

ХИМИЯ

*Методические указания к самостоятельной работе
для студентов бакалавриата направления 15.03.04*

**САНКТ-ПЕТЕРБУРГ
2019**

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
Санкт-Петербургский горный университет

Кафедра общей химии

ХИМИЯ

*Методические указания к самостоятельной работе
для студентов бакалавриата направления 15.03.04*

САНКТ-ПЕТЕРБУРГ
2019

УДК 546 (073)

ХИМИЯ: Методические указания к самостоятельной работе / Сост.: *О.Л. Лобачева, Н.В. Джевага*. Санкт-Петербургский горный университет. СПб, 2019. 53 с.

Изложен краткий теоретический материал по общей химии. Приведены примеры решения задач и задания по основным разделам общей химии: строению вещества, классам неорганических веществ, номенклатуре и свойствам каждого из этих классов соединений, электрохимии, свойствам растворов.

Предназначены для студентов направления 15.03.04 «Автоматизация технологических процессов и производств».

Научный редактор проф. *В.Е. Коган*

Рецензент проф. *А.М. Тойкка* (Санкт-Петербургский государственный университет)

ВВЕДЕНИЕ

Дисциплина «Химия» предназначена для обучающихся по программе подготовки специалистов, специализирующихся в области автоматизации технологических процессов и производств.

Цель изучения дисциплины заключается в подготовке высококвалифицированных специалистов, владеющих современными методами физико-химического описания и моделирования технологических процессов и обучение теоретическим основам и практическим методам исследования конкретного объекта с целью закрепления теоретического материала, который излагается на лекционных и практических занятиях и самостоятельно прорабатывается студентами по учебникам и учебным пособиям.

Основными задачами дисциплины «Химия» являются:

Изучение теоретических основ, общих законов химии и закономерностей химических превращений; овладение методами выполнения расчетов балансов химических реакций, основными методами исследования состава и свойств веществ и использование полученных знаний в профессиональной деятельности; формирование представлений в области расчетов и прогнозирования протекания химических процессов и кинетических закономерностей изучаемых химических реакций; развитие навыков обращения со специальной литературой, поиска сведений в библиотечных и электронных ресурсах практического применения полученных знаний, а также развитие способностей у обучающегося для самостоятельной работы и повышение уровня профессиональных навыков.

Усвоение материала студентами способствует формированию следующих компетенций: способность использовать основные законы естественно-научных дисциплин в профессиональной деятельности, уметь применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования, уметь сочетать теорию и практику.

В методических указаниях рассмотрен теоретический курс и решения задач, соответствующих учебному плану 3 семестра обучения.

I. КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

1. *Главное квантовое число* - n принимает целочисленные значения от единицы до бесконечности и определяет:

- 1) номер энергетического уровня;
- 2) интервал энергий электронов, находящихся на этом уровне;
- 3) размеры орбиталей (расстояние от ядра до орбитали);
- 4) число подуровней данного энергетического уровня;
- 5) в периодической системе элементов данному значению главного квантового числа соответствует номер периода.

2. *Орбитальное или азимутальное квантовое число* - l принимает все возможные целочисленные значения, включая 0, которые удовлетворяют условию: $l \leq n - 1$ и определяет:

- 1) момент количества движения (момент импульса) электрона;
- 2) точное значение его энергии;
- 3) форму орбитали.

Орбиталь – это область пространства, в которой вероятность нахождения электрона 90–95 %. Иногда орбиталью называют граничную поверхность этой области.

Численным значениям орбитального квантового числа обычно присваивают буквенные обозначения. Первые четыре буквы имеют историческое происхождение и связаны с характером спектральных линий, соответствующих электронным переходам между этими подуровнями.

$l = 0$	s	Sharp
$l = 1$	p	Principal
$l = 2$	d	Diffuse
$l = 3$	f	Fundamental

Обозначения других подуровней – в алфавитном порядке: g, h, \dots

Группа орбиталей, имеющих одинаковое значение орбитального квантового числа, образует энергетический подуровень.

Совокупность всех *орбиталей* с одинаковым значением главного квантового числа, т.е. орбиталей с близкими значениями энергии образует *энергетической уровень*.

В графических схемах электронного строения атомов каждая орбиталь обозначается символами – s, p, d, f или квадратиком.

3. *Магнитное квантовое число* - m_l принимает всевозможные целочисленные значения от $-l \dots 0 \dots +l$.

Вращение электрона вокруг ядра можно сравнить с движением тока по замкнутому контуру. При этом возникает магнитное поле, напряженность которого направлена перпендикулярно плоскости вращения электрона. Если атом находится во внешнем магнитном поле, то его электроны должны расположиться так, чтобы проекции их магнитных моментов на направление этого поля были целочисленными.

4. *Спиновое квантовое число* m_s . Это квантовое число выведено из уравнения Шредингера в 1926 г (Уленбек и Голдсмит) и является самым «молодым». Помимо орбитального движения электрон должен участвовать во вращении вокруг своей оси, проходящей через центр. Поэтому электрон должен иметь собственный момент импульса и магнитный момент. Возможны только два направления вращения электрона вокруг своей оси: по и против часовой стрелки. Следовательно спиновое квантовое число принимает лишь два значения: $\pm 1/2$.

1. Принцип (запрет) Паули: а атоме не может быть двух электронов, характеризующихся одинаковым набором значений четырех квантовых чисел. Состояние электронов в атоме должно отличаться значением хотя бы одного квантового числа.

2. Правило Хунда: в пределах одного подуровня электроны располагаются по орбиталям таким образом, чтобы их суммарный спин был максимальным, т.е. на подуровне должно быть максимальное число неспаренных электронов.

3. Правило Клечковского: в атоме каждый электрон занимает тот подуровень, на котором его энергия будет минимальной.

Энергия электрона определяется суммой значений главного и орбитального квантовых чисел. Для практического применения правило Клечковского можно переформулировать:

1) заполнение электронами орбиталей происходит в направлении увеличения суммы $(n + l)$;

2) в случае одинаковых значений $(n + l)$ для нескольких подуровней, сначала заполняется тот подуровень, для которого значение n – наименьшее.

$1s \rightarrow$
 $2s \rightarrow 2p \rightarrow$
 $3s \rightarrow 3p \rightarrow$
 $4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow$
 $5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow$
 $6s \rightarrow 5d^1 (\text{La}) \rightarrow 4f (\text{лантаноиды}) \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow$
 $7s \rightarrow 6d^1 (\text{Ac}) \rightarrow 5f (\text{актиноиды}) \rightarrow 6d \rightarrow \dots$

Последовательность распределения электронов в атоме по мере увеличения значений l и n выражается электронными или электронно-графическими формулами.

II. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ АТОМОВ В МОЛЕКУЛАХ

Природа и параметры химической связи

Несмотря на всё разнообразие химических связей, природа их едина и носит электростатический характер. Обычно выделяют следующие характеристики связей.

Длина связи – межъядерное расстояние между химически связанными атомами. Чем длина связи меньше, тем молекула прочнее.

Угол связи (валентный угол) – угол между воображаемыми линиями, проходящими через ядра химически связанных атомов. Влияет на геометрическую конфигурацию молекулы и, как следствие, на ее реакционную способность. Однозначной связи нет.

Энергия связи – энергия, которую нужно затратить на разрыв связи. Чем больше энергия связи, тем прочнее молекула. Энергию связи можно представить как разность конечного и исходного энергетических состояний системы. Тогда энергия связи будет пропорциональна количеству теплоты, которая выделяется при образовании химической связи.

Кратность связи – число электронных пар, посредством которых осуществляется химическая связь между атомами. Чем выше кратность связи, тем связь прочнее.

Полярность связи возникает в результате смещения электронной плотности к более электроотрицательному атому. Сильно полярной (в пределе - ионной) связью образованы все молекулы элек-

тролитов. Более сильные электролиты, как правило, имеют более полярную связь.

В зависимости от **характера распределения** электронной плотности между ядрами атомов различают (довольно условно) три основных типа химической связи:

- 1) ковалентная;
- 2) ионная;
- 3) металлическая.

В чистом виде перечисленные типы связи проявляются достаточно редко. В большинстве случаев имеет место наложение разных типов связи.

Если электроотрицательности атомов, образующих молекулу, одинаковы или очень близки, то общая электронная пара (электронная плотность) располагается симметрично по отношению к ядрам обоих атомов. Такая **ковалентная связь** называется **неполярной**. Образуются гомеополярные молекулы. Вещества, молекулы которых характеризуются **ковалентной неполярной связью**, могут в твердом состоянии образовывать молекулярные и атомные кристаллические решетки. Если электроотрицательность атомов различная, то электронная плотность смещается в сторону более электроотрицательного атома; в этом случае центры положительного и отрицательного зарядов не совпадают и возникает система из двух равных по величине, но разных по знаку зарядов δ^+ и δ^- или электрический диполь. Получается **полярная ковалентная связь**. Образуются гетерополярные молекулы.

Ионную связь иногда считают предельным случаем ковалентной полярной связи. Образуется при соединении атомов с большой разницей в электроотрицательности. Ионная связь, в отличие от ковалентной, является ненаправленной, ненасыщенной. Координационное число определяется соотношением радиусов взаимодействующих атомов.

Металлическая связь. В отличие от ионных и ковалентных соединений металлы отличаются высокой электропроводностью и теплопроводностью. Высокая электропроводность указывает на то, что электроны могут свободно передвигаться во всем объеме металла. Металл можно рассматривать как кристалл, в узлах решетки ко-

того расположены ионы, связанные электронами, находящимися в общем пользовании, т.е. в металлах имеет место сильно нелокализованная химическая связь. Совокупность электронов, обеспечивающих эту связь, называют электронным газом.

Вопросы для самоконтроля

1. Что такое квантовое число?
2. Для чего нужны квантовые числа?
3. Почему квантовых чисел 4?
4. Что определяет главное квантовое число?
5. Дайте определение магнитному квантовому числу.
6. Что такое атомная орбиталь АО (дать развернутый ответ).
7. Поясните на примере правило Клечковского.
8. Объясните на примере принцип Паули.
9. К какому семейству элементов относится кислород?
10. Что такое озон?
11. Дайте определение группе элементов «актиноиды».
12. Какие металлы можно отнести к группе «тяжелых»?
13. Что такое химическая связь?
14. Какая связь является ионной?
15. Как называется химическая связь в молекуле углекислого газа?
16. Что такое ковалентная связь?
17. Какая связь в молекуле хлороводорода?
18. Что такое полярность связи?
19. Можно ли назвать вещество алмаз молекулой?
20. Определите химическую связь в растворе поваренной соли.

III. НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

1. Основные классы неорганических соединений

Номенклатура

К основным классам неорганических соединений относятся: оксиды, гидроксиды, кислоты, соли.

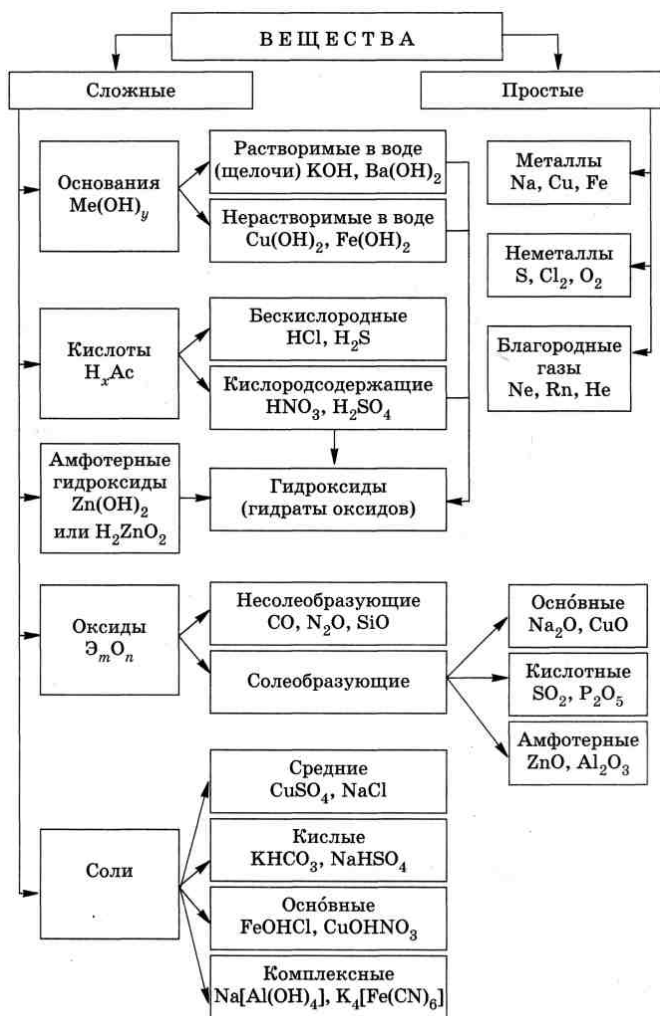


Рис. 1. Классификация неорганических веществ

1.1. ОКСИДЫ

Оксидами называют соединения, состоящие из кислорода и какого-нибудь элемента E1. Общую формулу оксидов можно записать как $E1_xO_y$, где x и y – наименьшие целые числа, кратные валентности кислорода и элемента соответственно, например, $N_2^I O^II$, $C^II O^II$, $Fe_2^{III} O_3^II$, $S^{VI} O_3^II$.

Названия оксидов дают по следующей схеме:

оксид $\frac{\text{название элемента}}{\text{название элемента}} \left(\frac{\text{степень окисления элемента}}{\text{степень окисления элемента}} \right)$.

Например: N_2O – оксид азота (I), CO – оксид углерода (II), Fe_2O_3 – оксид железа (III), SO_3 – оксид серы (VI).

Основные оксиды образованы металлами: Fe_2O_3 , CaO , BeO , Na_2O .

Кислотные оксиды образованы неметаллами: SO_3 , CO_2 , CrO_3 , Mn_2O_7 .

Амфотерные оксиды образованы металлами и обладают свойствами как основных, так и кислотных оксидов – ZnO , Cr_2O_3 .

1.2. ГИДРОКСИДЫ

Гидроксидами называют соединения, состоящие из положительного иона металла (иона аммония NH_4^+) и одной или нескольких гидроксогрупп (OH^-). Общую формулу гидроксида можно записать как $Me(OH)_x$, где x – степень окисления металла, например, $NaOH$, $Fe(OH)_2$, $Al(OH)_3$.

Названия гидроксидов дают по следующей схеме:

гидроксид $\frac{\text{название металла}}{\text{название металла}} \left(\frac{\text{степень окисления металла}}{\text{степень окисления металла}} \right)$.

Например: $NaOH$ – гидроксид натрия, $Fe(OH)_2$ – гидроксид железа (II), $Al(OH)_3$ – гидроксид алюминия.

По химическим свойствам гидроксиды делят на щелочные, основные и амфотерные гидроксиды.

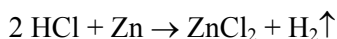
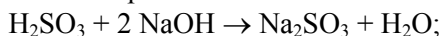
1.3. КИСЛОТЫ

Кислотами называют вещества, состоящие из отрицательного иона кислотного остатка и положительного иона водорода (одного или нескольких). Общую формулу кислоты можно записать следующим образом H_xAn , где x – модуль заряда аниона кислотного остатка An^{x-} . С точки зрения теории электролитической диссоциации к кислотам относятся вещества, способные диссоциировать в растворе с образованием ионов водорода.

По наличию атома кислорода в кислотном остатке различают бескислородные кислоты (HCl , H_2S) и кислородсодержащие (HNO_3 , H_2SO_4).

По числу атомов водорода в молекуле кислоты, способных замещаться металлами, различают кислоты одноосновные (HCl , HNO_3), двухосновные (H_2S , H_2SO_4), трехосновные (H_3PO_4) и т. д.

Все кислоты взаимодействуют с гидроксидами металлов и с активными металлами с образованием солей:



При составлении названия кислот используется *корень русского названия* элемента, образующего кислоту (центрального атома), с добавлением суффикса, окончания или приставки в зависимости от состава кислоты и степени окисления центрального атома.

Бескислородные кислоты.

При составлении названия кислоты используют схему: *элементоводородная кислота*, например: HCl – хлороводородная кислота (соляная), H_2S – сероводородная кислота, H_2Te – теллурическая кислота.

Кислородсодержащие кислоты.

Центральный атом имеет максимальную степень окисления (высшие кислоты) – используют окончание **–ная** или **–вая**, например: HNO_3 – азотная кислота, H_2SO_4 – серная кислота, H_2CrO_4 – хромовая кислота.

Центральный атом имеет минимальную положительную степень окисления – используют суффикс **–ист**, например: HNO_2 – азотистая кислота, H_2SO_3 – сернистая кислота.

Для обозначения степеней окисления атомов галогенов используют суффиксы:

–н(ая) → –оват(ая) → –ист(ая) → –оватист(ая)

→ степень окисления понижается →:

$\text{HCl}^{+7}\text{O}_4$ (хлорная) → $\text{HCl}^{+5}\text{O}_3$ (хлорноватая) → $\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$ (хлористая) → HCl^{+1}O (хлорноватистая)

Приставку **орто**– и **мета**– используют для обозначения кислот, образованных элементом с одинаковой степенью окисления, но различающихся основностью: H_3PO_4 – ортофосфорная кислота, HPO_3 – метафосфорная кислота.

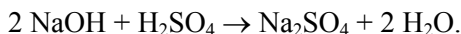
Приставку **тио**– используют для обозначения кислот, в молекуле которых атом кислорода замещен на серу со степенью окисления -2: $\text{H}_2\text{SO}_3\text{S}$ ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$) – тиосерная кислота, H_2CS_3 – тритиоугольная кислота.

Приставку **ди**– используют для обозначения кислот с двумя атомами, образующими кислотный остаток: $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$ – дифосфорная кислота, $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – дихромовая кислота.

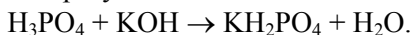
1.4. СОЛИ

Солями называют сложные вещества, состоящие из катиона металла и аниона кислотного остатка. Общую формулу соли можно записать как Me_xAn_y , где x и y – наименьшие целые числа, кратные заряду катиона и аниона соответственно. Соли можно рассматривать и как продукты полного или частичного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металлов или гидроксогрупп в молекуле гидроксида металла кислотными остатками.

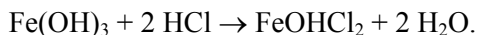
При полном замещении (нейтрализации) образуются средние соли:



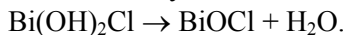
При неполной нейтрализации многоосновной кислоты гидроксидом металла образуются кислые соли:



При неполной нейтрализации гидроксида металла кислотой образуются основные соли:



Разновидностью основных солей являются оксосоли, образующиеся при отщеплении молекулы воды от основной соли:



В ряде случаев образуются двойные соли, имеющие два разных катиона металла и один кислотный остаток, например $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$.

Названия солей составляют из названия кислотного остатка и названия металла в родительном падеже, в скобках указывают степень окисления металла, если их несколько, например, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат железа (III), NaCl – хлорид натрия. Название аниона соли дают исходя из латинского корня кислотообразующего элемента, с добавлением приставки или суффикса в зависимости от наличия кислорода в кислотном остатке, степени окисления кислотообразующего элемента и состава кислотного остатка.

Бескислородные кислоты (кислотные остатки).

К латинскому корню кислотообразующего элемента добавляют суффикс **–ид**: Cl^- – хлорид, NaCl – хлорид натрия; S^{2-} – сульфид, NiS – сульфид никеля (II).

Кислородсодержащие кислоты (кислотные остатки).

Кислотообразующий элемент находится в высшей степени окисления - латинскому корню кислотообразующего элемента добавляют суффикс **–ат**:

SO_4^{2-} – сульфат, K_2SO_4 – сульфат калия; NO_3^- – нитрат, NH_4NO_3 – нитрат аммония; CrO_4^{2-} – хромат, BaCrO_4 – хромат бария.

Кислотообразующий элемент находится в низшей степени окисления - латинскому корню кислотообразующего элемента добавляют суффикс **–ит**:

SO_3^{2-} – сульфит, BaSO_3 – сульфит бария; NO_2^- – нитрит, NaNO_3 – нитрит натрия; CrO_2^- – хромит, KCrO_2 – хромит калия.

Для обозначения анионов орто- и метакислот сохраняют приставки орто- и мета-:

PO_4^{3-} – ортофосфат, Na_3PO_4 – ортофосфат натрия;

PO_3^- – метафосфат, NaPO_3 – метафосфат натрия;

Для обозначения кислотных остатков тиокислот сохраняют приставку тио–:

SSO_3^{2-} ($\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) – тиосульфат, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – тиосульфат натрия.

Если кислотный остаток содержит два атома кислотообразующего элемента, то к названию аниона добавляют приставку ди–:

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ – дихромат, $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – дихромат натрия.

Для обозначения степеней окисления атомов галогенов используют приставки и суффиксы:

пер–....–ат → –ат → –ит → гипо–.....–ит

→ степень окисления понижается →:

$\text{Cl}^{+7}\text{O}_4^-$ (перхлорат) → $\text{Cl}^{+5}\text{O}_3^-$ (хлорат) → $\text{HCl}^{+3}\text{O}_2^-$ (хлорит) → Cl^{+1}O^- (гипохлорит)

Для названия анионов кислых солей используют приставку гидро–, количество атомов водорода в составе соли указывают греческими числительными (ди, три, тетра и т. д.):

HCO_3^- – гидрокарбонат, NaHCO_3 – гидрокарбонат натрия, $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ – гидрокарбонат бария; H_2PO_4^- – дигидроортофосфат, KH_2PO_4 – дигидроортофосфат калия.

Для названия катионов основных солей используют приставку гидроксо–, количество гидроксогрупп в составе соли указывают греческими числительными (ди, три, тетра и т. д.):

FeOHCl – хлорид гидроксожелеза (II); $(\text{NiOH})_2\text{SO}_4$ – сульфат гидроксоникеля; $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – нитрат дигидроксоалюминия.

Для названия катионов оксоослей используют корень латинского названия металла с добавлением суффикса –ил:

BiO^+ – висмутил, BiOCl – хлорид висмутила;

UO_2^{2+} – уранил, UO_2Cl_2 – хлорид уранила.

Название двойным солям дают руководствуясь вышеперечисленными правилами, называя сначала анион, а затем катионы в направлении справа налево:

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – сульфат алюминия, калия.

Вопросы для самоконтроля

1. Какой оксид называется амфотерным?

2. Как называется соединение NOCl_2 ?
3. Какова химическая формула поваренной соли?
4. Какой газ получается при взаимодействии Na с водой?
6. Что такое гашеная известь?
7. Назовите соединение – $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$?
8. Напишите формулу марганцевой кислоты?

I. По названию вещества написать его формулу

1. Азотистая кислота, азотная кислота, ацетат свинца (II).
2. Бромид алюминия, бромид кобальта (II), бромноватистая кислота.
3. Бромоводородная кислота, висмутат натрия, гидрокарбонат калия.
4. Гидроксид алюминия, гидросульфид натрия, дихромат аммония
5. Дихромат калия, дихромовая кислота, иодид кобальта (II)
6. Иодид сурьмы, метаалюминат натрия, молибдат аммония
7. Ниобат калия, нитрат бария, нитрит калия.
8. Оксалат аммония, перманганат калия, перманганат магния.
9. Сернистая кислота, сульфат железа (III), сульфат ртути (II).
10. Сульфид свинца (II), тиосульфат натрия, угольная кислота.
11. Хлорид железа (III), хлорид калия, хлорид олова (II).
12. Хлорная кислота, цианид калия, фосфат железа.

II. Назвать соединения:

13. $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, BaCr_2O_7
14. BaSO_4 , BiCl_3 , CaC_2O_4
15. CdI_2 , CH_3COOH , $\text{Co}(\text{NO}_3)_3$
16. CoBr_2 , CoI_2 , CrOH_2SO_4
17. CuCl_2 , FeCl_3 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$
18. H_2SnO_3 , H_3PO_3 , HClO
19. HgSO_4 , HNO_2 , HPO_3
20. K_2CO_3 , K_2CrO_4 , K_2MnO_4
21. KCN , KCNS , KCrO_2
22. KMnO_4 , KNO_2 , $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

23. Na_2CrO_4 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, Na_3BO_3

24. $\text{Pb}(\text{SO}_4)_2$, PbS , NaNO_3

III. Написать в молекулярной и ионно-молекулярной формах уравнения реакций

1. Нитрат свинца (II) + иодид калия.
2. Сульфид калия + серная кислота.
3. Карбонат калия + соляная кислота.
4. Сульфат меди (II) + гидроксид натрия.
5. Карбонат кальция + соляная кислота.
6. Сульфит натрия + серная кислота.
7. Бромид алюминия + нитрат серебра.
8. Сульфид натрия + серная кислота.
9. Сульфид железа (II) + соляная кислота.
10. Формиат калия + азотная кислота.
11. Хлорид аммония + гидроксид кальция.
12. Соляная кислота + гидроксид бария.
13. Плавиковая кислота + гидроксид калия.
14. Гидроксид железа (III) + азотная кислота.
15. Уксусная кислота + гидроксид аммония.
16. Азотистая кислота + гидроксид аммония.
17. Сероводород + гидроксид аммония.
18. Гидрокарбонат натрия + соляная кислота.
19. Хлорид железа (III) + гидроксид калия.
20. Ацетат свинца + сульфат натрия.
21. Гидросульфат калия + серная кислота.
22. Нитрат цинка + избыток гидроксида натрия.
23. Гидроксид кальция + оксид углерода (IV).
24. Нитрат бария + сульфат натрия.
25. Хлорид бария + сульфат алюминия.
26. Нитрат свинца + сульфат железа (III).
27. Сульфат хрома (III) + гидроксид аммония.
28. Карбонат натрия + ортофосфорная кислота.
29. Нитрат дигидроксовисмута + азотная кислота.
30. Хлорид гидроксомагния + соляная кислота.

IV. Закончить и уравнять реакцию; уравнение реакции представить в молекулярной и ионной формах:

- | | |
|---|---|
| 31. $\text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow$ | 32. $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| 33. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$ | 34. $\text{AlBr}_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$ |
| 35. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$ | 36. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| 37. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$ | 38. $\text{BaCl}_2 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$ |
| 39. $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ | 40. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$ |
| 41. $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | 42. $\text{CaCO}_3 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$ |
| 43. $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$ | 44. $\text{CdCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ |
| 45. $\text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | 46. $\text{HCOOK} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| 47. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$ | 48. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$ |
| 49. $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$ | 50. $\text{CuSO}_4 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$ |
| 51. $\text{HF} + \text{KOH} \rightarrow$ | 52. $\text{KOH} + \text{HCN} \rightarrow$ |
| 53. $\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ | 54. $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| 55. $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | 56. $\text{NaHPO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$ |
| 57. $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | 58. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$ |
| 59. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Sr}(\text{OH})_2 \rightarrow$ | 60. $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH} \rightarrow$ |
| 61. $\text{NiSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{S} \rightarrow$ | 62. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$ |
| 63. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow$ | 64. $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| 65. $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ | |

IV. СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

Закон сохранения массы веществ (М.В. Ломоносов, 1748 г.; А. Лавуазье, 1789 г.)

Масса всех веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе всех веществ продуктов реакции.

Атомно-молекулярное учение этот закон объясняет следующим образом: в результате химических реакций атомы не исчезают и не возникают, а происходит их перегруппировка (т.е. химическое превращение - это процесс разрыва одних связей между атомами и образование других, в результате чего из молекул исходных веществ получаются молекулы продуктов реакции). Поскольку число атомов до и после реакции остается неизменным, то их общая масса также

изменяться не должна. Под массой понимали величину, характеризующую количество материи.

Закон постоянства состава впервые сформулировал Ж. Пруст (1808 г).

Все индивидуальные химические вещества имеют постоянный качественный и количественный состав и определенное химическое строение, независимо от способа получения.

Из закона постоянства состава следует, что при образовании сложного вещества элементы соединяются друг с другом в определенных массовых соотношениях.

Пример. CuS - сульфид меди. $m(\text{Cu}) : m(\text{S}) = A_r(\text{Cu}) : A_r(\text{S}) = 64 : 32 = 2 : 1$

Чтобы получить сульфид меди (CuS) необходимо смешать порошки меди и серы в массовых отношениях 2 : 1. Таким образом, молекула содержит атомы элементов в строго определенных, постоянных и целочисленных отношениях. На основании этого Дальтон в 1803 г. сформулировал закон кратных отношений.

Если два элемента образуют несколько химических соединений, то массы этих элементов в соединениях, как правило, относятся как небольшие целые числа.

Используя атомистические представления, Дальтон окончательно ввел представление об атоме в химическую науку. Согласно Дальтону, атомам каждого элемента можно приписать некоторую относительную массу. На основе обычных стехиометрических закономерностей можно произвольно считать атомный «вес» одного из элементов равным единице (Дальтон выбрал в качестве такого элемента водород), а затем найти атомные «веса» других элементов.

Понятия «моль» и «эквивалент» получили распространение почти сразу после понятия «относительная масса». Понятие эквивалент даже является более старым. Из чисто практических соображений нетрудно было вывести формулировку закона эквивалентов.

Вещества вступают в реакцию друг с другом в строго эквивалентных соотношениях.

Идея введения обоих понятий – упростить химические расчеты и установить четкую и простую взаимосвязь между количеством структурных единиц вещества и его массой или объемом.

Моль – количество вещества, содержащее столько структурных единиц вещества, сколько содержится атомов в 12 г изотопа углерода ^{12}C .

Применяя понятие «моль» следует указывать тип структурной единицы: атом, молекула, ион, электрон, нуклон и др.

Математически понятие «моль» определяет формула:

$$n = \frac{N}{N_a},$$

где N – число структурных единиц, шт., N_a – число Авогадро, т.е. количество атомов в 1/12 массы атома углерода, $N_a = 6,02 \cdot 10^{23}$ шт.

Связь массы и количества вещества определяется формулой:

$$n = \frac{m}{M}$$

Пользуясь понятием моль, молярная масса, законом сохранения массы можно успешно решать многие задачи химии: расчеты по химическим формулам и уравнением, составление баланса реакций по массе или по количеству вещества.

Эквивалентом вещества называется такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях. Эквивалентной массой \mathcal{E}_M называется масса одного эквивалента вещества, т.е. масса вещества и количество эквивалентов связаны уравнением:

$$n_{\text{э}} = \frac{m}{\mathcal{E}_M}.$$

Для газов эквивалентным объемом называется объем, занимаемый при данных условиях одним эквивалентом вещества. Закон эквивалентов: вещества взаимодействуют друг с другом в эквивалентных количествах или массы взаимодействующих веществ ($A+B = AB$) пропорциональны их эквивалентным массам:

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{\mathcal{E}_M(A)}{\mathcal{E}_M(B)}.$$

При проведении расчетов эквивалентные массы можно вычислить по формуле:

$$\mathcal{E}_M = \frac{M}{z}$$

где M – молярная масса элемента, оксида, кислоты, основания или соли, г/моль; Z – степень окисления элемента в продукте реакции, произведение числа атомов элемента и степени окисления элемента в оксидах, основность кислоты, кислотность основания, произведение числа атомов металла и степени окисления металла в соли.

1. Одно и то же число молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковые объемы.

2. При нормальных условиях ($0^\circ\text{C} = 273^\circ\text{K}$, $1 \text{ атм} = 101,3 \text{ кПа}$) 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л.

Следствие из гипотезы Авогадро:

$$n = \frac{V}{V_M},$$

где n – число моль газа, V – его объем, л; V_M – молярный объем газа, л/моль.

Из закона Авогадро следует, что массы двух газов, взятых в одинаковых объемах, должны относиться друг к другу, как их молярные массы:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

где m_1 и m_2 – массы, а M_1 и M_2 – молярные массы первого и второго газов.

Отношение массы данного газа к массе другого газа, взятого в том же объеме, при той же температуре и том же давлении, называется относительной плотностью первого газа по второму.

$$D_{M_2} = \frac{M_1}{M_2}, \quad M_1 = D_{M_2} M_2$$

Молярная масса газа равна его плотности по отношению к другому газу, умноженной на молярную массу второго газа.

Подстрочным индексом обычно указывают природу (формулу) того газа, для которого молярная масса известна и по которому определяют неизвестную молярную массу.

Часто плотности различных газов определяют по отношению к водороду, как самому легкому из всех газов. В этом случае неизвестная молярная масса газа может быть вычислена по уравнению:

$$M_i = D_{H_2} M_{H_2}$$

Нередко также молярную массу газа вычисляют, исходя из его плотности по воздуху. Хотя воздух – это смесь газов, найденная из плотности по водороду, средняя молярная масса воздуха составляет 29 г/моль.

$$M_i = D_{\text{возд}} \cdot M_{\text{возд}}$$

При обычных условиях различные газы смешиваются друг с другом в любых соотношениях. При этом каждый газ, входящий в состав смеси, характеризуется своим парциальным давлением.

Парциальным называется давление, которое производило бы имеющееся в смеси количество данного газа, если бы этот газ в данном количестве, при данных температуре и давлении занимал весь объем, занимаемый смесью.

$$p_i = xP_{\Sigma}$$

x_i – мольная доля компонента газовой смеси.

$$x_i = \frac{n_i}{\sum n_i}$$

n_i – количество моль компонента, $\sum n_i$ – общее число молей всех компонентов газовой смеси.

или только для газов при $PT = const$

$$x_i = \varphi_i = \frac{V_i}{\sum V_i}$$

Закон парциальных давлений: давление смеси газов, химически не взаимодействующих друг с другом, равно сумме парциальных давлений газов, составляющих смесь:

$$P_{\Sigma} = \sum p_i$$

Для расчёта параметров состояния идеального газа используется уравнение Менделеева-Клапейрона, которое выводится из закона Авогадро, уравнений Бойля-Мариотта, Гей-Люссака и Шарля:

$$PV = nRT$$

$$\text{при } n = \text{const: } \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

где: P , V , T – параметры идеального газа в исходном и конечном состояниях.

4.1. Примеры решения задач

Пример 1. Определить массовую долю алюминия в его оксиде и вычислить, сколько алюминия теоретически можно выделить из боксита массой 15 т с содержанием Al_2O_3 87 %.

Решение. Найдем молярную массу Al_2O_3 :

$$M_{(\text{Al}_2\text{O}_3)} = 2M_{(\text{Al})} + 3M_{(\text{O})} = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102 \text{ г/моль}.$$

Примем количество вещества Al_2O_3 равным 1 моль, тогда количество вещества алюминия будет равно 2 моль. Масса оксида алюминия составит 102 г, а масса алюминия составит $2 \cdot 27 = 54$ г.

Вычислим массовую долю алюминия в его оксиде:

$$\omega_{(\text{Al})} = \frac{m_{(\text{Al})}}{m_{(\text{Al}_2\text{O}_3)}} \cdot 100\% = \frac{54}{102} \cdot 100 = 52,9 \text{ \%}.$$

Вычислим массу чистого Al_2O_3 в боксите:

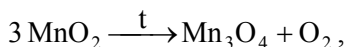
$$m_{(\text{Al}_2\text{O}_3)} = \frac{\omega_{(\text{Al}_2\text{O}_3)}}{100} m_{\text{боксита}} = \frac{87}{100} \cdot 15 = 13,05 \text{ т}.$$

Масса алюминия, которую можно получить из боксита:

$$m_{(\text{Al})} = \frac{\omega_{(\text{Al})}}{100} m_{(\text{Al}_2\text{O}_3)} = \frac{52,9}{100} \cdot 13,05 = 6,9 \text{ т.}$$

Пример 2. Оксид марганца (IV) при прокаливании теряет кислород, образуя Mn_3O_4 . Какой объем кислорода при температуре 27°C и давлении 1,1 атм. выделится из 0,58 кг MnO_2 ?

Решение. Запишем уравнение реакции разложения:



из которого следует, что 3 моль MnO_2 дают 1 моль кислорода.

Найдем количество вещества MnO_2 :

$$n_{(\text{MnO}_2)} = \frac{m_{(\text{MnO}_2)}}{M_{(\text{MnO}_2)}} = \frac{580}{87} = 6,67 \text{ моль,}$$

следовательно, образуется:

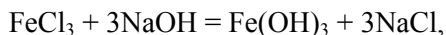
$$n_{(\text{O}_2)} = \frac{n_{(\text{MnO}_2)}}{3} = \frac{6,67}{3} = 2,223 \text{ моль.}$$

Учитывая, что 1 атм. = 101325 Па, по уравнению Менделеева-Клапейрона получим:

$$V_{(\text{O}_2)} = \frac{nRT}{P} = \frac{2,223 \cdot 8,31 \cdot 300}{1,1 \cdot 101325} = 0,05 \text{ м}^3.$$

Пример 3. К раствору, содержащему 0,2 моль хлорного железа (FeCl_3) прибавили 0,24 моль гидроксида натрия. Какое количество гидроксида железа при этом получилось?

Решение. Составим уравнение реакции:



из которого следует, что 1 моль FeCl_3 взаимодействует с 3 моль NaOH , следовательно, для реакции с 0,2 моль хлорного железа требуется гидроксида натрия: $0,2 \cdot 3 = 0,6$ моль.

По условию задачи, количество вещества NaOH составляет 0,24 моль, т. е. он в недостатке. Дальнейший расчет ведем по гидроксиду натрия.

Составим пропорцию:

$$\begin{aligned} 3 \text{ моль NaOH} &- 1 \text{ моль FeCl}_3 \\ 0,24 \text{ моль NaOH} &- x \text{ моль FeCl}_3, \end{aligned}$$

из которой вычислим количество вещества гидроксида железа (III):

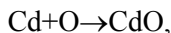
$$n_{\text{Fe(OH)}_3} = \frac{0,24 \cdot 1}{3} = 0,08 \text{ моль.}$$

Пример 4. При окислении 2,81 г кадмия получено 3,21 г оксида кадмия. Вычислить эквивалентную массу кадмия и определить его валентность.

Решение. По массе кадмия и массе его оксида найдем массу кислорода:

$$m_{(\text{O})} = m_{(\text{CdO})} - m_{(\text{Cd})} = 3,21 - 2,81 = 0,4 \text{ г.}$$

Образование оксида кадмия можно записать в виде схемы реакции:



для которой составим пропорцию согласно закону эквивалентов:

$$\frac{m_{(\text{Cd})}}{m_{(\text{O})}} = \frac{\mathcal{E}_{(\text{Cd})}}{\mathcal{E}_{(\text{O})}},$$

откуда

$$\mathcal{E}_{(\text{Cd})} = \mathcal{E}_{(\text{O})} \frac{m_{(\text{Cd})}}{m_{(\text{O})}} = 8 \cdot \frac{2,81}{0,4} = 56,2 \text{ г/моль.}$$

Сравнивая численные значения эквивалентной массы и молярной массы кадмия, находим:

$$\frac{M_{(\text{Cd})}}{\mathcal{E}_{(\text{Cd})}} = \frac{112,4}{56,2} = 2,$$

следовательно, валентность кадмия равна 2.

4.2 Задачи

4.2.1. Выполнить расчеты по формуле вещества

1. Состав минерала гематита выражается соотношением $m_{(Fe)}:m_{(O)} = 7:3$. Сколько граммов железа можно получить из 50 г этого минерала?
2. В промышленном масштабе оксид кадмия получают сжиганием кадмия в избытке сухого воздуха. Определить количественный состав оксида кадмия и вывести его формулу, если при сжигании 2,1 г кадмия получается 2,4 г оксида.
3. Криолит имеет состав $AlF_3 \cdot 3NaF$. Вычислить массовую долю фтористого алюминия в криолите.
4. Дать название соединения и рассчитать процентное содержание в нем хрома и оксида хрома (VI): $K_2Cr_2O_7$.
5. Для анализа хлорида меди и определения его количественного состава в раствор, содержащий 0,4 г хлорида меди, влили раствор нитрата серебра. Образовался осадок хлорида серебра массой 0,849 г. Определить количественный состав и вывести формулу хлорида меди.
6. После предварительной очистки боксита был получен безводный продукт, состоящий в основном из оксида алюминия и содержащий 0,3 % оксида кремния (IV) и 0,048 % оксида железа (III). Каково процентное содержание кремния и железа в данном продукте?
7. Сколько марганца можно выделить методом алюмотермии из 20 кг пиролюзита, содержащего 87 % оксида марганца (IV)?
8. Дать химическое название минерала и рассчитать массовую долю хлора в карналлите $KMnCl_3 \cdot 6H_2O$.
9. Дать название соединения и рассчитать массовую долю никеля в $(NiOH)_2SO_4$.
10. Сколько концентрата с содержанием меди 60 % можно получить из 1 т руды, содержащей 3 % халькозина (Cu_2S) и 2 % ковеллина (CuS)?
11. Дать химическое название минерала и рассчитать процентное содержание меди в хризоколле $CuSiO_3 \cdot 2H_2O$.
12. Какую массу железа можно получить из 2 т железной руды, содержащей 94 % Fe_3O_4 .

13. Какую массу алюминия можно получить из одной тонны нефелина NaAlSiO_4 ?
14. Составить формулу дигидросульфата железа (III) и рассчитать процентное содержание в нем оксида серы (VI).
15. KHSO_4 можно представить себе как бы составленным из K_2O и SO_3 . Найти процентное содержание оксида серы (VI) в этом соединении и назвать его.
16. Написать формулу сульфата железа (III) и рассчитать содержание железа в этом соединении.
17. Определить, сколько серебра и оксида серебра можно получить из 10 кг хлорида серебра.
18. Вычислить содержание оксида меди (II) и назвать соединение: $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$.
19. Дать химическое название и рассчитать процентное содержание хлора в $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
20. Дать название соединения и рассчитать процентное содержание в нем никеля: $(\text{NiOH})_3(\text{PO}_4)$.
21. Дать систематическое название соединения $\text{CePO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ и вычислить а) массовую долю церия и б) массовую долю оксида церия (III).

4.2.2. Выполнить расчеты с использованием закона эквивалентов

22. В результате реакции 4,45 г металла с водородом образовалось 5,1 г гидроксида. Определить эквивалентную массу металла.
23. При взаимодействии 0,385 г металла с хлором образовалось 1,12 г хлорида этого металла. Вычислить эквивалентную массу данного металла.
24. Для реакции 0,44 г металла с бромом потребовалось 3,91 г брома. Определить эквивалентную массу металла.
25. Определить эквивалентную массу двухвалентного металла и назвать его, если для полного сгорания 3,2 г металла потребовалось 0,26 л кислорода, измеренных при нормальных условиях.
26. При пропускании сероводорода через раствор, содержащий 7,32 г хлорида двухвалентного металла, было получено 6,133 г его сульфида. Определить эквивалентную массу металла.

27. При разложении 4,932 г оксида металла получено 0,25 л кислорода (н. у.). Определить эквивалентную массу металла.
28. При взаимодействии пластинки металла массой 10,2 г с раствором сульфата меди (II) масса пластинки увеличилась на 1,41 г. Вычислить эквивалентную массу металла.
29. В оксиде свинца содержится 7,14 % (мас.) кислорода. Определить эквивалентную массу свинца.
30. Соединение металла с галогеном содержит 64,5 % (мас.) галогена, оксид того же металла содержит 15,4 % (мас.) кислорода. Определить эквивалентную массу галогена и назвать его.
31. На восстановление 6,33 г оксида металла израсходовано 0,636 л водорода (н. у.). Определить эквивалентную массу металла.
32. 2 г некоторого металла соединяются с 1,39 г серы или с 6,95 г брома. Вычислить эквивалентную массу металла.
33. 0,321 г алюминия и 1,168 г цинка вытесняют из кислоты одинаковое количество водорода. Найти эквивалентную массу цинка, если эквивалентная масса алюминия равна 8,99 г/экв.
34. Сколько литров водорода (н. у.) потребуется для восстановления 112 г оксида металла, содержащего 71,43 % металла? Какова эквивалентная масса металла?
35. Вычислить молярную и эквивалентную массу двухвалентного металла, если 2,2 г его вытесняют из кислоты 0,81 л водорода при 22°C и 102,9 кПа. Определить металл.
36. Вычислить эквивалентную массу кислоты, если на нейтрализацию 0,234 г ее потребовалось 28,9 мл раствора гидроксида натрия концентрацией 0,1 моль/л.
37. На нейтрализацию 2 г основания потребовалось 3,04 г соляной кислоты. Вычислить эквивалентную массу основания.
38. В технике оксид меди получают прокаливанием меди при недостатке воздуха. Определить эквивалентную массу меди, если при прокаливании 8 г меди получается 9 г оксида меди.
39. Минерал халькозин (медный блеск) содержит 20 % серы. Определить эквивалентную массу металла и формулу халькозина.
40. Одним из способов получения металлов является восстановление их оксидов водородом. Рассчитать эквивалентную массу металла, если известно, что на восстановление 3,4 г оксида металла

потребовалось столько водорода, сколько его выделяется при реакции 6,54 г цинка с кислотой.

41. Вычислить эквивалентную массу металла, если из 4,93 г хлорида металла по реакции с нитратом серебра получилось 8,61 г хлорида серебра.

42. В азотной кислоте растворили 0,58 г меди. Полученную соль прокалили, в результате получили 0,726 г оксида меди. Вычислить эквивалентную массу меди.

4.2.3. Решить задачу с использованием расчетов по уравнению реакции

43. При синтезе аммиака израсходовано 22,4 мл азота (н. у.). Сколько аммиака может быть при этом теоретически получено?

44. При сжигании 3 кг каменного угля получили 5,3 м³ CO₂ (н. у.). Какова массовая доля углерода в данном образце каменного угля?

45. Какой объем воздуха (н. у.) потребуется для обжига пирита по реакции $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$, чтобы получить 1000 м³ оксида серы (IV). Объемное содержание кислорода в воздухе – 21 %.

46. Вычислить, какой объем воздуха (н. у.) потребуется для обжига 2 т пирита, содержащего 92 % FeS₂. Объемное содержание кислорода в воздухе – 21 %.

47. Какая масса раствора серной кислоты концентрацией 70 % потребуется для получения ортофосфорной кислоты из 200 кг по реакции $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{CaSO}_4$, фосфорита содержащего 70 % Ca₃(PO₄)₂?

48. Для получения оксида магния из металлического магния потребовалось 5 л воздуха, измеренных при температуре 27°C и давлении 1,3 атм. В воздухе содержится 21 % кислорода. Сколько оксида магния можно при этом получить?

49. Основной минерал, содержащий олово – касситерит (SnO₂). Металлическое олово из него получают восстановлением коксом. При этом выделяется оксид углерода (IV). Какой объем оксида углерода выделится при восстановлении 3,02 кг касситерита, если процесс вести при температуре 127°C и давлении 1,5 атм?

50. Какой объем печных газов (25°C , 760 мм рт. ст.), содержащих 10 % сернистого газа (оксид серы (IV)), получается при обжиге 1 т серного колчедана, содержащего 45 % серы, если при этом 1,6 % серы не сгорает?

51. При прокаливании доломита $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ образуется углекислый газ. Рассчитать объем углекислого газа, если процесс протекает при температуре 227°C и давлении 1,4 атм.

52. При действии воды на карбид кальция образовалось 50 л ацетилена, измеренных при температуре 17°C и давлении 1,5 атм. Какова масса полученного ацетилена?

53. При обжиге известняка образуются негашеная известь (CaO) и углекислый газ. Сколько известняка, содержащего 92 % карбоната кальция, потребуется для получения 112 л углекислого газа, измеренного при температуре 127°C и давлении 11 атм.?

54. Для производства серной кислоты взяли 224 л сернистого газа, измеренного при температуре 37°C и давлении 1,8 атм. Сколько серной кислоты при этом получится, если выход готового продукта составляет 80 % от теоретического?

55. При коррозии железа выделилось 0,422 л водорода, измеренного при 7°C и давлении 741 мм рт. ст. Определить, какое количество железа прородировало, если первоначально образуется соединение железа (II).

56. Какой объем углекислого газа необходимо отвести из печи при обжиге 1 т кальцита CaCO_3 при 800°C и давлении 800 мм рт. ст.?

57. Какой объем сернистого газа может быть получен при обжиге 1 т хвостов флотации сульфидных руд, содержащих 70 % пирита, если газ собирают в емкости под давлением 2 атм. при температуре 30°C ? Реакция обжига пирита: $4 \text{FeS}_2 + 11 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 8 \text{SO}_2$.

58. Сульфид натрия получают в промышленности по реакции: $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{C} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + 2 \text{CO}_2$. Какой объем углекислого газа следует отвести из печи при получении 1 т сульфида натрия с содержанием чистого вещества 68 % при 1200°C и давлении 820 мм рт. ст.?

59. Горячий КОН реагирует с хлором по реакции: $6 \text{KOH} + 3 \text{Cl}_2 \rightarrow 5 \text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$. Сколько КОН потребуется для взаимодействия с 0,8 л хлора (7°C и 98,64 кПа)?

60. При прокаливании пирита (FeS_2) массой 20 т был получен оксид серы (IV) объемом 7000 м^3 (н.у.). Определить чистоту пирита и объем воздуха, необходимый для обжига пирита?
61. Сколько граммов кальция вступило в реакцию с водой, если объем выделившегося водорода при 25°C и $99,3 \text{ кПа}$ равен 480 мл ?
62. 10 г порошка латуни (сплав меди с цинком) обработали избытком соляной кислоты и получили $1,3 \text{ л}$ водорода, измеренного при 18°C и 90000 Па . Каков процентный состав сплава?
63. В электрической печи из 20 кг технического оксида кальция было получено 16 кг карбида кальция по реакции: $\text{CaO} + 3 \text{ C} = \text{CaC}_2 + \text{CO}$. Определить массовую долю примесей в оксиде кальция и теоретический объем CO при температуре 546°C и давлении $101,3 \text{ кПа}$, а также массу необходимого углерода.
64. Для очистки типографского шрифта от вредных примесей цинка в его расплав добавляют хлорид аммония, который реагирует с находящимся в сплаве цинком. Уравнение этой реакции: $2 \text{ NH}_4\text{Cl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + 2 \text{ NH}_3 + \text{H}_2\uparrow$. Образующийся хлорид цинка всплывает на поверхность расплава в виде шлака. Хлорид аммония добавляют в расплав из расчета $2,5 \text{ кг}$ на 1 кг цинка. Соответствует ли это количество NH_4Cl теоретическому?

V. РАСТВОРЫ. КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ

5.1. Способы выражения концентрации

Раствором называется гомогенная (однородная) система, состоящая из двух или более компонентов, состав которой может непрерывно изменяться в определенных пределах. По агрегатному состоянию растворы могут быть газообразными, жидкими и твердыми.

В растворах выделяют растворитель и растворенное вещество. *Растворителем* называют компонент, который образует непрерывную среду. Остальные компоненты, которые распределены в среде растворителя в виде дискретных частиц, называются *растворенными веществами*.

По агрегатному состоянию растворы могут быть газообразными, жидкими и твердыми:

1) газообразные (воздух); 2) жидкие смеси (Г+Ж, Ж+Ж, Ж+Т);

3) твердые (сплавы, стекла).

Устойчивость раствора определяется размером растворенных частиц:

1) истинные растворы ($10^{-9} - 10^{-10}$ м);

1.1) растворы электролитов (ионные);

1.2) растворы неэлектролитов (молекулярные);

2) коллоидные растворы ($10^{-7} - 10^{-9}$ м);

3) суспензии (Т+Ж), эмульсии (Ж+Ж) ($10^{-4} - 10^{-7}$ м).

Состав раствора (концентрация) чаще всего выражается следующими способами.

Массовая доля или процентное содержание ω – соотношение масс растворенного m_b вещества и раствора m_{p-p} , выраженное в долях или процентах:

$$\omega = \frac{m_b}{m_{p-p}} \cdot 100, \%$$

Концентрация, выраженная в граммах на литр, $C_{г/л}$ – показывает, какая масса растворенного вещества m_b , выраженная в граммах, содержится в единице объема раствора V_{p-p} :

$$C_{г/л} = \frac{m_g}{V_{p-p}}, \text{ г/л.}$$

Молярная концентрация или молярность, C_M – число молей растворенного вещества n_b в единице объема раствора V_{p-p} :

$$C_M = \frac{n_b}{V_{p-p}} = \frac{m_b}{M_b \cdot V_{p-p}}, \text{ моль/л.}$$

Моляльная концентрация или моляльность, C_m – число молей растворенного вещества, приходящееся на один килограмм растворителя:

$$C_m = \frac{n_b}{m_{p-ль}} = \frac{m_b}{M_b \cdot m_{p-ль}} \text{ моль/кг.}$$

Мольная доля или мольные проценты x_i – число молей компонента (растворителя или растворенного вещества) содержащееся в одном моле раствора:

$$x_i = \frac{n_i}{\sum n_i}.$$

Нормальная концентрация или нормальность, C_N – количество эквивалентов растворенного вещества $n_{эв}$, содержащееся в одном литре раствора:

$$C_N = \frac{n_{эв}}{V_{р-р}} = \frac{m_{в}}{\Theta_{в} \cdot V_{р-р}} \cdot z = z \cdot C_M \text{ экв/л,}$$

где z – количество обменных эквивалентов растворенного вещества, содержащееся в одном его моле.

Для кислот z соответствует основности кислоты, т. е. числу атомов водорода в составе кислоты, обмениваемых в данной реакции на металл или нейтрализуемых основанием.

Для оснований z соответствует кислотности основания, т.е. числу гидроксильных групп в составе основания, обмениваемых на кислотный остаток или нейтрализуемых кислотой.

Для солей z рассчитывают как произведение числа атомов и степени окисления металла в составе соли.

Для окислителей и восстановителей в окислительно-восстановительных реакциях z – изменение их степени окисления в ходе реакции.

5.2. Примеры решения задач

Пример 1. Раствор серной кислоты в воде с концентрацией 16 % (мас.) имеет плотность $d = 1,109 \text{ г/см}^3$. Выразить концентрацию этого раствора всеми способами.

Решение. Выделим мысленно 1 кг раствора и найдем его объем:

$$V_{р-р} = \frac{m_{р-р}}{d_{р-р}} = \frac{1000}{1,109} = 902 \text{ мл} = 0,902 \text{ л.}$$

Найдем массу растворенного вещества (H_2SO_4):

$$m_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{\omega}{100} m_{р-р} = \frac{16}{100} \cdot 1000 = 160 \text{ г.}$$

Вычислим концентрацию раствора серной кислоты в г/л:

$$C_{\text{г/л}} = \frac{m_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}}{V_{\text{р-р}}} = \frac{160}{0,902} = 177,4 \text{ г/л.}$$

Найдем количество молей серной кислоты:

$$n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{m_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}}{M_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}} = \frac{160}{98} = 1,63 \text{ моль}$$

и вычислим молярную концентрацию раствора серной кислоты:

$$C_{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}}{V_{\text{р-р}}} = \frac{1,63}{0,902} = 1,81 \text{ моль/л.}$$

Найдем массу растворителя (H_2O):

$$m_{(\text{H}_2\text{O})} = m_{\text{р-р}} - m_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 1000 - 160 = 840 \text{ г} = 0,84 \text{ кг}$$

и вычислим моляльную концентрацию раствора серной кислоты:

$$m_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}}{m_{(\text{H}_2\text{O})}} = \frac{1,63}{0,84} = 1,94 \text{ моль/кг.}$$

Найдем количество молей воды:

$$n_{(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m_{(\text{H}_2\text{O})}}{M_{(\text{H}_2\text{O})}} = \frac{840}{18} = 46,67 \text{ моль.}$$

Найдем молярную долю серной кислоты:

$$x_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}}{n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} + n_{(\text{H}_2\text{O})}} = \frac{1,63}{1,63 + 46,67} = 0,03.$$

Определим нормальную концентрацию раствора серной кислоты (для серной кислоты количество обменных эквивалентов в одном моле вещества $z = 2$):

$$C_{N(\text{H}_2\text{SO}_4)} = zC_{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 2 \cdot 1,81 = 3,62 \text{ экв/л}.$$

Пример 2. Какой объем раствора серной кислоты концентрацией 10 % ($d = 1,066 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 200 мл 1 н. раствора?

Решение. Найдем массу серной кислоты, содержащейся в 200 мл 1 н. раствора. Для этого вычислим молярную концентрацию

$$\text{раствора: } C_M = \frac{C_N}{z} = \frac{1}{2} = 0,5 \text{ моль/л},$$

количество вещества серной кислоты

$$n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = C_{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} V_{\text{р-р}(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 0,5 \cdot 0,2 = 0,1 \text{ моль}$$

и ее массу

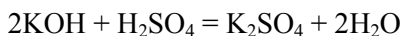
$$m_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} M_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 0,1 \cdot 98 = 9,8 \text{ г}.$$

Вычислим объем 10 % раствора:

$$V_{\text{р-р}} = \frac{m_{\text{р-р}}}{d_{\text{р-р}}} = \frac{m_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} 100\%}{\omega_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} d_{\text{р-р}}} = \frac{9,8 \cdot 100}{10 \cdot 1,066} = 91,9 \text{ см}^3.$$

Пример 3. Какой объем раствора серной кислоты концентрацией 0,42 моль/л потребуется для нейтрализации 20 мл раствора гидроксида калия концентрацией 6 % ($d = 1,053 \text{ г/см}^3$)?

Решение. Составим уравнение реакции:



Найдем количество вещества KOH:

$$n_{(\text{KOH})} = \frac{m_{(\text{KOH})}}{M_{(\text{KOH})}} = \frac{\omega m_{\text{р-р}}}{100 M_{(\text{KOH})}} = \frac{\omega d V_{\text{р-р}}}{100 M_{(\text{KOH})}} = \frac{6 \cdot 1,053 \cdot 20}{100 \cdot 56} = 0,02 \text{ моль}.$$

По уравнению реакции на 2 моль KOH приходится 1 моль H_2SO_4 , следовательно, для реакции с 0,02 моль гидроксида калия требуется 0,01 моль серной кислоты.

Найдем объем раствора серной кислоты:

$$V_{\text{р-р}} = \frac{n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}}{C_{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}} = \frac{0,01}{0,42} = 0,0238 \text{ л} = 23,8 \text{ мл.}$$

5.3 Задачи для решения

5.3.1. Выразить концентрацию заданного раствора всеми возможными способами

Таблица 1

№ п	Вещество	Концентрация	Плотность, г/мл
1.	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	0,15 экв/л	1,009
2.	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	5,47 г/л	1,010
3.	AlCl_3	0,041 моль/кг	1,007
4.	BaCl_2	1,69 моль/л	1,280
5.	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	0,525 моль/л	1,092
6.	CaCl_2	22 %	1,203
7.	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	2%	1,010
8.	CdCl_2	0,5 моль/л	1,080
9.	CrCl_3	0,6 экв/л	1,022
10.	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	0,3 моль/л	1,021
11.	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$	3%	1,020
12.	CuSO_4	1,037 моль/кг	1,206
13.	CuCl_2	0,04 моль/л	1,009
14.	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	1,037 экв/л	1,200
15.	FeSO_4	0,3 экв/л	1,020
16.	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	0,3 моль/л	1,030
17.	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	0,3 %	1,000
18.	H_2SO_4	15 %	1,100
19.	H_3PO_4	24 %	1,140
20.	HCl	0,4 мол. %	1,002
21.	$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$	0,25 моль/л	1,174
22.	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	0,18 моль/кг	1,033
23.	KMnO_4	0,25 экв/л	1,027
24.	KOH	6,3 мол. %	1,147
25.	MgSO_4	20 %	1,219
26.	MgCl_2	2 %	1,020

№ п	Вещество	Концентрация	Плотность, г/мл
27.	$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$	0,05 моль/л	1,010
28.	MnSO_4	1 %	1,000

Продолжение таблицы 1

№ п	Вещество	Концентрация	Плотность, г/мл
29.	Na_2CO_3	41,34 г/л	1,019
30.	NaBr	26 %	1,210
31.	NaCl	4,5%	1,030
32.	NaOH	13 %	1,142
33.	NH_4OH ,	9 %	0,961
34.	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	30 %	1,328
35.	ZnSO_4	87 г/л	1,084

5.3.2. Выполнить расчет приготовления раствора

36. Какой объем 88 % раствора серной кислоты плотностью $1,8 \text{ г/см}^3$ надо взять, чтобы приготовить 2 л этой же кислоты концентрацией 2,36 моль/л?

37. Требуется приготовить 500 мл 15 % раствора едкого кали плотностью $1,14 \text{ г/см}^3$. Какое количество миллилитров 12-ти нормального раствора едкого кали (KOH) надо для этого взять?

38. Какое количество воды надо добавить к 200 мл 52 % раствора едкого натра, плотность которого $1,35 \text{ г/см}^3$, чтобы получить раствор с концентрацией 2,78 моль/л?

39. Раствор серной кислоты концентрацией 3 моль/л имеет плотность $1,18 \text{ г/см}^3$. Какое количество воды надо прилить к 118 г этого раствора, чтобы получить раствор с концентрацией 12 %?

40. Сколько воды надо добавить к 125 мл 26 % раствора соляной кислоты плотностью $1,13 \text{ г/см}^3$, чтобы получить раствор с концентрацией 14,5 %?

41. Какое количество воды надо добавить к 150 г раствора хлорида бария в воде, концентрация которого 2 экв/л, а плотность $1,2 \text{ г/см}^3$, с тем, чтобы получить раствор с концентрацией 8 %?

42. Какое количество миллилитров раствора фосфорной кислоты, мольная доля которого 0,01 (плотность раствора $1,025 \text{ г/см}^3$) надо взять, чтобы получить 200 г раствора с концентрацией 2,6 %?

43. Сколько миллилитров 2,25 М раствора хлорида калия надо взять, чтобы приготовить 1,5 л 6 % раствора, плотностью $1,04 \text{ г/см}^3$?

44. Какой объем 38 % раствора соляной кислоты плотностью $1,189 \text{ г/см}^3$ потребуется для приготовления 250 мл 0,08 н. раствора?
45. Сколько миллилитров 96 % раствора серной кислоты плотностью $1,84 \text{ г/см}^3$ потребуется для приготовления 2 л 0,25 н. раствора?
46. Сколько граммов едкого кали надо взять для приготовления двух литров 10 % раствора плотностью $1,09 \text{ г/см}^3$?
47. Сколько миллилитров 98 % раствора серной кислоты плотностью $1,837 \text{ г/см}^3$ надо взять для приготовления 500 мл 0,1 н. раствора?
48. Сколько миллилитров 3 н. раствора фосфорной кислоты надо взять для приготовления 1 л 0,5 М раствора?
49. Как приготовить 500 мл 0,5 н. раствора соды из 2 н. ее раствора?
50. Сколько миллилитров воды надо прибавить к 300 мл 25 % раствора едкого кали, плотностью $1,236 \text{ г/см}^3$, чтобы получить 8 % раствор?
51. Сколько миллилитров 56 % азотной кислоты плотностью $1,345 \text{ г/см}^3$ потребуется для приготовления 1 литра 0,1 М раствора?
52. Сколько миллилитров воды надо прибавить к 100 мл 48 % раствора серной кислоты плотностью $1,376 \text{ г/см}^3$, чтобы получить 0,5 н. раствор?
53. До какого объема надо разбавить 200 мл 1 н. раствора хлорида натрия, чтобы получить 4,5 % раствор плотностью $1,029 \text{ г/см}^3$?
54. Сколько граммов сульфата натрия надо прибавить к 1 л 10 % раствора плотностью $1,09 \text{ г/см}^3$, чтобы получить 15 % раствор?
55. Сколько воды надо прибавить к 200 мл 32 % раствора азотной кислоты плотностью $1,193 \text{ г/см}^3$ чтобы получить 10 % раствор?
56. Сколько 36 % раствора соляной кислоты плотностью $1,179 \text{ г/см}^3$ потребуется для приготовления 1 л 0,5 н. раствора?
57. Сколько воды надо добавить к 50 мл 2 н. раствора, чтобы получить 0,25 н. раствор?
58. Сколько граммов хлорида аммония надо добавить к 5 л 2,1 М раствора плотностью $1,054 \text{ г/см}^3$ чтобы получить 20 % раствор?
59. Сколько граммов едкого натра надо взять для приготовления двух литров 10 % раствора плотностью $1,080 \text{ г/см}^3$?

60. Как приготовить один литр 1 н. раствора КОН из 49 % раствора той же щелочи плотностью 1,5 г/см³?
61. Имеется 80 % раствор серной кислоты плотностью 1,732 г/см³. Как из него приготовить 2 л 6 М раствора H₂SO₄?
62. Сколько 60 % серной кислоты плотностью 1,503 г/см³ надо взять для приготовления 10 литров 0,1 н. ее раствора?
63. Сколько воды надо испарить, чтобы из 10 л 0,25 М раствора ортофосфорной кислоты получить 6 М раствор?
64. В лаборатории имеется 20 кг 12 % раствора поташа K₂CO₃. Сколько килограммов технического поташа, содержащего 8 % посторонних примесей надо взять для повышения концентрации имеющегося раствора до 20 %?
65. Какой объем 10 % раствора карбоната натрия плотностью 1,105 г/см³ требуется для приготовления 5 л 2 % раствора плотностью 1,02 г/см³?
66. Сколько граммов хлористого аммония потребуется для приготовления 600 мл 0,5 М раствора?
67. Какую массу нитрата свинца (II) надо взять для приготовления 300 мл 0,2 н. раствора?

VI. РАСЧЕТ PH В РАСТВОРАХ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ

Электrolитической диссоциацией называется процесс распада молекул электролитов на ионы под действием полярных молекул растворителя. Количественно способность электролита распадаться на ионы характеризуют степенью диссоциации:

$$\alpha = n/n_0,$$

где n – число продиссоциированных молей электролита; n_0 – исходное число молей электролита. Процесс диссоциации обратимый, он приводит к равновесию между недиссоциированными молекулами и ионами и, следовательно, должен подчиняться закону действующих масс. Вещество АВ при растворении в воде диссоциирует по уравнению:



При постоянной температуре отношение произведения концентраций конечных и исходных веществ постоянно и называется константой диссоциации:

$$K_d = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]},$$

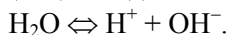
где $[A^+]$, $[B^-]$, $[AB]$ – концентрации ионов и молекул электролита в растворе, моль/л или моль/кг. По степени и величине константы диссоциации все электролиты принято условно делить на сильные и слабые. Сильные электролиты в растворе диссоциируют практически полностью, слабые – частично. Закон действующих масс справедлив лишь для слабых электролитов.

К сильным электролитам относят – *кислоты*: азотную HNO_3 , серную H_2SO_4 , соляную HCl , бромисто- и йодистоводородные HBr и HI , хлорную $HClO_4$, *гидроксиды* щелочных металлов, стронция и бария, *соли*. Остальные электролиты являются слабыми. Мало диссоциированными соединениями являются и комплексные ионы в растворе.

Для характеристики кислотно-основных свойств растворов используют водородный показатель pH , равный отрицательному значению десятичного логарифма концентрации ионов водорода. Аналогично рассчитывают гидроксильный показатель pOH , равный отрицательному значению десятичного логарифма концентрации ионов гидроксила.

$$pH = -\lg[H^+]; \quad pOH = -\lg[OH^-]$$

Концентрации ионов водорода и гидроксила связаны между собой равновесием диссоциации воды:



Константу равновесия называют ионным произведением воды. При 298 K она равна 10^{-14} .

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

Логарифмированием уравнения (2.2) получаем:

$$pH + pOH = 14$$

В чистой воде (нейтральная среда) $pH = pOH = 7$. В кислой среде $pH < 7$, в щелочной среде $pH > 7$

Для сильных кислот и щелочей, полностью диссоциированных на ионы, $[H^+] = z \cdot C_k$ и $[OH^-] = z \cdot C_{щ}$, где C_k и $C_{щ}$ - моляльные концентрации кислоты и, соответственно, щелочи, z - основность кислоты или кислотность основания.

Разбавление раствора:

в кислой среде: $pH_2 = pH_1 + \lg n$;

в щелочной среде: $pH_2 = pH_1 - \lg n$ ¹

Однако следует учитывать, что при любом разбавлении кислого раствора $pH_2 \leq 7$, а при разбавлении щелочного раствора $pH_2 \geq 7$. Поэтому в среде, близкой к нейтральной, в интервале значений $pH_1 = 7 \pm \lg n$, необходимо принять во внимание диссоциацию воды, в результате которой образуются ионы H^+ и OH^- .

6.1. Расчет pH в растворах слабых кислот и оснований

Диссоциация многих электролитов протекает не полностью. Отношение числа диссоциированных молей к общему числу молей электролита в растворе называют степенью диссоциации. Для одноосновной кислоты, диссоциирующей по уравнению:

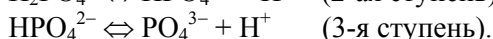
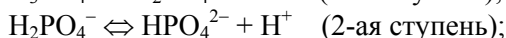


Степень диссоциации α равна:

$$\alpha = [H^+] / C$$

где C - концентрация кислоты в моль/л или в моль/кг.

Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:



Обычно константа диссоциации по второй ступени приближенно в 10^4 - 10^5 раз ниже, чем по первой. По третьей ступени константа диссоциации еще во столько же раз ниже. Поэтому при расчетах pH в растворах многоосновных слабых кислот обычно учитывают только первую ступень диссоциации, пренебрегая второй и третьей ступенями.

¹ Индекс 1 относится к исходному раствору (до разбавления), индекс 2 - к конечному раствору (после разбавления).

Диссоциация слабых электролитов - равновесный процесс. Для его количественного описания используют константу равновесия, называемую константой диссоциации:

$$K_d = [\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-] / [\text{HA}]$$

Константу диссоциации находят в справочнике.

Согласно уравнению $[\text{H}^+] = [\text{A}^-]$. Следовательно, равновесная концентрация недиссоциированной кислоты равна разности между общей концентрацией и концентрацией образовавшихся ионов. С учетом формулы получаем:

$$[\text{HA}] = C - [\text{H}^+] = C - \alpha C = C(1 - \alpha).$$

Так как в растворах слабых электролитов при умеренных разбавлениях $\alpha \ll 1$, то $[\text{HA}] \cong C$. $K_d = [\text{H}^+]^2 / C$. Отсюда:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_d \cdot C}$$

После логарифмирования уравнения получаем:

$$pH = 1/2 (pK_d - \lg C)$$

Для растворов слабых оснований можно вывести аналогичные формулы:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_d \cdot C}$$

$$pOH = 1/2 (pK_d - \lg C)$$

где C – концентрация слабого основания..

По значению константы диссоциации можно рассчитать степень диссоциации электролита.

$$K_d = \alpha^2 C.$$

Отсюда следует:

$$\alpha = \sqrt{K_d / C}$$

В отсутствие солевого фона получаем известную формулу Оствальда.

6.2 Примеры решения задач

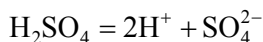
Пример 1. Вычислить pH раствора серной кислоты концентрацией 0,3 % ($d = 1,0 \text{ г/см}^3$).

Решение. Перейдем к моляльной концентрации серной кислоты.

Для этого выделим мысленно 100 г раствора, тогда масса серной кислоты составит 0,3 г, а масса воды – 99,7 г.

$$C_{m(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{m_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}}{M_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}m_{(\text{H}_2\text{O})}} = \frac{0,3}{98 \cdot 0,0997} = 0,031 \text{ моль/кг.}$$

По уравнению диссоциации:



из 1 моль серной кислоты образуется 2 моль H^+ , следовательно,

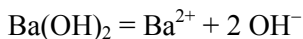
$$[\text{H}^+] = 2C_{m(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 2 \cdot 0,031 = 0,062 \text{ моль/кг.}$$

Вычислим значение pH:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 0,062 = 1,21.$$

Пример 2. Вычислить pH раствора гидроксида бария концентрацией 0,0068 экв/л.

Решение. По уравнению диссоциации:



из 1 моль гидроксида бария образуется 2 моль гидроксил-ионов:

$$[\text{OH}^-] = 2C_{M(\text{Ba}(\text{OH})_2)} = C_{N(\text{Ba}(\text{OH})_2)} = 0,0068 \text{ моль/кг.}$$

Найдем значение pOH:

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 0,0068 = 2,17$$

и вычислим pH:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,17 = 11,83.$$

Пример 3. Найти pH раствора борной кислоты с мольной долей 0,0025 ($d = 1,0 \text{ г/см}^3$).

Решение. выделим мысленно 1 кг раствора.

$$m_{\text{p-p}} = m_{(\text{H}_2\text{O})} + m_{(\text{H}_3\text{BO}_3)} = n_{(\text{H}_2\text{O})}M_{(\text{H}_2\text{O})} + n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)}M_{(\text{H}_3\text{BO}_3)},$$

$$x_{(\text{H}_3\text{BO}_3)} = \frac{n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)}}{n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)} + n_{(\text{H}_2\text{O})}} \Rightarrow$$

$$n_{(\text{H}_2\text{O})} = n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)} \frac{1 - x_{(\text{H}_3\text{BO}_3)}}{x_{(\text{H}_3\text{BO}_3)}} = n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)} \frac{1 - 0,0025}{0,0025} = 399n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)},$$

$$m_{\text{p-p}} = 399n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)}M_{(\text{H}_2\text{O})} + n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)}M_{(\text{H}_3\text{BO}_3)}.$$

$$n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)} = \frac{m_{\text{p-p}}}{399M_{(\text{H}_2\text{O})} + M_{(\text{H}_3\text{BO}_3)}} = \frac{1000}{399 \cdot 18 + 61,8} = 0,138 \text{ моль}.$$

Так как плотность раствора равна 1 г/см^3 , то его объем соответствует 1 л и молярная концентрация численно равна количеству вещества борной кислоты, т. е. $C_{M(\text{H}_3\text{BO}_3)} = 0,138 \text{ моль/л}$.

Диссоциация борной кислоты по первой ступени протекает по реакции: $\text{H}_3\text{BO}_3 = \text{H}^+ + \text{H}_2\text{BO}_3^-$,

для которой константа диссоциации $K_{d1} = 7,1 \cdot 10^{-10}$. Второй и третьей степенями диссоциации борной кислоты пренебрегаем.

pH раствора борной кислоты:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{d1(\text{H}_3\text{BO}_3)} C_{M(\text{H}_3\text{BO}_3)}} = \sqrt{7,1 \cdot 10^{-10} \cdot 0,138} = 9,9 \cdot 10^{-6},$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(9,9 \cdot 10^{-6}) = 5.$$

Пример 4. Найти pH раствора гидроксида аммония, концентрацией $0,5 \text{ моль/л}$; $K_{d(\text{NH}_4\text{OH})} = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

Решение: Диссоциация гидроксида аммония протекает по реакции: $\text{NH}_4\text{OH} = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$.

В растворе присутствуют OH-группы, следовательно вычисляем $[\text{OH}^-]$ по уравнению:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_{d(\text{NH}_4\text{OH})} C_{M(\text{NH}_4\text{OH})}} = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 0,5} = 2,99 \cdot 10^{-3}.$$

Далее вычисляем pH:

$$\text{pH} = 14 + \lg[\text{OH}^-] = 14 + \lg(2,99 \cdot 10^{-3}) = 11,32.$$

6.3 Задачи для решения

6.3.1. Вычислить pH раствора сильного электролита

Таблица 2

№ задачи	Элек- тролит	Концентрация рас- твора	Плотность раствора, г/мл
1.	Ca(OH) ₂	0,07 %	1,000
2.	H ₂ SO ₄	0,01 % (мольн.)	1,000
3.	Sr(OH) ₂	5·10 ⁻⁴ н.	1,000
4.	HCl	1,36 %	1,005
5.	H ₂ SO ₄	1,73 %	1,012
6.	KOH	0,577 %	1,003
7.	H ₂ SO ₄	5·10 ⁻⁴ М	1,000
8.	KOH	0,001 н.	1,000
9.	NaOH	2,5·10 ⁻³ М	1,000
10.	HNO ₃	3 %	1,010
11.	Ba(OH) ₂	5 %	1,040
12.	HCl	0,3 %	1,000
13.	KOH	5,8 г/л	1,004
14.	H ₂ SO ₄	0,05 г/л	1,000
15.	KOH	0,6 г/л	1,000
16.	NaOH	0,5 %	1,000
17.	HCl	0,01 н.	1,000
18.	Ca(OH) ₂	0,02 н.	1,000
19.	KOH	4 г/л	1,000
20.	NaOH	5 г/л	1,000
21.	HCl	0,006 М	1,000
22.	LiOH	0,8 г/л	1,000
23.	RbOH	1 %	1,000
24.	CsOH	0,5 %	1,000
25.	HCl	0,02 % (мольн.)	1,000
26.	H ₂ SO ₄	0,6 %	1,003
27.	HNO ₃	0,7 % (мольн.)	1,000

№ задачи	Электродит	Концентрация раствора	Плотность раствора, г/мл
28.	H ₂ SO ₄	0,3 %	1,001

6.3.2. Определить pH и степень диссоциации раствора слабого электролита при температуре 25°C:

Таблица 3

№ задачи	Электролит	Концентрация раствора	Плотность раствора, г/мл
1.	NH ₄ OH	2 %	0,989
2.	CH ₃ COOH	0,12 %	1,000
3.	HCOOH	4,5 %	1,010
4.	NH ₄ OH	2,35 %	0,988
5.	C ₆ H ₅ NH ₃ OH	93,02 г/л	-
6.	C ₆ H ₅ OH	5 %	1,020
7.	HCOOH	0,5 %	-
8.	CH ₃ COOH	0,65 %	-
9.	HNO ₂	0,8 %	-
10.	HCN	2,7 %	1,010
11.	C ₆ H ₅ OH	9,4 г/л	-
12.	NH ₄ OH	0,1 %	-
13.	HCN	8 %	1,040
14.	HCOOH	2,3 %	1,005
15.	CH ₃ COOH	1 %	-
16.	NH ₄ OH	0,34 %	1,000
17.	HCOOH	3 %	1,007
18.	H ₂ S	0,32 н.	
19.	NH ₄ OH	0,5 %	1,000
20.	H ₃ PO ₄	1 %	1,005
21.	C ₉ H ₆ NH ₂ OH	3 г/л	
22.	Лимонная к-та	120 г/л	
23.	Бензойная к-та	2 %	1,003
24.	N ₂ H ₅ OH	0,5 %	
25.	HCOOH	4 %	1,010
26.	HNO ₂	2 %	1,010

№ задачи	Электролит	Концентрация раствора	Плотность раствора, г/мл
27.	Винная к-та	1 %	1,020
28.	H ₃ BO ₃	5 %	1,030
29.	HBrO	0,1 %	1,000
30.	H ₃ BO ₃	10 %	1,040

VII. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

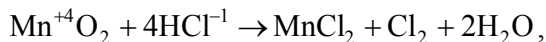
Окислительно-восстановительными называются химические реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления атомов элементов.

Окислением называется процесс отдачи электронов, а *восстановлением* процесс принятия электронов. Окисление и восстановление взаимосвязаны.

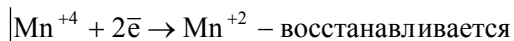
Окислителем называется вещество, атомы которого принимают электроны, при этом он восстанавливается. *Восстановителем* называется вещество, атомы которого отдают электроны, при этом он окисляется.

Все окислительно-восстановительные реакции классифицируют следующим образом:

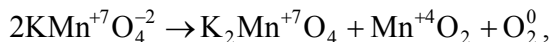
1. Межмолекулярные реакции. Это реакции, в которых окислитель и восстановитель являются различными веществами.



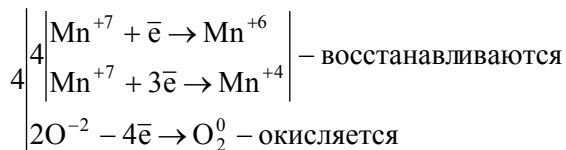
где Mn^{+4} – окислитель, Cl^{-1} – восстановитель.



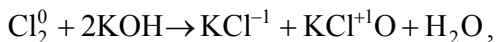
2. Реакции внутримолекулярного окисления. Это реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов различных элементов одного и того же вещества.



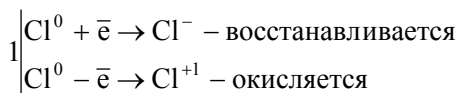
где Mn^{+7} – окислитель, а O^{-2} – восстановитель.



3. Реакции диспропорционирования. В этих реакциях и окислителем и восстановителем является элемент находящийся в промежуточной степени окисления в составе одного и того же вещества.



где Cl_2^0 – окислитель и восстановитель.



О возможности того или иного вещества проявлять окислительные, восстановительные или двойственные свойства можно судить по степени окисления элементов, выполняющих эти функции. Элементы в своей высшей степени окисления проявляют только окислительные свойства, а в низшей степени окисления проявляют только восстановительные свойства. Элементы, имеющие промежуточную степень окисления, могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

Вопросы для самоконтроля

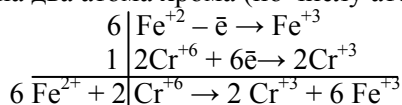
1. Какие реакции называют окислительно-восстановительными?
2. В каком случае элемент является окислителем?
3. В каком случае элемент является восстановителем?
4. Что такое степень окисления?
5. Чему равна максимальная степень окисления элемента?
6. Как определить минимальную степень окисления элемента?
7. Как определить степень окисления элемента в соединении?
8. Как зависит состав продуктов восстановления перманганата калия в зависимости от pH среды?
9. Как зависит состав продуктов восстановления хрома (VI) от pH среды?

10. В какой степени окисления элементы обладают окислительно-восстановительной двойственностью?

7.1. Примеры решения задач

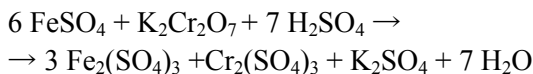
Пример 1. Составить электронную схему и закончить уравнение реакции: $\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

Решение. Степени окисления изменяются у железа Fe^{+2} и хрома Cr^{+6} . Составим уравнение баланса электронов, причем расчет ведем на два атома хрома (по числу атомов в молекуле $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$):

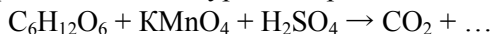


Расставим полученные коэффициенты в левую и правую части исходного уравнения. Учитывая, что реакция протекает при избытке серной кислоты, конечным продуктом реакции будут сульфаты всех металлов. Водород образует воду. Недостаток сульфат-ионов слева компенсируют семью молями серной кислоты. В последнюю очередь уравнивают реакцию по водороду ($7 \text{H}_2\text{O}$). Проверку следует вести по кислороду (по 59 атомов слева и справа).

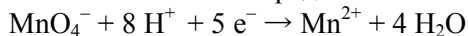
Окончательно



Пример 2. Закончить и уравнять реакцию:



Решение. Необходимо составить схему процесса. В кислой среде перманганат-ион восстанавливается до иона марганца со степенью окисления +2. Для уравнивания числа атомов кислорода добавляют воду или ионы H^+ в кислой среде или OH^- в щелочной:

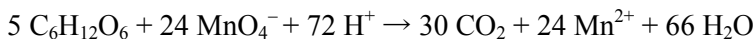


Восстановитель $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ окисляется до CO_2 , согласно полуреакции:

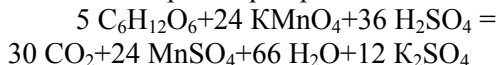


Приводим число электронов к наименьшему общему кратному, в примере к 120. Для этого уравнения полуреакций домножают на соответствующие коэффициенты, в примере на 24 и 5. Суммируют уравнения полуреакций, сокращая одинаковые члены в ле-

вой и правой частях. В результате получают ионное уравнение реакции:



Составляют молекулярное уравнение реакции путем добавления к ионам имеющихся в растворе противоионов:



7.2. Задачи для решения

7.2.1. Уравнять окислительно-восстановительную реакцию методом полуреакций.

1. $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \dots$
2. $\text{HgS} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{S} + \text{NO} + \dots$
3. $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
4. $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KCl} + \dots$
5. $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KMnO}_4 + \dots$
6. $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2 + \text{O}_2 + \dots$
7. $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2 + \dots$
8. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2 + \dots$
9. $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \dots$
10. $\text{I}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{IO}_3)_2 + \text{BaI}_2 + \dots$
11. $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \dots$
12. $\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \dots$
13. $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \dots$
14. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \dots$
15. $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \dots$
16. $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_3\text{NO}_3 + \dots$
17. $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \dots$
18. $\text{Zn} + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{KCl} + \dots$
19. $\text{Al} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + \text{NH}_3 + \dots$
20. $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + \dots$
21. $\text{SnCl}_2 + \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2[\text{SnCl}_6] + \text{NO} + \dots$
22. $\text{SnCl}_2 + \text{HgCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{Hg} + \text{H}_2[\text{SnCl}_6] + \dots$

23. $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \dots$
24. $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \dots$
25. $\text{CuCl}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuCl} + \dots$
26. $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$
27. $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
28. $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \dots$
29. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{HIO}_3 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$
30. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
31. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \dots$
32. $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + \text{O}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + \dots$

7.2.2. Написать уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставить коэффициенты, пользуясь методом полуреакций.

В сернокислой среде

33. Перманганатом калия и сульфитом калия
34. Перманганатом и нитритом калия
35. Перманганатом и гидросульфитом калия
36. Перманганатом калия и сульфитом железа (II)
37. Перманганатом калия и сульфитом олова (II)
38. Перманганатом калия и пероксидом водорода
39. Перманганатом калия и сульфидом калия
40. Перманганатом калия и сероводородом
41. Перманганатом калия и соляной кислотой (конц.)
42. Перманганатом калия и бромистоводородной кислотой

В щелочной среде

43. Перманганатом калия и иодидом калия
44. Перманганатом кальция и сульфитом калия
45. Перманганатом кальция и нитритом калия
46. Дихроматом калия и сульфитом калия
47. Дихроматом калия и нитритом калия
48. дихроматом калия и сульфатом железа (II)
49. Дихроматом калия и сульфатом олова (II)
50. Дихроматом калия и пероксидом водорода
51. Дихроматом калия и сульфидом натрия

52. Манганатом калия и сульфидом калия
53. Дихроматом калия и диоксидом серы
54. Дихроматом калия и бромистоводородной кислотой

В нейтральной среде

55. Дихроматом калия и иодидом калия
56. Дихроматом калия и гидросульфитом калия
57. Хроматом калия и сульфитом калия
58. Хроматом калия и нитритом калия
59. Манганатом калия и бромидом калия
60. Хлоратом калия и сульфатом железа (II)
61. Хлоратом калия и сульфатом олова (II)

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. *Глинка Н.Л.* Общая химия. Л.: Химия, 1987, 253 с.
2. *Дибров И.А.* Неорганическая химия. СПб.: Изд-во «Лань». 2001, 387 с.
3. *Карпетьянц М.Х.* Общая и неорганическая химия / М.Х. Карпетьянц, С.И. Дракин. - М.: Химия, 1993, 325 с.
4. Общая химия. Лабораторный практикум. – СПб.: Изд-во СПГГИ, 2009, 98 с.
5. Краткий справочник физико-химических величин. Ред. Равдель А.А., Пономарева А.М. Издание 7. – СПб.: Иван Федоров, 2003, 237 с.
6. *Суворов А.В.* Общая химия / А.В. Суворов, А.Б. Никольский. – СПб.: Химия, 1997, 458 с.
7. *Девяткин П.Н.* Неорганическая химия: методические указания / П.Н. Девяткин, Н.Я. Дубровская, И.И. Иванов, А.Б. Липин. СПб.: СПГГИ. 2004, 76 с.

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	3
I. КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА	4
II. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ АТОМОВ В МОЛЕКУЛАХ	6
III. НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ	8
1.1. ОКСИДЫ	10
1.2. ГИДРОКСИДЫ	10
1.3. КИСЛОТЫ	11
1.4. СОЛИ	12
IV. СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ	17
V. РАСТВОРЫ. КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ	30
VI. РАСЧЕТ pH В РАСТВОРАХ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ	39
VII. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ	47
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК	53

ХИМИЯ

***Методические указания к самостоятельной работе
для студентов бакалавриата направления 15.03.04***

Сост.: *О.Л. Лобачева, Н.В. Джевага*

Печатается с оригинал-макета, подготовленного кафедрой
общей химии

Ответственный за выпуск *О.Л. Лобачева*

Лицензия ИД № 06517 от 09.01.2002

Подписано к печати 04.03.2019. Формат 60×84/16.

Усл. печ. л. 3,0. Усл.кр.-отг. 3,0. Уч.-изд.л. 2,5. Тираж 50 экз. Заказ 160. С 63.

Санкт-Петербургский горный университет
РИЦ Санкт-Петербургского горного университета
Адрес университета и РИЦ: 199106 Санкт-Петербург, 21-я линия, 2