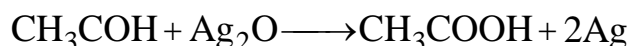
Химические свойства альдегиды и кетоны проявляют как по радикалу, так и по карбонильной группе. Особенная реакционная способность проявляется за счет карбонильного кислорода, который имеет некоторый отрицательный заряд, а углерод – некоторый положительный. Эта особенность проявляется в реакциях присоединения:

– $HCN, NaHSO_3$;

– молекулы водорода (H_2) – восстановление альдегидов до первичных спиртов и кетонов до вторичных спиртов.

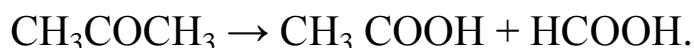
Реакции окисления:

а) альдегидов до соответствующих карбоновых кислот – реакция серебряного зеркала



осадок
красного цвета

б) окисление кетонов идет труднее под действием сильных окислителей, при этом образуется две кислоты в соответствии с радикалами



Получают альдегиды и кетоны окислением соответствующих спиртов (первичных и вторичных). В качестве окислителей применяются кислород либо смесь ($K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4$ конц.). Уксусный альдегид – по реакции Кучерова, муравьиный альдегид при окислении метана кислородом в присутствии катализатора (окисленного Ni):



10.5.2. Предельные одноосновные карбоновые кислоты

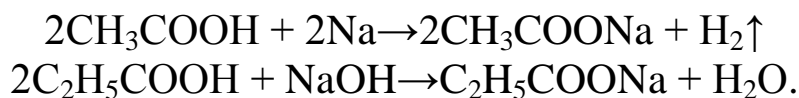
Карбоновые кислоты – это органические соединения, содержащие карбоксильную группу ($-COOH$). Общая формула карбоновых кислот предельного ряда $R-COOH$. Остаток любой карбоновой кислоты носит название ацил. В зависимости от кислоты каждый из остатков носит соответствующее название. Основность кислот определяется числом карбоксильных групп.

Чаще всего используются тривиальные названия карбоновых кислот. По систематической номенклатуре названия кислот составляются из названий углеводородов с тем же общим числом атомов углерода, что и в кислоте, с прибавлением окончания *-овая* и слова *кислота*, например, метановая кислота ($HCOOH$), этановая (CH_3COOH) и т.д.

Органические кислоты, аналогично неорганическим кислотам, обладают ярко выраженными кислотными свойствами, хотя и являются слабыми электролитами по сравнению с последними. Водные растворы их окрашивают лакмус в красный цвет, что свидетельствует о диссоциации органических кислот на ионы:



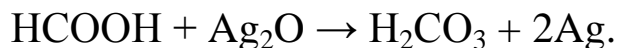
Подобно минеральным кислотам, органические кислоты вступают во взаимодействие с металлами и щелочами с образованием солей.



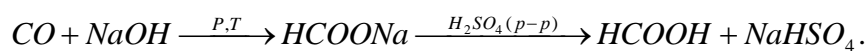
Химические свойства, характерные для карбоновых кислот:

1. Образование сложных эфиров (реакция этерификации).
2. Образование ангидридов кислот – отнятие молекулы воды от двух молекул карбоновых кислот.
3. Восстановление кислот водородом идет в две стадии до получения соответствующего альдегида и затем спирта.

Необходимо отметить особенности муравьиной кислоты, которая в силу своего строения проявляет свойства восстановителя и дает реакцию серебряного зеркала:



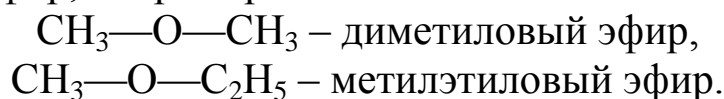
Получают карбоновые кислоты окислением спиртов, альдегидов и кетонов. Муравьиную кислоту в промышленности получают:



10.5.3. Простые и сложные эфиры

Простые эфиры – это вещества, представляющие собой соединение двух одновалентных углеводородных радикалов с атомом кислорода. Общая формула простых эфиров R—O—R^1 .

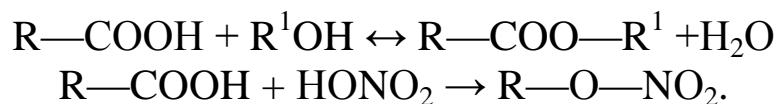
Называют простые эфиры обычно по рациональной номенклатуре перечислением соответствующих алкильных радикалов с добавлением слова эфир, например:



Простые эфиры – вещества нейтрального характера с малой реакционной способностью. При обычных условиях они не вступают в реакцию с металлическим натрием, не гидролизуются водой. Едкие щелочи и кислоты (за исключением концентрированной серной и иодистоводородной, разлагающих простые эфиры с образованием исходного спирта) не действуют на простые эфиры.

Получают простые эфиры реакцией дегидратации двух молекул спиртов либо в присутствии серной кислоты, либо при нагревании в присутствии катализатора (см. Спирты).

Сложные эфиры карбоновых кислот можно рассматривать как продукты замещения водорода кислоты на спиртовый остаток или водорода гидроксильной группы спирта на кислотный остаток минеральной кислоты:



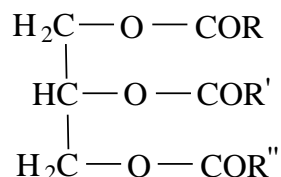
Названия сложных эфиров получаются от названий либо карбоновой кислоты и спирта, либо радикала спирта и минеральной кислоты с добавлением слова эфир, например:

$\text{CH}_3\text{—COO—C}_2\text{H}_5$ – уксусноэтиловый эфир,
 CH_3ONO_2 – метиловый эфир азотной кислоты.

Характерным химическим свойством для эфиров карбоновых кислот является реакция гидролиза (омыление эфиров) – реакция, обратная реакции этерификации. В результате гидролиза образуются соответствующие спирт и кислота.

10.5.4. Жиры

Жиры называются смеси сложных эфиров, образованных глицерином и высшими кислотами предельного ряда. Общая формула жиров:



R, R' и R'' – углеводородные радикалы высших жирных кислот.

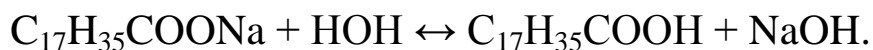
Остаток глицерина входит в состав всех жиров. Остатки кислот, входящие в состав жиров, могут быть разнообразными (как предельного, так и непредельного рядов). Наиболее важные из кислот, входящих в состав жиров: предельные: пальмитиновая ($\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$) и стеариновая ($\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$), непредельная – олеиновая ($\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$).

Жиры в зависимости от состава могут быть твердыми (остатки предельных кислот), мягкими или жидкими (остатки непредельных кислот). Жиры плохо растворимы в воде, хорошо растворимы в органических растворителях (эфире, бензине). При гидрировании жидких жиров последние превращаются в твердые (подобно гидрированию алкенов). Очень важным свойством жиров является превращение их при гидролизе (омылении) в присутствии щелочей в соли жирных кислот (мыла) и глицерин.

Мыла

Мылами называются соли высших жирных кислот. Твердые мыла – натриевые соли (R—COONa); жидкие (медицинские) мыла – калиевые соли (R—COOK) высших карбоновых кислот (R). Обычные

мыла представляют собой в основном смеси натриевых солей: пальмитиновой, стеариновой и олеиновой кислот. Как указывалось выше, мыла получают при действии едких щелочей на жиры. В водных растворах мыла гидролизуются, в результате чего раствор приобретает щелочную реакцию:



10.6. Углеводы

Углеводы – вещества, широко распространенные в природе. К углеводам относятся различные сахаристые вещества: виноградный сахар, фруктовый сахар, а также крахмал, клетчатка и др.

Углеводы делятся на две большие группы:

1. Простые углеводы (моносахариды или монозы).
2. Сложные углеводы (полисахариды или полиозы), которые состоят из нескольких остатков молекул моносахаридов, связанных между собой.

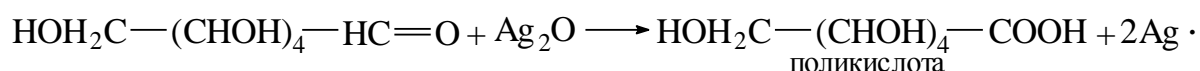
Простые углеводы

К моносахаридам относятся альдегидоспирты (альдозы) и кетонспирты (кетозы) с числом кислородных атомов не менее четырех. Глюкоза и фруктоза имеют одну и ту же молекулярную формулу $C_6H_{12}O_6$, но по своему строению глюкоза – это пятиатомный альдегидоспирт, а фруктоза – это пятиатомный кетонспирт.

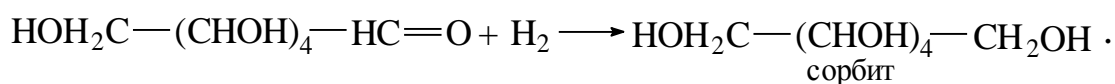
Глюкоза может иметь разветвленную форму (гидратную) с "D" и "L" оптическими изомерами и циклическую форму с α - и β -изомерными формами.

На основании строения моносахаридов они проявляют химические свойства по имеющимся функциональным группам:

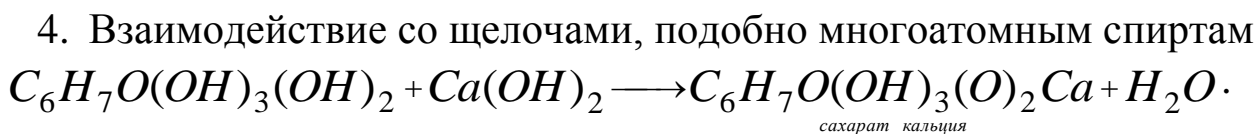
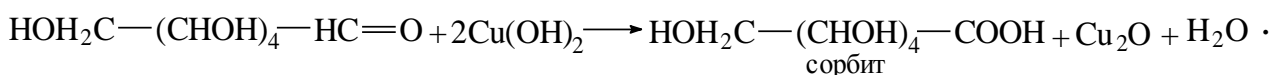
1. Окисление по альдегидной группе в щелочной среде – по типу реакции серебряного зеркала



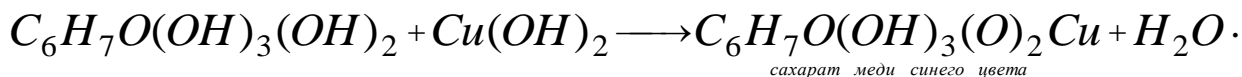
2. Восстановление водородом по альдегидной группе



3. Окисление $Cu(OH)_2$ при кипячении



5. При обработке $\text{Cu}(\text{OH})_2$ в щелочной среде – используется для обнаружения глюкозы



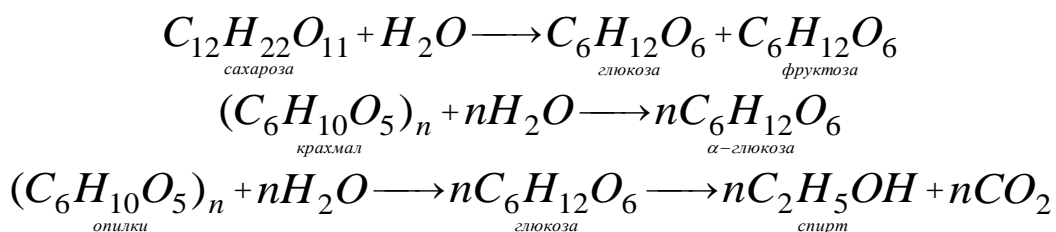
Полисахариды – это сложные углеводы, способные при гидролизе образовывать простые углеводы. Полисахариды делятся на две основные группы:

1. Сахароподобные сложные углеводы – это углеводы, схожие по своим свойствам с простыми сахарами. При гидролизе из одной молекулы полисахарида образуется небольшое количество молекул простых сахаров (от двух до шести). Простейшим представителем является сахароза (дисахарид), состоящая из остатков циклической формы глюкозы и фруктозы, соединенных кислородным мостиком. Общая формула $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

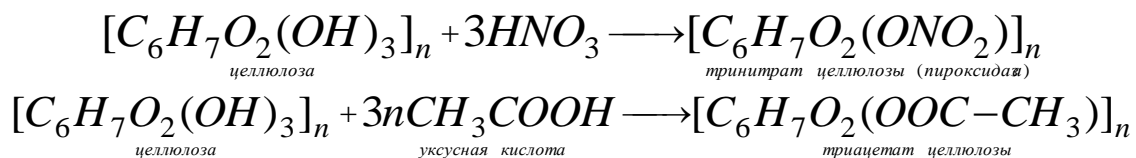
2. Несахароподобные сложные углеводы – это углеводы, не похожие по своим свойствам на простые сахара.

При гидролизе из молекулы таких полисахаридов образуется очень большое количество молекул простых сахаров (сотни и тысячи). Представителями таких полисахаридов являются крахмал и клетчатка (целлюлоза), с общей формулой $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$, где для крахмала $n \sim 100000$, а для целлюлозы $n \sim 400000$.

Общим свойством всех полисахаридов является гидролиз, который проходит в кислой среде (H^+)

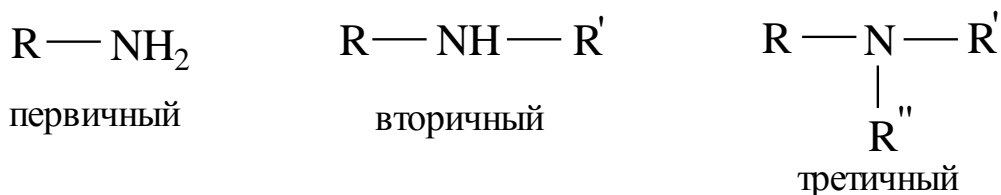


Полисахариды способны образовывать сложные эфиры с минеральными и карбоновыми кислотами:



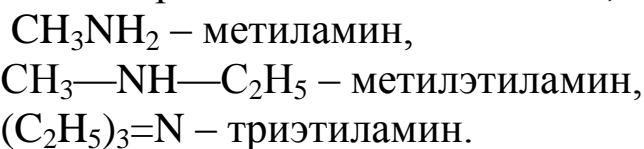
10.7. Амины

Амины – органические вещества, которые можно рассматривать как производные аммиака, образованные замещением одного или нескольких водородных атомов аммиака углеводородными радикалами. В зависимости от количества углеводородных радикалов, замещающих атомы водорода, амины подразделяются на: первичные (с одним углеводородным радикалом), вторичные (с двумя радикалами) и третичные (с тремя радикалами), которые можно представить общими формулами:

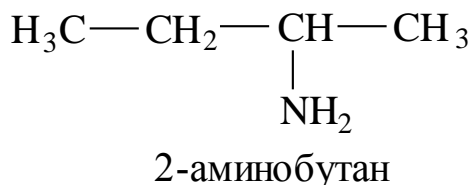


Названия «первичные», «вторичные» и «третичные» в применении к аминам имеют другое значение, чем аналогичные названия спиртов, так как амины относятся к соответствующему типу независимо от того, какие углеводородные радикалы (первичные, вторичные или третичные) содержатся в молекуле.

Чаще всего амины называют по рациональной номенклатуре, по которой название амина складывается из перечисленных названий радикалов с прибавлением слова амин, например:



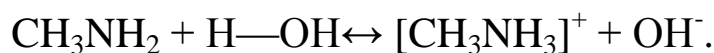
По систематической номенклатуре перед названием углеводорода ставится приставка амино с цифрой, указывающей положение аминогруппы:



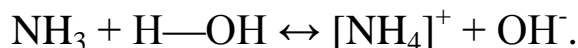
Изомерия аминов определяется изомерией углеродного скелета и положением аминогруппы.

По химическим свойствам амины, являясь производными аммиака, обладают основными свойствами, даже более ярко выражен-

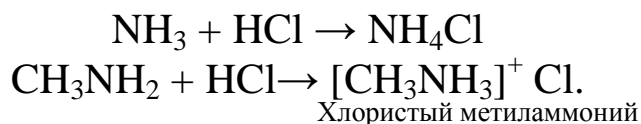
ные, чем у самого аммиака. При растворении аминов в воде образуется высокая концентрация гидроксильных ионов:



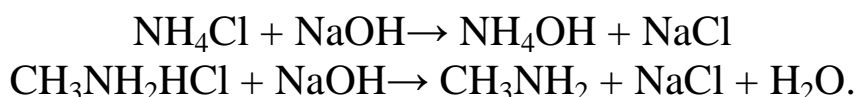
Эта реакция аналогична реакции аммиака с водой:



Амины, подобно аммиаку, образуют с кислотами соли:



Аналогично солям аммония при действии на соли аминов щелочей происходит разложение солей с выделением свободных аминов:



Характерной реакцией, позволяющей различать первичные, вторичные и третичные амины, является действие азотной кислоты, а именно образующиеся продукты. Амины можно получить по реакциям:

1. Восстановления нитросоединений водородом.
2. Взаимодействия галогенопроизводных и аммиака.
3. Разложения аминокислот.

10.8. Аминокислоты

Аминокислотами называются соединения, содержащие одновременно амино- и карбоксильную группы. Например: $\text{H}_2\text{N—CH}_2\text{—COOH}$ – аминокислота (глицин).

Названия аминокислот по рациональной номенклатуре складываются из приставки амино, перед ней буквой греческого алфавита (α, β, γ) указывается положение аминогруппы и названия соответствующей карбоновой кислоты:

$\text{CH}_3\text{—CH(NH}_2\text{)—COOH}$ – α -аминопропионовая кислота (α -аланин),

$\text{NH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—COOH}$ – β -аминопропионовая кислота (β -аланин).

Химические свойства аминокислот обусловлены наличием в их молекулах двух функциональных групп: карбоксильной (кислотный

характер) и аминогруппы (основной характер), т.е. они способны образовывать соли как с основаниями, так и с кислотами (*амфотерные свойства*). Водные растворы аминокислот не показывают кислую среду (цвет лакмуса не меняется). Это объясняется образованием внутренней соли или так называемого биполярного иона (имеющего два противоположных по знаку заряда).

Источником получения аминокислот являются природные белковые вещества. При их гидролизе получаются смеси аминокислот. Синтетически аминокислоты можно получить действием аммиака на галоидопроизводные карбоновых кислот.

10.9. Задания для самостоятельного решения

При выполнении заданий необходимо не только указать правильный ответ, но и обосновать его.

1. Изомером 1,3 бутадиена является:

- а) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}=\text{CH}_2$; в) $(\text{CH}_3)_3\text{CH}$;
б) $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{CH}=\text{CH}_2$; г) $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$.

2. Изомерами не являются:

- а) циклобутан и 2-метилпропан; в) бутадиен-1 и метилциклобутан;
б) пентен-1 и метилциклобутан; г) гексан и 2,3-диметилбутан.

3. В ряду углеводородов этан – этен – этин, длина связи С-С:

- а) увеличивается; б) уменьшается; в) не изменяется;
г) от этана к этину увеличивается, от этена к этину уменьшается.

4. Установить соответствие между структурными формулами

вещества и названия его гомолога:

Формула вещества	Название гомолога
1) $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_3$	А) пропилбензол.
2) $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_3$	Б) 2,2-диметилбензол.
3) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$	В) 3-метил пентин-1.
4) $\text{CH}=\text{C}-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_3$	Г) пентен-1.
	Д) 2-метилпентан.

5. Алкины в отличие от алканов вступают в реакции:

- а) горения; б) изомеризации; в) гидрирования; г) дегидрирования.

6. В уравнении реакции горения ацетилен коэффицент перед формулой окислителя: а) 5; б) 2; в) 3; г) 4.

7. Укажите формулу негорючего вещества:

- а) CH_4 ; б) $\text{HC}\equiv\text{CH}$; в) $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$; г) CCl_2F_2 .

8. Написать уравнение реакции между С и HNO_3 (конц.), если известно, что образуется три оксида. Расставить коэффициенты в уравнении с помощью электронного баланса.

9. При добавлении брома к толуолу образуется:

- а) 3,5-дибромтолуол; в) 2,4,6-трибромтолуол;
б) бромфенилметан; г) реакция не идет.

10. Как называется процесс ароматизации продуктов переработки нефти?

11. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно получить этанол из ацетата натрия. Указать условия проведения реакций.

12. Гомологом этанола является вещество, формула которого:

- а) $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$; в) $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$;
б) $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$; г) $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$.

13. Многоатомными спиртами называются спирты, в молекуле которых:

- а) много атомов кислорода; в) две и более гидроксильных групп;
б) много атомов углерода; г) две и более карбоксильных групп.

14. При взаимодействии глицерина со свежеприготовленным раствором гидроксида меди (II) наблюдается:

- а) выделение газа; в) обесцвечивание раствора;
б) образование раствора синего цвета; г) выпадение белого осадка.

15. Как называется реакция, в результате которой образуется изопропиловый эфир масляной кислоты? Написать уравнение реакции.

16. Жиры состоят из фрагментов молекул:

- а) этиленгликоля и высших карбоновых кислот;
б) глицерина и высших карбоновых кислот;
в) глицерина и альдегидов;
г) этиленгликоля и альдегидов.

17. Написать реакцию взаимодействия муравьиной кислоты с пропанолом-1 в присутствии серной кислоты. Назвать продукт реакции.

18. Написать реакцию гидролиза клетчатки (целлюлозы). Назвать продукт реакции.

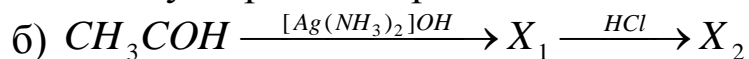
19. Наиболее сильные основные свойства проявляет амин, формула которого:

- а) $\text{CH}_3\text{-NH}_2$; в) $\text{C}_3\text{H}_7\text{-NH}_2$;
б) $\text{C}_2\text{H}_5\text{-NH}_2$; г) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$.

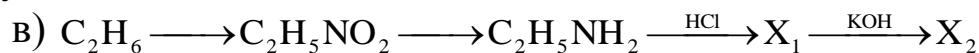
20. Осуществить превращения:



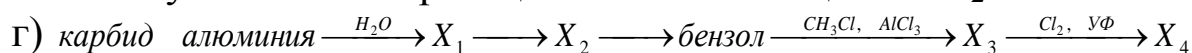
Назвать углеродосодержащее вещество X_2 .



Назвать вещество X_2 и указать относительную молекулярную массу.



Указать условия 1 и 2 реакций и назвать вещество X_2 .



21. Установить соответствие между соединением и присутствием в нем функциональной группы:

Соединение	Функциональная группа
1. Анилин.	а) карбоксильная;
2. Пропионовая кислот.	б) нитрогруппа;
3. Этаналь.	в) аминогруппа;
4. Этиленгликоль.	г) альдегидная;
	д) гидроксильная.

22. При полном сгорании 0,88г органического соединения образовалось 896мл CO_2 (н.у.) и 0,72г воды. Вывести формулу этого вещества, если плотность паров по водороду равна 44. Указать, к каким классам может относиться это вещество.

23. Дихлорпроизводное алкана содержит 5,31% водорода по массе. Определить молекулярную формулу дихлоралкана. Привести структурную формулу одного из возможных изомеров и дать название.

24. Взаимодействием одноатомного спирта с 48%-й бромоводородной кислотой ($\rho = 1,488 \frac{г}{мл}$) получено 0,4 моль соответствующего бромалкана. Рассчитать объем (мл) затраченной кислоты, если практический выход 75%.

25. Аммиак объемом 22,4 л (н.у.) смешали с оксидом азота (1V), выделившегося при термическом разложении 99,3г нитрата свинца(II). Полученную газовую смесь осторожно нагрели до $180^\circ C$ до завершения реакции. Установить объемные соотношения газов в полученной смеси после охлаждения ее до $0^\circ C$.

ЛИТЕРАТУРА

Основная

1. Ахметов, Н.С. Общая химия и неорганическая химия: учеб. для вузов / Н.С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2001. – 743 с.
2. Гаршин, А.П. Неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах, химических реакциях / А.П. Гаршин. – СПб.: Лань, 2003. – 288 с.
3. Глинка, Н.Л. Общая химия: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2002. – 728 с.
4. Иванов, В.Г. Органическая химия: учеб. пособие для вузов / В.Г. Иванов, В.А. Горленко, О.Н. Гева. – М.: Academia, 2006 – 621 с.

Дополнительная

1. Коггтон, Ф. Основы неорганической химии / Ф Коттон, Дж. Уилкинсон. – М.: Мир, 1979. – 677 с.
2. Хомченко, И.Г. Общая химия: учеб. / И.Г. Хоменко. – М.: Новая волна, 1997. – 464 с.
3. Общая химия / под ред. Е.М. Соколовской, Г.Д. Возченко, Л.С. Гузея. – М.: МГУ, 1980. – 726 с.
4. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2003. – 240 с.
5. Гольбрайх, З.Г. Сборник задач и упражнений по химии: учеб. пособие для студентов / З.Г. Гольбрайх, Е.И. Маслов. – М.: АСТ, Астрель, 2004. – 383 с.
6. Лидин, Р.А. Задачи по общей и неорганической химии: учеб. пособи для студентов вузов / Р.А. Лидин, В.А Молочко, Л.Л. Андреева. – М.: ВЛАДОС, 2004. – 383 с.
7. Платонов, Ф.П. Практикум по неорганической химии: учеб. пособие для вузов / Ф.П. Платонов. – М.: Высш. шк, 1985. – 255 с
8. Грандберг, И.И. Органическая химия: учеб. для вузов / И.И. Грандберг. – М.: Дрофа, 2002 – 672 с.
9. Березин, Б.Д. Курс органической современной химии: учеб. пособие для вузов / Б.Д. Березин, Д.Б. Березин. – М.: Высш. шк., 1999 – 768 с.
10. Иванов, В.Г. Практикум по органической химии: учеб. пособие / В.Г. Иванов, О.Н. Гева, Ю.Г. Гаверова. – М.: Academia, 2002 – 288 с.

11. Гранберг, И.И. Практические работы и семинарские занятия по органической химии: учеб. пособие для вузов / И.И. Гранберг. – М.: Дрофа, 2001 – 349 с.

12. Артеменко, А.И. Практикум по органической химии: учеб. пособие для вузов / А.И. Артеменко, И.В. Тикунова, Е.К. Ануфриев. – М.: Высш. шк., 2001 – 187 с.

13. Янковский, С.А. Задачи по органической химии: учеб. пособие для вузов / С.А. Янковский, Н.С. Данилова – М.: Колос, 2000 – 328 с.

14. Суворов, А.В. Общая химия: учеб. пособие для вузов / А.В. Суворов, А.Б. Никольский. – СПб.: Химия, 1995. – 624 с.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

		ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ										VIII		
периоды	ряды	I	II	III	IV	V	VI	VII	(H)	VI	VII	VIII	IX	X
I	1	1 H ВОДОРОД 1,00797											2 He ГЕЛИЙ 4,0026	
II	2	3 Li ЛИТИЙ 6,939	4 Be БЕРИЛЛИЙ 9,0122	5 B БОР 10,811	6 C УГЛЕРОД 12,01115	7 N АЗОТ 14,0067	8 O КИСЛОРОД 15,9994	9 F ФТОР 18,9984					10 Ne НЕОН 20,183	
III	3	11 Na НАТРИЙ 22,9898	12 Mg МАГНИЙ 24,312	13 Al АЛЮМИНИЙ 26,9815	14 Si КРЕМНИЙ 28,086	15 P ФОСФОР 30,9738	16 S СЕРА 32,064	17 Cl ХЛОР 35,453					18 Ar АРГОН 39,948	
IV	4	19 K КАЛИЙ 39,102	20 Ca КАЛЬЦИЙ 40,08	21 Sc СЦАНДИЙ 44,956	22 Ti ТИТАН 47,90	23 V ВАНАДИЙ 50,942	24 Cr ХРОМ 51,996	25 Mn МАРГАНЕЦ 54,938	26 Fe ЖЕЛЕЗО 55,847	27 Co КОБАЛЬТ 58,9332	28 Ni НИКЕЛЬ 58,71			
	5	29 Cu МЕДЬ 63,546	30 Zn ЦИНК 65,37	31 Ga ГАЛЛИЙ 69,72	32 Ge ГЕРМАНИЙ 72,59	33 As АРСЕН 74,9216	34 Se СЕЛЕН 78,96	35 Br БРОМ 79,904					36 Kr КРИПТОН 83,80	
V	6	37 Rb РУБИДИЙ 85,47	38 Sr СТРОНЦИЙ 87,62	39 Y ИТРИЙ 88,905	40 Zr ЦИРКОНИЙ 91,22	41 Nb НИОБИЙ 92,906	42 Mo МОЛИБДЕН 95,94	43 Tc ТЕХНЕЦИЙ [99]	44 Ru РУТЕНИЙ 101,07	45 Rh РОДИЙ 102,905	46 Pd ПАЛЛАДИЙ 106,4			
	7	47 Ag СЕРЕБРО 107,868	48 Cd КАДМИЙ 112,40	49 In ИНДИЙ 114,82	50 Sn ОЛОВО 118,69	51 Sb СУРЬМА 121,75	52 Te ТЕЛЛУР 127,60	53 I ИОД 126,9044					54 Xe КСЕНОН 131,30	
VI	8	55 Cs ЦЕЗИЙ 132,905	56 Ba БАРИЙ 137,34	57 La* ЛАНТАН 138,91	72 Hf ГАФНИЙ 178,49	73 Ta ТАНТАЛ 180,948	74 W ВОЛЬФРАМ 183,85	75 Re РЕНИЙ 186,2	76 Os ОСМИЙ 190,2	77 Ir ИРИДИЙ 192,2	78 Pt ПЛАТИНА 195,09			
	9	79 Au ЗОЛОТО 196,967	80 Hg РУТУТЬ 200,59	81 Tl ТАЛЛИЙ 204,37	82 Pb СВИНЕЦ 207,19	83 Bi ВИСМУТ 208,980	84 Po ПОЛОНИЙ [210]	85 At АСТАТ 210					86 Rn РАДОН [222]	
VII	10	87 Fr ФРАНЦИЙ [223]	88 Ra РАДИЙ [226]	89 Ac** АКТИНИЙ [227]	104 Ns НИЛЬСБОРИЙ [260]	105 Nh НИЛЬСБОРИЙ [261]								
		R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄					
				RH₄	RH₃	H₂R	HR							
		Ce 58 ЦЕРИЙ 140,12	Pr 59 ПРАЗЕДИЙ 140,907	Nd 60 НЕОДИМ 144,24	Pm 61 ПРОМЕТЕЙ [145]	Eu 63 ЕВРОПИЙ 151,96	Gd 64 ГАДОЛИНИЙ 157,25	Tb 65 ТЕРБИЙ 158,924	Dy 66 ДИСПРОСИЙ 162,50	Ho 67 ГОЛЬМИЙ 164,930	Er 68 ЭРБИЙ 167,26	Tm 69 ТУЛЬИЙ 168,934	Yb 70 ИТТЕРБИЙ 173,04	Lu 71 ЛОУРЕНЦИЙ 174,97
		Th 90 ТОРИЙ 232,038	Pa 91 ПРОТАКТИНИЙ [231]	U 92 УРАН 238,03	Np 93 НЕПТУНИЙ [237]	Am 95 АМЕРИЦИЙ [243]	Cm 96 КЕРМИЛИЙ [247]	Bk 97 БЕРКЛИЙ [247]	Cf 98 КАЛИФОРНИЙ [249]	Es 99 ЭЙНШТЕЙНИЙ [254]	Fm 100 ФЕРМИЙ [254]	Md 101 МЕНДЕЛЕВИЙ [258]	No 102 НОБЕЛИЙ [258]	Lr 103 ЛОУРЕНСИЙ [257]

ТИПЫ КРИСТАЛЛИЧЕСКИХ РЕШЕТОК ТВЕРДЫХ ВЕЩЕСТВ

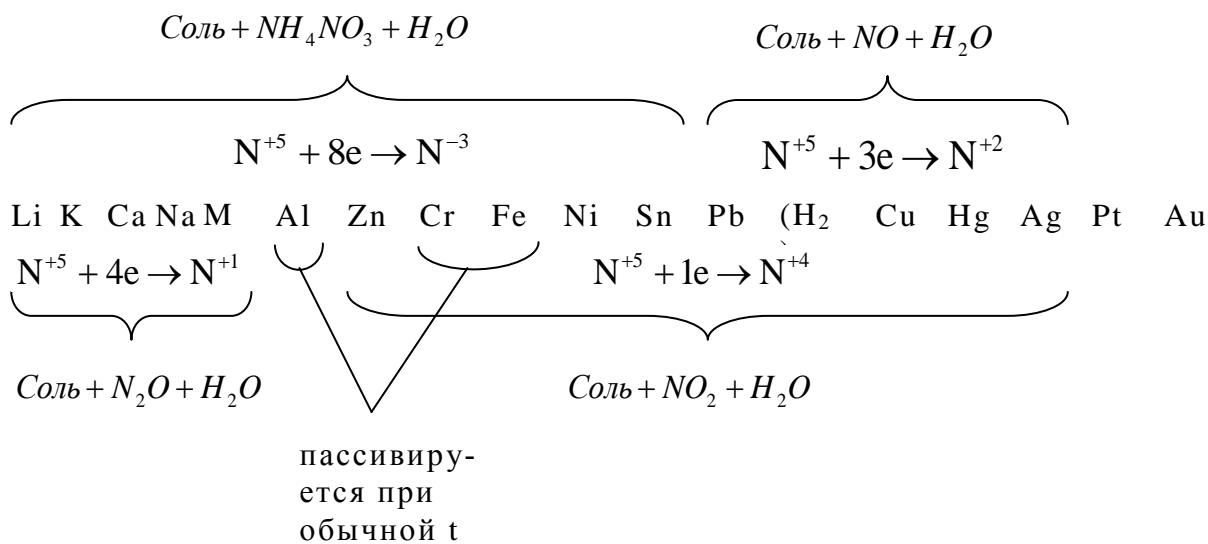
Тип кристаллической решетки	Молекулярная	Ионная	Атомная	Металлическая
Частицы в узлах решетки	Молекулы	Катионы и анионы В узлах попеременно + и - ионы	Атомы	Атомы и положительно заряженные ионы металлов
Характер связи между частицами кристалла	Межмолекулярные силы, в том числе и водородные связи	Электростатические силы	Ковалентные силы (например, в алмазе каждый атом связан с четырьмя соседними ковалентными связями)	Металлическая связь между ионами металлов и свободными электронами – "электронным газом"
Прочность связи	Слабая	Прочная	Очень прочная	Разной прочности
Отличительные физические свойства t плавления, твердость, электропроводность	Легкоплавкие (низкая t плавления), небольшой твердости. мягкие	Тугоплавкие (высокая t плавления), твердые. Растворы и расплавы проводят электрический ток.	Очень тугоплавкие, очень твердые. (алмаз не проводит эл. ток)	Разнообразны по свойствам. Имеют металлический блеск, обладают электропроводностью и теплопроводностью
Растворимость в воде	Многие растворимы в воде	Многие растворимы в воде	Практически не растворимы	d-элементы: большая часть практически не растворимы. Активные металлы 1-й и 2-й групп растворимы в воде
Примеры веществ	Иод I ₂ , лед H ₂ O, "сухой лед" (твердый CO ₂). Органические вещества	NaCl, KOH, Ba(NO ₃) ₂	Их очень мало. Алмаз C, кремний Si, бор B ₄	Медь Cu, калий K, цинк Zn

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ

Окисленная форма (Ox)	Li ⁺	K ⁺	Rb ⁺	Cs ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Cd ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	2H ⁺	Cu ²⁺	Hg ₂ ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pt ²⁺	Au ²⁺		
УСИЛЕНИЕ ОКИСЛИТЕЛЬНЫХ СВОЙСТВ (ПАДЕНИЕ АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ)	→																											
Восстановленная форма (Red)	Li	K	Rb	Cs	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	2Hg	Ag	Hg	Pt	Au		
УСИЛЕНИЕ ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ СВОЙСТВ (РОСТ АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ)	←																											
Стандартный потенциал φ ⁰ , В	-3,045	-2,925	-2,925	-2,923	-2,906	-2,888	-2,866	-2,714	-2,363	-1,662	-1,180	-0,763	-0,744	-0,440	-0,403	-0,277	-0,250	-0,136	-0,126	0,000	0,337	0,788	0,799	0,854	1,20	1,498		
Электролиз водных растворов электролитов	Катодный процесс 2H ₂ O + 2e → H ₂ + 2OH ⁻														M ⁿ⁺ + ze → M 2H ₂ O + 2e → H ₂ + 2OH ⁻													
	Анодный процесс а) Инертный анод (уголь, Pt, Au и др.) б) Растворимый анод (Cu, Ag, Zn, Cd, Ni и др.)														2X ⁻ - 2e → X ₂ (где X = Cl, Br, I); 4OH ⁻ - 4e → O ₂ + 2H ₂ O 2RCOO ⁻ - 2e → R - R + 2CO ₂ в других случаях 2H ₂ O - 4e → O ₂ + 4H ⁺ M - ze → M ⁿ⁺													

ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ

HNO₃ разбавленная



HNO₃ концентрированная

ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СЕРНОЙ КИСЛОТЫ

Концентрация	С чем реагирует	Продукт реакции	Степень окисления серы
Концентрированная	Активные Me	S^0 + соль + вода H_2S + соль + вода	0 -2
	Неактивные Me	SO_2	+4
	НеMe	SO_2 + ангидрид + вода SO_2 + кислота + вода	+4
Разбавленная	Активные Me	Соль + вода	
	Неактивные Me	Не реагируют	

ЭЛЕКТРОЛИЗ ВОДНЫХ РАСТВОРОВ

а) Катодные процессы в водных растворах солей

Электрохимический ряд напряжений металлов			
Li, K, Ca, Na, Mg, Al	Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb	H	Cu, Hg, Ag, Pt, Au
Неразряжаемые	Трудноразряжаемые		Легкоразряжаемые
Ионы металлов не восстанавливаются	Ионы металлов восстанавливаются $Me^{n+} + ne \rightarrow Me^0$		Ионы металлов восстанавливаются $Me^{n+} + ne \rightarrow Me^0$
Вместо ионов металла восстанавливается $2H_2O + 2e \rightarrow H_2\uparrow + 2OH^-$	Наряду с ионами металла восстанавливается $2H_2O + 2e \rightarrow H_2\uparrow + 2OH^-$		
Продукты электролиза в катодном пространстве			Продукты электролиза
Выделение водорода Металл не выделяется, остается в растворе)	Выделение водорода Металл тоже выделяется		Выделяется только металл $Me^{n+} + ne \rightarrow Me^0$

б) Анодные процессы в водных растворах

Анод	Кислотный остаток A^{m-}	
	Бескислородный	Кислородсодержащий
Растворимый	Окисление металла анода (железо, медь, цинк, серебро и все металлы, которые окисляются в процессе электролиза) $Me^0 \text{ (анод)} - ne \rightarrow Me^{n+} \text{ (раствор)}$	
Нерастворимый	Окисление аниона (кроме фторидов) $2A^- - 2e \rightarrow A_2$	В щелочной среде: $4OH^- - 4e \rightarrow O_2\uparrow + 4 H_2O$
		В кислой, нейтральной средах: $2H_2O - 4e \rightarrow O_2\uparrow + 4 H^+$
Продукты окисления в анодном пространстве при использовании нерастворимого анода		
	Простые вещества, например, I_2 , Br_2 , Cl_2 (если соль была соответственно иодидом, бромидом, хлоридом)	Газ-кислород (O_2), если гидролизу подвергались соли сульфаты, нитраты

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ

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

P – растворимые, H – нерастворимые, M- малорастворимые

ТРИВИАЛЬНЫЕ НАЗВАНИЯ НЕКОТОРЫХ ВЕЩЕСТВ

Вещество	Тривиальное название
Na_2CO_3	Кальцинированная сода (т.е.обезвоженная)
Na_2SO_4	Кальцинированный сульфат
NaOH	Каустик. Сода каустическая. Едкий натр
Na_2O	Натр
$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Глауберова соль (мирабилит)
Na_2SiO_3	Жидкое стекло (водный раствор)
NaNO_3	Чилийская селитра
NaN_3	Азид натрия
KNO_3	Селитра, калийная селитра
K_2CO_3	Поташ
KClO_3	Бертолетова соль
MgO	Жженая магнезия
$\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$	Кизерит (минералогическое)
$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Английская соль (горькая соль)
MgCO_3	Магнезит
$3\text{MgO} \cdot 2\text{SiO}_2$	Асбест
Al_2O_3	Глинозем (мелкокристаллический); корунд (крупнокристаллический)
$\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$	Криолит
$\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$	Доломит
CaCO_3	Кальцит, известковый шпат, исландский шпат, известняк (мергель – разновидность известняка с примесью глины), мрамор, мел.
CaSO_4	Ангидрит
$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Гипс (алебастр – мелкозернистая разновидность гипса), мариенглас (прозрачная разновидность гипса), селенит (тонковолокнистая разновидность гипса)
CaF_2	Плавиновый шпат (флюорит)
$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})$	Фосфорит (разновидность апатита)
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Насыщенный водный раствор – известковая вода Суспензия – известковое молоко
$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	Кальциевая, или известковая, селитра
$\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$	Сульфитный щелок
CaCO_3 спечен с глиной	Цемент (алюмосиликаты кальция)
CaCO_3 сплавлен с песком	Стекло (силикаты щелочных металлов и кальция)
CaO	Негашеная известь
$\text{CaO} + \text{MgO}$	Венская известь (обожженный доломит)
$\text{Ca}(\text{CN})_2$	Цианамид кальция

Вещество	Тривиальное название
BaSO_4	Бланфикс (баритовые белила); барит (тяжелый шпат)
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	Едкий барит, баритовая вода
$\text{BaSO}_4 + \text{ZnS}$	Литопон (малярная краска)
AgNO_3	Ляпис
$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot \text{H}_2\text{O}$	Бура
$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Железный купорос (цвет – светло-зеленый)
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	Медный купорос (цвет – голубой)
$\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Никелевый купорос (цвет – зеленый)
$\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Кобальтовый купорос (цвет – темно-красный)
$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Цинковый купорос (цвет – белый)
$\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$	Алюмокалиевые квасцы
$\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$	Хромокалиевые квасцы
$\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$	Железокалиевые квасцы
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	Соль Мора (ЭТО НЕ КВАСЦЫ)
NH_4NO_3	Аммиачная селитра
NH_4Cl	Нашатырь
$(\text{NH}_4)_2[\text{SnCl}_6]$	Розовая соль
$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$	Малахит
$2\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$	Азурит
Cu_2S	Халькозин (медный блеск)
H_2SO_4 концентрированная	Купоросное масло
HCl	Соляная кислота
HF	Плавиковая кислота
H_2CO_3	Угольная
Смесь конц. HNO_3 и HCl в объемном соотношении 1:3	Царская водка

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ЕГЭ ПО ХИМИИ

Г.С. Дежина, Г.П. Гордиенко, О.В. Гоголева

Редактор Л.М. Убиенных

Санитарно-эпидемиологическое заключение № 24.49.04.953.П. 000381.09.03 от 25.09.2003 г.
Подписано в печать 15.09.2011. Формат 60x84/16. Бумага тип. № 1
Печать – ризограф. Усл. печ. л. 8,75 Тираж 110 экз. Заказ № 1362
Издательство Красноярского государственного аграрного университета
660017, Красноярск, ул. Ленина, 117