

Министерство сельского хозяйства Российской Федерации
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования «Вологодская государственная молочнохозяйственная
академия имени Н.В. Верещагина»

ХИМИЯ

Методические указания

для студентов инженерного факультета,
факультетов агрономии и лесного хозяйства,
факультета ветеринарной медицины и биотехнологий

бакалавры:

Направления подготовки:

35.03.06 Агроинженерия, профиль подготовки: «Технические системы в агробизнесе»,
«Искусственный интеллект»

35.03.01 Лесное дело, профиль "Лесное дело"

35.03.02 Технология лесозаготовительных и деревоперерабатывающих производств, профиль
"Лесоинженерное дело"

35.03.07 Технология производства и переработки сельскохозяйственной продукции, профиль
"Организация предпринимательской деятельности в агропромышленном комплексе"

6.03.02 Зоотехния, профиль "Технология производства продуктов животноводства"

Вологда–Молочное
2023

с. 2 МУ
УДК 54 (071)
ББК 24р30
X465

С о с т а в и т е л и :

канд. техн. наук, доцент кафедры химии и физики **И.С. Полянская**,
канд. техн. наук, доцент кафедры химии и физики **А.Л. Новокшанова**

Р е ц е н з е н т ы :

доцент кафедры химии и физики **Е.В. Хайдукова**,
канд. хим. наук, доцент, зав. кафедрой химии ВГПУ **Д.В. Ходарев**

X465 Химия: Методические указания (издание третье)/ Сост. И.С. Полянская, А.Л. Новокшанова. – Вологда–Молочное: ВГМХА, 2020. – 44 с.

Методические указания для студентов ФГБОУ ВО ВГМХА имени Н.В. Верещагина, составлены на основе примерных программ дисциплин бакалавры:

Химия Направление подготовки: 35.03.06 Агроинженерия, профиль подготовки: Технические системы в агробизнесе

Химия 35.03.01 Лесное дело, профиль "Лесное дело"

Химия 35.03.02 Технология лесозаготовительных и деревоперерабатывающих производств, профиль "Лесоинженерное дело"

Химия 35.03.07 Технология производства и переработки сельскохозяйственной продукции, профиль "Организация предпринимательской деятельности в агропромышленном комплексе"

Третье издание, исправленное и дополненное.

УДК 54 (071)
ББК 24р30

© Полянская И.С., Новокшанова А.Л., 2023
© ВГМХА, 2023

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Химия наших дней составляет одну из наиболее обширных областей человеческих знаний и играет исключительно важную роль в народном хозяйстве. Химия как раздел естествознания – наука о веществах и их превращениях – необходимый компонент образования любого инженера, технолога, специалиста сельского хозяйства.

Специфическое значение химии в технических и технологических вопросах важно знать, ведь без знаний химических процессов в большинстве случаев невозможно грамотное обслуживание технических средств инженерами, регулирование биохимических процессов технологими, использование средств агрохимии агрономами, кормовых добавок и средств зоотехниками и т.д.

Химическое образование призвано:

с одной стороны:

- знакомить с главными направлениями химизации народного хозяйства, и с возрастающим практическим значением химии в окружающей действительности; поэтому основная цель дисциплины - освоение студентами теоретических, методологических и практических знаний, формирующих современную химическую основу для освоения профилирующих учебных дисциплин и для выполнения в будущем основных профессиональных задач в соответствии с квалификацией;

с другой стороны:

- способствовать преодолению хемофобии – боязни «химии», т.е. боязни химического отравления некачественными продуктами питания, загрязненным воздухом, предметами чрезмерно химизированного быта и нежелание изучать химию.

Последнее частично достигается подбором репродуктивных задач и заданий (по аналогии с теми, решение которых разобрано в рекомендуемой литературе). Электронное издание. Издание третье, исправленное и дополненное. Первое издание (печатное) - 2014 г.

1 Цель и задачи дисциплины

- освоение студентами теоретических, методологических и практических знаний, формирующих современную химическую основу для освоения профилирующих учебных дисциплин и для выполнения в будущем основных профессиональных задач в соответствии с квалификацией;

- рассмотреть связь химических наук с другими дисциплинами учебного плана подготовки бакалавра;

- дать студентам знания фундаментальных разделов общей химии.

- дать студентам основы знаний о прикладном использовании химических знаний в выбранном направлении обучения.

Дополнительные цели и задачи дисциплины Химия, в соответствии с конкретными специальностями.

Разделы курса:

МОДУЛЬ 1 (корректирующий). ОСНОВЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ

Раздел 1. Химия: основные понятия. Валентность, степень окисления, эмпирические и структурные формулы соединений. Классы, названия соединений и их основные свойства.

Раздел 2. Типы химических реакций.

Раздел 3. Моль, молярная масса, молярная масса эквивалентов, основные законы общей химии.

Модуль 2. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ. Раздел 4. Строение вещества.

Раздел 5. Растворы.

Раздел 6. Управление химическими реакциями.

Модуль 3. ОСНОВЫ АНАЛИТИЧЕСКОЙ, ОРГАНИЧЕСКОЙ И ФИЗКОЛЛОИДНОЙ ХИМИИ. Раздел 7. Основы органической химии

Раздел 8. Основы аналитической и физколлоидной химии

Модуль 4. Раздел 9. Прикладная химия

При объеме курса 144 часа на изучение первых двух модулей рекомендуется затратить по 16 академических часов на изучение каждого раздела, на изучение Модулей 3 и 4 рекомендуемое суммарное время изучения - 30 академических часов, не включая контроль по разделам (решение тестов), см. Рабочую программу курса «Химия» для соответствующего направления.

2 Общие методические указания по изучению дисциплины и выполнению контрольной работы

Методические указания составлены в соответствии с рабочей программой курса, разработанной на основе примерных программ Министерства образования РФ «Химия», рекомендуемым Министерством образования РФ для специальностей.

Изучение дисциплины Химия проходит на 1 курсе.

Учебный план дисциплины включает самостоятельную работу студента (СРС), аудиторные занятия с преподавателем (лекции и лабораторные работы), контрольную работу (контрольное тестирование для заочного отделения), творческое задание по разделу 9 «Прикладная химия» (для очного отделения) и экзамен по химии.

Изучение курса рекомендуется вести по темам (разделам), в последовательности, которую предлагают настоящие указания.

Литература (основная):

[1] Гельфман, М. И. Химия : учебник / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. — 4-е изд. — Санкт-Петербург : Лань, 2022. — ISBN 978-5-8114-0200-7. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://reader.lanbook.com/book/210221#3> . — Режим доступа: для авториз. пользователей.

[2] Полянская И.С. Химия (Неорганическая, общая и прикладная химия). Лекции на образовательном портале. – Режим доступа: <https://molochnoe.ru/moodle/course/view.php?id=645> или <http://molochnoe.ru/moodle> через образовательный портал ВГМХА.

3 Структура и содержание дисциплины

МОДУЛЬ 1 (корректирующий). Раздел 1. Химия: основные понятия. Валентность, степень окисления, эмпирические и структурные формулы соединений. Классы, названия соединений и их основные свойства

Атом. Молекула. Валентность (ковалентность). Степень окисления. Степень окисления конкретного элемента в веществе. Химический элемент.

Эмпирические формулы. Структурные формулы.

Простые вещества. сложные неорганические вещества (соединения): оксиды, несолеобразующие, кислотные, основные, амфотерные; гидроксиды (основания); кислоты; соли (нейтральные, кислые, основные); их основные свойства. Кристаллогидраты солей; комплексные соединения.

Методические указания

Обратить внимание, что вещество может иметь несколько названий (по международной систематической номенклатуре, тривиальное, техническое, старорусское).

Вспомните, что основными классами неорганических соединений являются **простые вещества, оксиды, кислоты, соли и основания**.

Выделяют также, гидриды (соединения с водородом), комплексные соединения (соединения, содержащие комплексный ион, например

$[\text{Fe}^{+3}(\text{CN})_6]^{+3}$) и др. (см. рис. 1).

где $[\text{Fe}^{+3}(\text{CN})_6]^{+3}$ – комплексный ион гексацианоферрата (III).

ВАЖНО! Простые вещества состоят из одинаковых атомов:

H_2 – водород,

O_2 – кислород,

O_3 – озон,

N_2 – азот,

Cl_2 – хлор,

S – сера (кристаллическая),

S_8 – газообразная сера,

C – углерод,

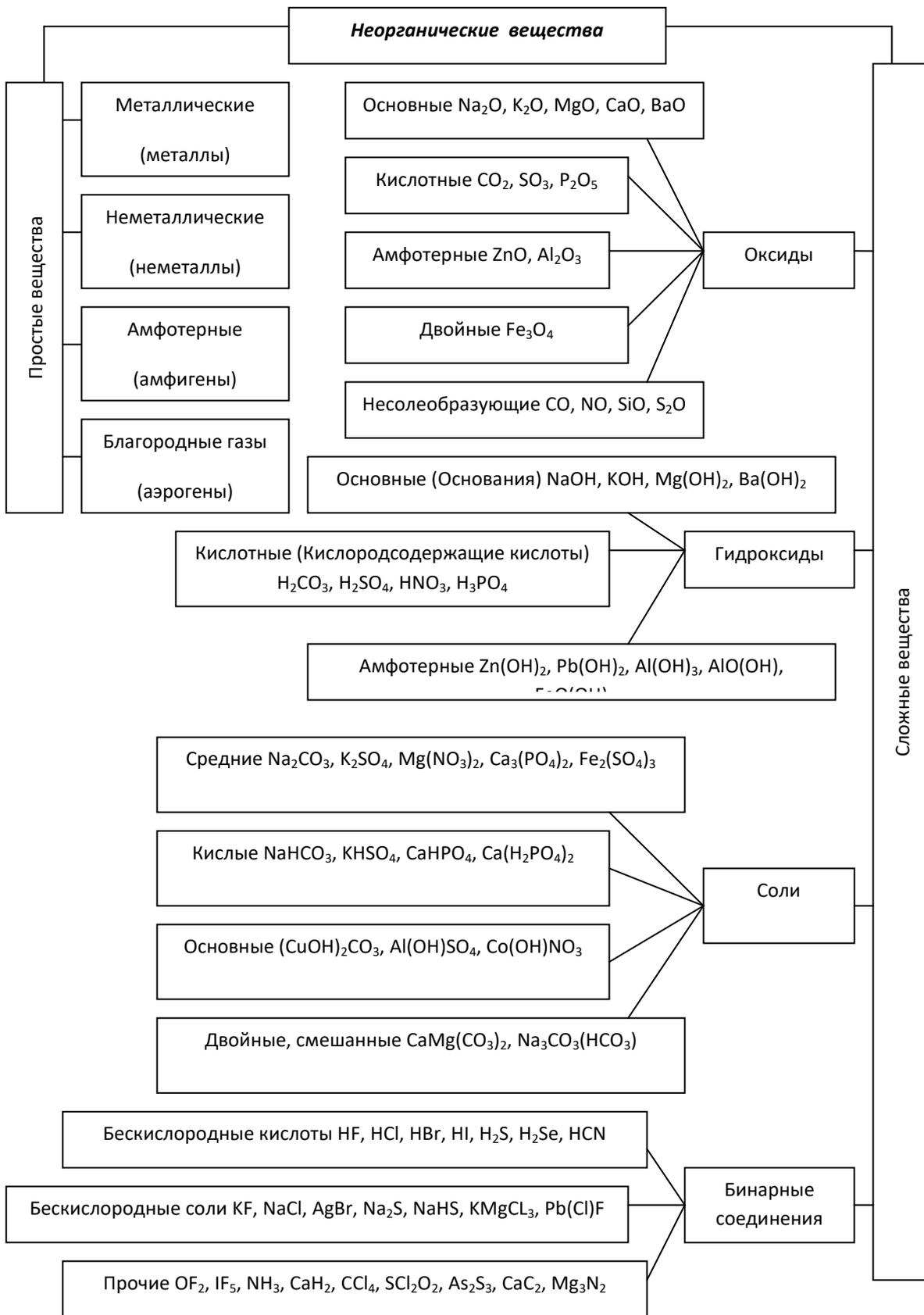
C_{60} – фуллерен,

Cu – медь,

Mg – магний,

Mn – марганец.

Молекулы металлов записывают как одноатомные.



Р и с. 1. Классы неорганических соединений

Периодическая Система Элементов

The image shows a standard periodic table of elements. A black staircase line is drawn across the table, starting from Boron (B) and ending at Astatine (At). Elements to the left and below this line are colored yellow or orange, representing metals. Elements to the right and above the line are colored green or cyan, representing non-metals. The table includes element symbols and names in Russian.

ВАЖНО! В периодической таблице вверху **справа от диагонали бор-астат – неметаллы, внизу слева – металлы.**

Активность металла в химических реакциях отражена в электрохимическом ряде напряжений металлов (**в порядке убывания!**):



После просмотра видеороликов:

- 1) Электрохимический ряд напряжений металлов;
- 2) Взаимодействие кислот с металлами;
- 3) Взаимодействие металлов с солями; необходимо знать:
 - Какой металл из двух–пяти металлов является сравнительно более активным?
 - Какие металлы способны к реакции замещения водорода в кислотах? Когда возможна ОВР между металлом и солью?

ВАЖНО! Степень окисления (С.О.) элемента в простом веществе всегда 0!



Степень окисления конкретного элемента в сложном веществе

- +1 для **H** (исключение: гидриды металлов **-1**): H_2O , H_2SO_4 , Na^+H^- ;
- +1 для щелочных металлов: **Li, Na, K** др. (первая группа Периодической системы);

- **+2** – для щелочноземельных металлов (вторая группа **Be, Mg, Ca ...**) и **Zn**: $\text{Ca}^{+2}(\text{OH})_2$, Zn^{+2}O .
- **+3** – для **B, Al**: $\text{Al}^{+3}(\text{OH})_3$.
- **-2** – для атомов кислорода (исключение: перекиси, в которых **-1**): H^+O^{-2} , H^+O_2^- .
- **переменная для других элементов**, рассчитывается исходя из электронейтральности молекулы, например, в молекуле серной кислоты H_2SO_4 С.О. атома водорода **+1**; атома кислорода **-2**, электронейтральность обеспечивается при С.О. атома серы **+6**.

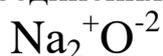
ВАЖНО! Оксиды представляют собой соединения элементов с кислородом!

Степень окисления **кислорода в оксиде – минус 2**, оксидообразующего элемента от **+1** до **+7**, так что в целом молекула оксида электронейтральна.

CaO – оксид кальция;

Na_2O – оксид натрия;

SO_3 – оксид серы (VI), валентность указывается для элементов от четвертой до седьмой групп (столбиков) периодической системы, для которых в соединениях она переменная.



ВАЖНО! Основным оксидам отвечают основания. К ним относятся: оксиды металлов главной подгруппы первой группы (щелочные металлы) **Li — Fr**; оксиды металлов главной подгруппы второй группы (щелочноземельные металлы) **Be — Ra**, оксиды переходных металлов (или d-элементов) в низших степенях окисления.

Металлы в основных оксидах обычно проявляют степень окисления **+1** и **+2** (валентность I и II).

CaO – оксид кальция, MgO – оксид магния – основные оксиды, соответствующие им основания:

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ – гидроксид кальция и $\text{Mg}(\text{OH})_2$ – гидроксид магния.

ВАЖНО! Кислотные оксиды (или ангидриды кислот) – оксиды, которым соответствуют кислоты, растворяющиеся в щелочах, с образованием соли и воды. Кислотные оксиды образуются типичными неметаллами и некоторыми переходными металлами (d-элементами).

Элементы в кислотных оксидах обычно проявляют степень окисления от **+4** до **+7** (валентность от IV до VII).

Примеры кислотных оксидов:

CO_2 - оксид углерода(IV)	Оксид серы(IV) - SO_2
SO_3 - оксид серы(VI)	Оксид кремния(IV) - SiO_2
P_2O_5 - оксид фосфора(V)	Оксид хрома(VI) - CrO_3
Mn_2O_7 - оксид марганца(VII)	Оксид хлора (VII) - Cl_2O_7

SO_3 , SiO_2 – кислотные оксиды, соответствующие им кислоты H_2SO_4 – серная и H_2SiO_3 – кремниевая.

ВАЖНО! Амфотерными называются оксиды, которые проявляют как кислотные, так и основные свойства (им соответствуют и основание, и кислота).

Металлы в амфотерных оксидах чаще проявляют степень окисления +3 (валентность III, реже II или IV).

Амфотерному оксиду цинка ZnO соответствуют гидроксид цинка Zn(OH)_2 и цинковая кислота H_2ZnO_2 .

Оксиду алюминия Al_2O_3 соответствуют гидроксид алюминия Al(OH)_3 и алюминиевая кислота H_3AlO_3 .

Таблица 1 – Основные типы химических реакций оксидов

Основные оксиды	Кислотные оксиды
<p>1. Основные оксиды взаимодействуют с кислотами, получаются соль и вода: $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>2. Оксиды активных металлов взаимодействуют с водой с образованием щелочи: $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$</p>	<p>1. Кислотные оксиды взаимодействуют с растворимыми основаниями, получаются соль и вода: $\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>2. Большинство кислотных оксидов взаимодействуют с водой с образованием кислоты: $\text{P}_2\text{O}_5 + 3 \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4$</p>
<p>3. Основные и кислотные оксиды взаимодействуют между собой с образованием соли: $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$</p>	
	<p>4. Менее летучие кислотные оксиды вытесняют более летучие из их солей: $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 = \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2$</p>

Вы должны знать:

- 1) Свойства основных оксидов
- 2) Свойства кислотных оксидов
- 3) Получение и свойства амфотерных соединений

необходимо уметь указывать:

- Какие из предложенных химических реакций возможны для кислотного, основного и амфотерного оксида?

ВАЖНО! Гидроксиды (основания) содержат гидроксо- (или гидроксильную группу) OH^- .

Важнейшими щелочами (растворимыми основаниями) являются KOH гидроксид калия (тривиальное название – едкое кали) и NaOH гидроксид натрия (тривиальное название – едкий натр, техническое – каустик, или каустическая сода).

ВАЖНО! В состав **кислот** входит ион водорода, способный замещаться металлом, а также кислотный остаток.

Так, диссоциация серной кислоты идет с образованием двух ионов водорода и одного сульфат-аниона SO_4^{2-} .



Ион водорода имеет степень окисления плюс 1, анион отрицательную степень окисления, численно равную количеству ионов водорода, которое отсоединилось (заместилось) в молекуле исходной кислоты.

Индекс, отвечающий количеству атомов водорода, а, следовательно, равный валентности кислотного остатка, называют основностью кислоты!

Кислоты классифицируют на:
кислородсодержащие (H_2SO_4 , HNO_3)

и

бескислородные (HCN , HI),

а также по основности – HCN – **одноосновная** кислота (CN^- цианид-анион),

H_2SO_3 – **двухосновная** кислота (SO_3^{2-} —сульфит-анион),

H_3PO_4 – **трехосновная** кислота (PO_4^{3-} —фосфат-анион).

Названия кислот образуют от того элемента, которым образована кислота, при этом названия бескислородных кислот оканчивается словом водород (HCN –циановодород, или синильная кислота).

Одному и тому же оксиду могут соответствовать несколько кислот, при этом наиболее богатая водой форма имеет в названии приставку орто-, а наименее богатая – мета- (ортофосфорная кислота H_3PO_4 – на одну молекулу ангидрида P_2O_5 приходится три молекулы воды; метафосфорная кислота HPO_3 – на одну молекулу ангидрида P_2O_5 приходится одна молекула воды).

Следует также учитывать и то, что ряд кислот имеют исторически сложившиеся (тривиальные) названия, например HCl – хлороводород по международной номенклатуре и соляная кислота (тривиальное название).

Важнейшим свойством кислот является их способность образовывать соли с основаниями, такие реакции называют реакциями нейтрализации.

При избытке кислоты часто образуются кислые соли, а при избытке основания – основные соли.

ВАЖНО! Соли являются продуктом замещения водорода в кислоте на металл, или гидроксо-групп в основании на кислотный остаток.

Если в серной кислоте H_2SO_4 ионы водорода замещаются на катион натрия, получается сульфат натрия Na_2SO_4 .

Если в гидроксиде алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ все гидроксид-ионы замещаются на хлорид-анион, получается хлорид алюминия AlCl_3 .

Нормальные (средние) соли получаются при полном замещении; кислые – при неполном замещении водорода кислоты на металл; основные – при неполном замещении гидроксогрупп основания на кислотный остаток.

Кислая соль может быть образована только кислотой, основность которой 2 и более (например, H_2SO_4 , H_3PO_4), а основная – металлом, заряд которого 2 и более (например, Ca^{+2} , Fe^{+3}).

Названия некоторых кислот и их солей приведены в табл. 2.

Таблица 2 – Названия кислот и образуемых ими солей

№	Формула кислоты	Название кислоты	Название соли	№	Формула кислоты	Название кислоты	Название соли
1	H_2ZnO_2	Цинковая	Цинкаты	16	HPO_3	(Мета-) фосфорная	(Мета-) фосфаты
2	H_3AlO_3	Алюминиевая	Алюминаты	17	H_3AsO_4	(Орто)-мышьяковая	(Орто-)арсенаты
3	$HAlO_2$	Метаалюминиевая	Метаалюминаты	18	H_3AsO_3	Мышьяковистая	Арсениты
4	H_3BO_3	(Орто)-борная	(Орто-)бораты	19	H_2SO_3	Сернистая	Сульфиты
5	$H_2B_4O_7$	Тетраборная	Тетрабораты	20	H_2SO_4	Серная	Сульфаты
6	H_2CO_3	Угльная	Карбонаты	21	H_2S	Сероводород	Сульфиды
7	$HCOOH$	Муравьиная	Формиаты	22	H_2CrO_4	Хромовая	Хроматы
8	$H_2C_2O_4$	Щавелевая	Оксалаты	23	$H_2Cr_2O_7$	Двухромовая	Дихроматы
9	CH_3COOH	Уксусная	Ацетаты	24	$HMnO_4$	Марганцовая	Перманганаты
10	HCN	Циановодород	Цианиды	25	H_2MnO_4	Марганцовистая	Манганаты
11	$HCNS$	Родановодород	Роданиды	26	HCl	Хлороводород	Хлориды
12	H_2SiO_3	Кремниевая	Силикаты	27	$HClO$	Хлорноватистая	Гипохлориты
13	HNO_2	Азотистая	Нитриты	28	$HClO_2$	Хлористая	Хлориты
14	HNO_3	Азотная	Нитраты	29	$HClO_3$	Хлорноватая	Хлораты
15	H_3PO_4	(Орто-)фосфорная	(Орто-)фосфаты	30	$HClO_4$	Хлорная	Перхлораты

Название нормальной (средней) соли составляется из названия соответствующей кислоты и металла, независимо от числа атомов металла и кислотных остатков, входящих в формулу соли.

Например: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ – фосфат кальция или ортофосфат кальция; K_2CO_3 – карбонат калия; $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ – нитрат алюминия.

ВАЖНО! Название кислой соли образуется добавлением к названию кислотного остатка приставки «**гидро**», обозначающей наличие одного незамещенного атома **водорода**. Если в кислотном остатке содержатся **два атома водорода**, то используется приставка «**дигидро**». Например: CuHPO_4 – гидрофосфат меди (II); $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ – гидрокарбонат кальция; NaH_2PO_4 – дигидрофосфат натрия.

ВАЖНО! Название основной соли образуется добавлением к названию металла приставки «**гидроксо**», обозначающей наличие незамещенной **гидроксильной группы**, связанной с атомом металла. Если с атомом металла связаны две незамещенные группы, то используется приставка «**дигидроксо**».

Например: CuOHNO_3 – нитрат **гидроксомеди** (II);
 $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ – сульфат **гидроксомеди**; $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – хлорид **дигидроксоалюминия**.

Пример 1. Какие из перечисленных солей являются кислыми, какие основными и какие нормальными: NaHS , KHCO_3 , NaCl , CuS , MgOHCl , CaOHCl ?

Решение

Если в исходной кислоте не все атомы водорода замещены на металл (катион) – соль кислая, ее название начинается с приставки гидро-.

В первом примере исходная кислота сероводород H_2S , на натрий из двух атомов водорода замещен один NaHS .

Na^+ - катион; HS^- анион, в целом молекула электронейтральна!

NaHS , KHCO_3 – кислые соли (гидросульфид натрия и гидрокарбонат натрия).

Если соль образована неполным замещением гидроксид-ионов в основании на кислотный остаток и содержит в середине молекулы OH - группу, она основная, называется сначала анион, название катиона имеет приставку гидроксо-.

В примере MgOHCl в исходном основании $\text{Mg}(\text{OH})_2$ из двух гидроксильных групп только одна замещена на кислотный остаток соляной кислоты HCl .

MgOH^+ – катион; Cl^- – анион, в целом молекула электронейтральна!

CaOHCl – основные соли (хлориды гидроксо магния и кальция).

NaCl , CuS – нормальные соли (хлорид натрия и сульфид меди).

Пример 2. Назвать следующие соли по международной номенклатуре: K_2SO_4 , Na_2SO_3 , CaCl_2 , KI , Na_2S , KNO_3 , NaNO_2 , K_3PO_4 , NaClO_4 , NaClO_3 , NaClO_2 , NaClO , CaSiO_3 .

Решение. Пользуясь таблицей названий кислот и солей (см. табл. 1), называем сначала анион соли, затем катион.

K_2SO_4	Сульфат К	K_3PO_4	Ортофосфат К
Na_2SO_3	Сульфит Na	$NaClO_4$	Перхлорат Na
$Ca(Cl)_2$	Хлорид Ca	$NaClO_3$	Хлорат Na
KI	Иодид К	$NaClO_2$	Хлорит Na
Na_2S	Сульфид Na	$NaClO$	Гипохлорит Na
KNO_3	Нитрат К	$CaSiO_3$	Силикат Ca
$NaNO_2$	Нитрит Na	K_3PO_4	Ортофосфат К

Вы должны знать:

- основные признаки реакции нейтрализации;
- какие продукты реакции образуются при избытке кислоты; или щелочи в реакции нейтрализации?

Литература:

Лекции раздела 1 Курса Общая и прикладная химия на образовательном портале Вологодской ГМХА.

Вопросы и задания для самостоятельного контроля:

1. Назовите основные классы неорганических соединений. Чем отличаются друг от друга металлы, неметаллы, оксиды, гидроксиды-основания, гидроксиды-кислоты, соли, гидриды, комплексных соединений?
2. Какие оксиды являются кислотными? Какие оксиды являются основными?
3. Приведите пример кислой и основной соли.
4. Чем отличаются эмпирическая и структурная формулы соединений? Какова структурная эмпирическая и структурная формула угольной кислоты?
5. Какую высшую и низшую степень окисления проявляет водород, углерод, хлор, сера, азот? Почему?
6. Укажите лиганд и координационное число комплексообразователя в комплексном соединении $K_4[Fe(CN)_6]$.
7. С какими из перечисленных веществ будет взаимодействовать NaOH: оксид серы (VI), оксид калия, гидроксид магния, соляная кислота, оксид цинка.
8. С какими из перечисленных веществ будет взаимодействовать оксид лития: оксид серы (VI), оксид калия, гидроксид магния, соляная кислота, оксид цинка.

Раздел 2. Типы химических реакций

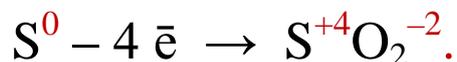
Химическая реакция. Типы реакций: – окислительно-восстановительные реакции; реакции присоединения (ассоциации, агрегации), разложения (отщепления), обмена и замещения, перегруппировки; нейтрализации, необратимые; обратимые; экзотермические, эндо-термические; простые, сложные; гомогенные, гетерогенные. Окислительно-восстановительные реакции, реакции диспропорционирования. Окислитель, восстановитель. Реакции нейтрализации. Ионнообменная реакция.

Электрохимическая реакция. Электроды: Анод, катод Основные закономерности электрохимического процесса. Электрохимический ряд активности (ряд напряжений, стандартных электродных потенциалов) металлов ЭДС гальванического элемента.

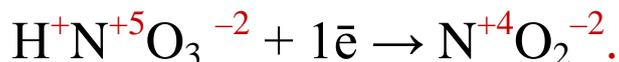
Методические указания

Из курса школьной химии необходимо вспомнить, чем различаются ОВР и не ОВР, особенности реакций присоединения, разложения, обмена, замещения, нейтрализации. Необходимо научиться составлять электронный баланс в ОВР, указывать окислитель, восстановитель, процесс окисления, процесс восстановления, понимать законы электролиза, иметь представление о гальваническом элементе, рассчитывать ЭДС гальванического элемента с помощью сервиса «Гальванический элемент» на образовательном портале.

ВАЖНО! При повышении степени окисления элемента происходит окисление, при этом восстановитель отдает электроны:



При понижении степени окисления элемента происходит восстановление, при этом окислитель принимает электроны:



Кроме рассмотренных реакций замещения, ионного обмена, нейтрализации, окислительно-восстановительных реакций ОВР важное значение имеют:

- реакции соединения, разложения;
- эндо- (идущие с поглощением теплоты, энтальпия такой реакции $\Delta H > 0$) - и экзотермические (идущие с выделением теплоты, энтальпия $\Delta H < 0$);
- понятие о гомогенных и гетерогенных (идущих на поверхности раздела фаз) реакциях;
- реакции гидролиза солей.

Таблица 3 – Сильные кислоты и основания

Сильные кислоты	Сильные основания
HCl	LiOH
HClO ₄	NaOH
HI	KOH
HBr	CsOH
HNO ₃	RbOH
H ₂ SO ₄	Ba(OH) ₂
HMnO ₄	Ca(OH) ₂
H ₂ CrO ₄	Sr(OH) ₂

Для изучения реакций гидролиза необходимо иметь представление о сильных и слабых электролитах (см. табл. 3).

В случае, если имеются сложности в расставлении степеней окисления элементов в молекулах, рекомендуется посмотреть соответствующий видеоролик «Степени окисления»

После просмотра видеороликов по типам химических реакций:

- 1) Гидролиз солей
- 2) Реакции соединения, разложения
- 3) Экзотермические и эндотермические реакции
- 4) Окислительно-восстановительные реакции и др.

Вы должны различать признаки

-реакций соединения, разложения, замещения, ионного обмена, окислительно-восстановительных реакций, эндо- и экзотермических;

Знать:

- какова энтальпия эндо- и экзотермических реакций?
- какие реакции являются окислением, а какие восстановлением?
- какая реакция среды будет при гидролизе (любой конкретной) соли?

Пример 3 Какая реакция среды образуется при гидролизе солей $MgCl_2$; $Mg(ClO_3)_2$, $KClO_3$?

Решение. Соль $MgCl_2$ образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты (см. табл. 3), поэтому при ее гидролизе будет кислая реакция среды ($pH < 7$). Соль $Mg(ClO_3)_2$ образована катионом слабого основания и анионом слабой кислоты, поэтому при гидролизе будет реакция среды близка к нейтральной (pH около 7). Соль $KClO_3$ образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты, основная (щелочная) реакция среды ($pH > 7$).

Литература:

Лекции раздела 2 на образовательном портале Вологодской ГМХА в курсе «Общая и прикладная химия»

Вопросы и задания для самостоятельного контроля:

1. Тип химической реакции: $N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$; $\Delta H > 0$.
2. Тип химической реакции: $2KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$.
3. Тип химической реакции: $Hg(NO_3)_2 + Cu \rightarrow Hg\downarrow + Cu(NO_2)_2$.
4. Тип химической реакции: $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$.
5. Определить ЭДС гальванического элемента $Au/Au^+/Mg/Mg^{2+}$ при концентрации солей 0,1 моль/л, температуре 273 К (°).
6. Знать, какая реакция среды будет при гидролизе солей: хлорид натрия, хлорид магния, хлорит натрия, хлорит магния.

Раздел 3. Моль, молярная масса, молярная масса эквивалентов, основные законы общей химии

Моль Число Авогадро. Молярная масса. Молярная масса эквивалента Мэ. Закон постоянства состава. Дальтонида. Бертолида. Закон кратных отношений. Закон Авогадро Следствия из закона Авогадро. Молярный объем газа, нормальные условия (н.у.). Плотность одного газа (х) по другому (у). Уравнение Клапейрона – Менделеева для идеальных газов в условиях отличных от н.у. R – универсальная газовая постоянная. Перевод давления в кПа: 760 мм. рт. ст.= 1 атм = 101,3 кПа. Закон сохранения массы и энергии. Закон эквивалентов (три формы: через массы веществ, через массовые доли элементов в веществе, через молярные концентрации эквивалента).

Методические указания

Обратить внимание, как определяется эквивалент для простых веществ, оксидов, кислот, оснований, солей в реакциях, не являющихся ОВР и эквивалент веществ в ОВР.

Записать три способа определения числа молей при н.у.

ВАЖНО! Моль – мера количества вещества.

Моль ν «ню» или n «эн» – количество вещества, которое содержит Авогадрово число (Число Авогадро $N_A=6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹) структурных единиц (молекул, атомов, ионов и др.).

$$\nu = m/M = N/N_A = V/V_m$$

отношение массы m к молярной массе M (определяется как сумма атомных масс) или числа молекул N к числу Авогадро N_A или объема V к молярному объему $V_m=22,4$ л/моль.

Вспомнить состав воздуха и его молярную массу.

Записать два способа расчета плотности одного газа по-другому.

Литература:

Лекции раздела 3 на образовательном портале Вологодской ГМХА в курсе «Общая и прикладная химия»

Вопросы и задания для самостоятельного контроля:

1. Определить молярную массу и молярную массу эквивалента FeO.
2. Какова масса в гр. 10 моль хлора?
3. Какова масса 10^{38} молекул кислорода?
4. Сколько молекул содержится в 21 г молекулярного азота?
5. Какой объем занимают 16 г CO₂ при н.у.?
6. Какой объем занимают 1 г молекулярного хлора при 20°C, давлении 765 мм рт. ст.? (760 мм рт. ст. = 103,3 кПа).
7. Определить плотность неизвестного газа по воздуху, если 1 л этого газа имеет массу 1,6 г.

8. Определить молярную массу эквивалента металла, если при сгорании его 65 г образуется 91 г оксида. Какой это металл, при условии, что его валентность равна 2?
9. На нейтрализацию 0,1 н раствора кислоты пошло 10 мл 0,05 н раствора щелочи. Какой объем раствора кислоты был взят?

Раздел 4. Теоретическая неорганическая химия. Строение атома, химические связи

Размеры, заряды и массы атомов и нуклонов. Атомная орбиталь. Число электронов, протонов и нейтронов в электронейтральном атоме. Масса атома (его массовое число). Современные представления о строении атома в соответствии с принципом наименьшей энергии, правилом Клечковского, принципом Паули и правилом Гунда. Принцип наименьшей энергии. Периодический закон Д.И. Менделеева. Свойства элементов и их соединений в периодической зависимости от заряда атомных ядер элементов. Изобары. Изотоны. Изотопы.

Сродство к электрону $E_{\text{ср}}$. Энергия ионизации атомов $E_{\text{ион}}$. Химическая связь. Энергия связи и длина связи. Ковалентная (или объединенная) химическая связь. Насыщаемость. Направленность связи. Пространственная конфигурация молекул при различном типе гибридизации, валентный угол. Ионная связь. Металлическая связь. Межмолекулярное взаимодействие: ион-дипольное; диполь-дипольное (ориентационное); индукционное; дисперсионное. Ван дер Ваальсовы силы. Водородная связь. Гидрофильно-гидрофобное взаимодействие. Агрегатное состояние. Твердые вещества кристаллические и аморфные. Анизотропность. Изотропность. Жидкое состояние. Жидкокристаллическое состояние. Газ, пар. Плазма.

Методические указания

Обратить внимание, как по Периодической таблице различить s; p; d; f-элементы. Знать, какие свойства элементов и каким образом меняются периодически. Уметь определять число электронов, нейтронов, протонов в наиболее распространенном изотопе атома.

Уяснить принципиальную разницу между ковалентной (полярной и неполярной), ионной, металлической и водородной связью и как взаимосвязаны пространственная конфигурация молекул при различном типе гибридизации и валентный угол.

Литература:

Лекции раздела 4 на образовательном портале Вологодской ГМХА в курсе «Общая и прикладная химия»

Вопросы и задания для самостоятельного контроля:

1. Какой атом имеет электронную формулу $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$?
2. Сколько электронов в электронейтральном атоме Cu?
3. Сколько электронов, нейтронов, протонов в наиболее распространенном изотопе атома железа?
4. Какой тип химической связи в молекуле $\text{Ca}=\text{O}$?
5. Какой тип гибридизации центрального атома в молекуле CH_4 ?
6. У какого из перечисленных атомов выше энергия ионизации: Cl, I, Br, F?

7. У какого из перечисленных атомов выше энергия сродства к электрону: С, Si, Ge, Sn?
 8. Какая форма молекулы, тип гибридизации центрального атома и валентный угол связи в молекуле NH_3 ?

Раздел 5. Способы выражения концентраций растворов. Определение pH растворов

Признаки химической реакции при растворении вещества. Основные способы выражения концентраций растворов: массовая доля W , молярная концентрация C , молярная концентрация эквивалента $C_{\text{э}}$, моляльная концентрация b , титр T . Водородный показатель, pH . Сильные кислоты, сильные основания. Степень диссоциации для сильных и слабых электролитов. Расчет pH для кислот. Расчет pH для оснований (гидро-ксидов). Гидролиз солей. pH среды при различных случаях гидролиза. Понятие о произведении растворимости, PP .

Методические указания

ВАЖНО! Основные способы выражения концентраций растворов: массовая доля W , молярная концентрация C , молярная концентрация эквивалента $C_{\text{э}}$:

$$W = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100, \%$$

где $m_{\text{в-ва}}$ – масса вещества, г; $m_{\text{р-ра}}$ – масса раствора, равная произведению объема v на плотность ρ «ро».

$$C = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M \cdot v}, \text{ моль/л,}$$

где $m_{\text{в-ва}}$ – масса вещества, г; M – молярная масса, г/моль; v – объем, л.

$$C_{\text{э}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{э}} \cdot v}, \text{ моль/л}$$

где $m_{\text{в-ва}}$ – масса вещества, г; $M_{\text{э}}$ – молярная масса эквивалента, г/моль; v – объем, л.

Обратить особое внимание на то, что практически все соли являются сильными электролитами, а сильных кислот восемь и сильных оснований – по восемь.

Для сильных электролитов степень диссоциации в расчетах допускается принимать равной 1 (100%).

Для слабых электролитов степень диссоциации рассчитывают из уравнения Оствальда.

Знать формулу расчета концентрации ионов.

Литература:

Лекции раздела 5 на образовательном портале Вологодской ГМХА в курсе «Общая и прикладная химия»

Вопросы и задания для самостоятельного контроля:

1. Какова массовая доля гидроксида калия KOH в растворе с $C_3=0,04$ моль/л, плотностью 1,0 г/мл?
2. Сколько воды нужно добавить к 330 мл 8%-го раствора HCl, чтобы приготовить 0,1%-ный раствор?
3. Сколько мл 20%-го раствора $Al_2(SO_4)_3$ с плотностью 1,226 г/мл нужно для приготовления 100 мл раствора с молярной концентрацией $C - 0,1$ моль/л?
4. Сколько мл 20%-го раствора $Al_2(SO_4)_3$ с плотностью 1,226 г/мл нужно для приготовления 100 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента $C_3 - 0,1$ моль/л?
5. Какая реакция среды будет при гидролизе соли K_2CO_3 в водном растворе?
6. Какая реакция среды будет при гидролизе соли $Mn(ClO_4)_2$ в водном растворе?
7. Рассчитайте pH 0,05 M раствора $Al(OH)_3$, $K_p = 3,16 \cdot 10^{-8}$.
8. Рассчитайте pH 0,0001 M раствора H_2SO_4 .
9. Определите концентрацию ионов серебра в насыщенном растворе соли $AgVO_3$, если ее ПР $= 5 \cdot 10^{-7}$.

Раздел 6. Управление химическими реакциями, закон действующих масс

Химическая термодинамика. Термодинамическая система. Гомогенная система. Параметры, характеризующие состояние термодинамической системы: масса, количество вещества, объем, температура (T), давление (p), концентрация (c). Функции состояния системы: внутренняя энергия U (полная энергия всех частиц этой системы на молекулярном, атомном и ядерном уровнях); энтропия S, Дж/моль K (функция меры неупорядоченности системы, т.е. неоднородности расположения и движения ее частиц); энтальпия H, кДж/моль (функция энергетического состояния системы при изобарно-изотермических условиях); энергия Гиббса G, кДж/моль (обобщенная функция, учитывающая неупорядоченность и энергетику системы при изобарно-изотермических условиях). Экзотермические и эндотермические процессы. Термохимические уравнения. н.у.(1 моль, 760 мм рт. ст.=101325 Па, 298 K=25°C) и стандартные функции. Закон Гесса.

Химическая кинетика. Закон действующих масс: Скорость простой гомогенной реакции, k – константа скорости конкретной реакции. Необратимые реакции. Обратимые процессы. Химическое равновесие. Зависимость константы химического равновесия от природы реагирующих веществ и температуры, от концентраций реагирующих веществ, давления и присутствия катализатора. Принцип Ле-Шателье. Правило Вант-Гоффа. γ (гамма) – температурный коэффициент Вант-Гоффа.

Методические указания

Выяснить, с какой целью производят расчет энтальпии, энтропии и энергии Гиббса химической реакции (превращения). Найти стандартные функции в справочной литературе. Уметь пользоваться принципом Ле-Шателье при ответе на вопрос, куда сместится равновесие обратимой реакции при повышении (понижении) температуры, давления, объема системы, или концентрации одного из реагентов.

ВАЖНО! Принцип Ле-Шателье: если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказывать воздействие путем изменения концентрации реагентов, давления или температуры, то равновесие всегда смещается в направлении той реакции, протекание которой ослабляет это воздействие.

Следствия:

1) При повышении давления (уменьшении объема системы) равновесие смещается в сторону образования меньшего числа молей газа.

Например, в схеме реакции $2A + 3B \leftrightarrow C + 2D$, вправо, т.к. 3 моль (справа) меньше 5 моль (слева).

2) При повышении температуры равновесие смещается в сторону поглощения теплоты, т.е. в сторону эндотермической реакции (с энтальпией $\Delta H > 0$).

Например, в схеме реакции $2A + 3B \leftrightarrow C + 2D$, $\Delta H > 0$ равновесие смещается вправо (в сторону эндотермической реакции).

3) При повышении концентрации одного из реагентов равновесие смещается в сторону, противоположную образованию этого реагента.

4) Катализатор ускоряет скорости и прямой и обратной реакций, поэтому на равновесие не влияет.

Например, в схеме реакции $2A + 3B \leftrightarrow C + 2D$, при повышении концентрации вещества C равновесие смещается влево, в сторону противоположную образованию этого вещества.

ВАЖНО! Количественная зависимость скорости реакции выражается основным постулатом химической кинетики, называемым **закон действующих масс: Скорость простой гомогенной реакции (скорость химической реакции) $aA + bB \rightarrow cC + dD$** при постоянной температуре пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени, равные стехиометрическим коэффициентам,

$$v = k \cdot A^a \cdot B^b,$$

где k – константа скорости конкретной реакции.

Например, скорость указанной реакции при возрастании давления в 2 раза, если все вещества газообразные изменится, поскольку концентрации веществ A и B также увеличатся в 2 раза и составит

$$v_{\text{после увеличения давления}} = k \cdot 2A^a \cdot 2B^b = 4v, \text{ в 4 раза выше.}$$

При повышении температуры скорость реакции увеличивается по закону **Вант-Гоффа** в число раз, равное температурному коэффициенту «гамма» возведенному в степень, равную изменению температуры, деленной на 10.

Например, если температурный коэффициент = 2, а температуру повысили на 30°C, то скорость увеличится в 2^3 , т.е. в 8 раз.

После просмотра видеоролика:

Равновесные реакции, смещение равновесия, изменение скорости реакции
Необходимо уметь

- Определять во сколько раз изменится скорость реакции при изменении объема, давления, температуры или концентрации какого-либо вещества.
- Указывать в какую сторону сместится равновесие химической реакции при внешнем воздействии на обратимый химический процесс.

Литература:

Лекции раздела 6 на образовательном портале Вологодской ГМХА в курсе «Общая и прикладная химия»

Вопросы и задания для самостоятельного контроля:

1. Реакция горения этилового спирта выражается термохимическим уравнением: $C_2H_5OH(ж) + 3O_2(г) = 2CO_2(г) + 3H_2O(ж)$; $\Delta H = ?$ Вычислите тепловой эффект реакции, если известно, что молярная (молярная) теплота парообразования $C_2H_5OH(ж)$ равна +42,36 кДж и известны теплоты образования: $C_2H_5OH(г)$, $CO_2(г)$, $H_2O(ж)$.
2. Реакция горения этана выражается термохимическим уравнением: $C_2H_6(г) + 3,5 O_2 = 2CO_2(г) + 3H_2O(ж)$; $\Delta H_{x.p} = -1559,87$ кДж. Вычислите теплоту образования этана, если известны теплоты образования $CO_2(г)$ и $H_2O(ж)$.
3. Быстрее будет протекать реакция при комнатной температуре цинка с соляной кислотой концентрации 1%, 10%, 30%?
4. Как повлияет увеличение давления на смещение обратимой реакции $2CO + O_2 \leftrightarrow 2CO_2$.
5. В каком направлении сместится равновесие экзотермической реакции $N_2(г) + 3 H_2(г) = 2NH_3(г)$ при повышении температуры?
6. При температуре 334 К реакция заканчивается за 18 мин. За какое время эта реакция заканчивается при 374 К, если температурный коэффициент равен двум?
7. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры на 30°C, если температурный коэффициент равен трем?

Разделы 7-9. Основы органической, аналитической и физколлоидной химии. Прикладная химия

Классификации органических веществ и реакций. Важнейшие органические реакции. Виды изомерии. Функциональные группы и классы органических соединений.

Аналитическая химия. Химическая посуда. Качественный и количественный анализ. Методы качественного и количественного анализа: химические, физико-химические и физические. Титриметрический и гравиметрический анализы. Инструментальные методы: спектральные

(оптические), электрохимические, распределительные (хроматографические) и радиометрические.

Виды дисперсных систем: грубая, коллоидные и истинные (молекулярные и ионные) растворы. Растворы в зависимости от размера частиц: ионные ($<10^{-3}$), молекулярные, коллоидные. Гетерогенные системы (взвеси, суспензии, эмульсии).

Методические указания

Обратить особое внимание на номенклатуру органических веществ, правило, что функциональная группа по-старшинству в названии отмечается суффиксом, а младшая – приставкой (табл. 4). Иметь представление об органическом и неорганическом составе пищи. Количество атомов углерода в основной цепи органического соединения указывают корнем в названии 2-эт, 3-проп, 4-бут, 5-пент-, 6-окт, 7-гекс, 8-гепт, 9-нон, 10-дек, 12-додек.

Таблица 4 – Функциональные группы, классы и названия органических соединений

Группа (в порядке убывания старшинства)	Название группы	Класс соединений	Приставка в названии	Суффикс в названии
$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ -\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$	Карбоксил	Карбоновые кислоты	Карбокси	-овая кислота
$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ -\text{C} \\ \backslash \\ \text{NH}_2 \end{array}$	Карбоксамидная	Амиды	Карбоамил	-амид
$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ -\text{C} \\ \backslash \\ \text{H} \end{array}$	Карбонил	Альдегиды	Оксо	-аль
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ -\text{C}- \end{array}$	Карбонил	Кетоны	Оксо	-он
-OH	Гидроксил	Спирты	Окси	-ол
-SH	Тиольная	Тиолы	Меркапто	-тиол
-NH ₂	Амино	Амины	Амино	-амин
-F (или Cl, Br, I)	Фтор (галоген)	Галогенпроизводные	Фторо (Хлор...)	-

Понять сущность титриметрического анализа и уметь использовать в методе закон эквивалентов. Уметь отличать истинные растворы от коллоидных. Познакомиться с основными типами химической посуды.

Рекомендуемые к просмотру видеоролики:

- 1) Источники тока
 - 2) Коррозия металла
 - 3) Химия и пицца
- и др.

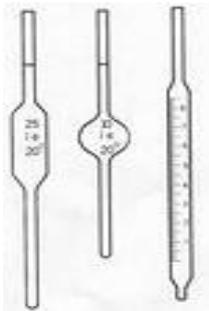
По разделу студентам заочного отделения рекомендуется подготовить эссе. Студенты очного отделения выполняют индивидуальное творческое задание (или задание для малых групп), кейс-задания и др. Темы, порядок подготовки, сдачи и оценивания выполнения заданий на образовательном портале ВГМХА, в курсе «ОБЩАЯ И ПРИКЛАДНАЯ ХИМИЯ» в документе «ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ПО ДИСЦИПЛИНЕ».

Литература:

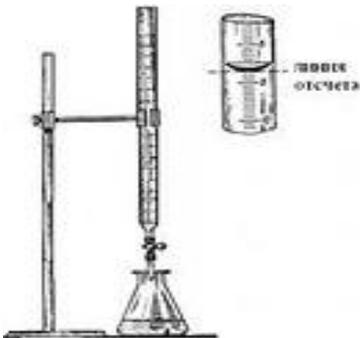
Лекции разделов 7-9 на образовательном портале Вологодской ГМХА в курсе «Общая и прикладная химия»

Вопросы и задания для самостоятельного контроля:

1. Как называется тип химической посуды, изображенной на рисунке? (ответ: пипетка Мора)



2. Как называется тип химической посуды, изображенной на рисунке? (ответ: бюретка)



3. Какие растворы являются буферными?
4. В какой цвет окрашивает пламя газовой горелки ион кальция?
5. В какой цвет окрашивает пламя газовой горелки ион калия?
6. На чем основаны физические методы качественного и количественного анализа?
7. На чем основаны физико-химические методы качественного и количественного анализа?
8. Какие методы объединяют в инструментальные?

Примерные вопросы к контрольной работе и итоговому тестированию

вопросы выбирает компьютерная программа, вариант выбирается автоматически при использовании личного логина и пароля на образовательном портале Вологодской ГМХА, курс «ОБЩАЯ И ПРИКЛАДНАЯ ХИМИЯ (Химия)»

Раздел 1. Химия: основные понятия. Валентность, степень окисления, эмпирические и структурные формулы соединений. Классы, названия соединений и их основные свойства

1. Водород и кислород в соединениях, как правило, имеют степени окисления + 1 и -2 соответственно, в отдельных случаях у водорода возможна степень окисления - 1 (в гидридах металлов), а у кислорода - степень окисления -1 (в пероксидах), - 1/2 - в надпероксидах. Какую высшую и низшую степень окисления проявляют в соединениях элементы: углерод, азот, сера, хлор? Почему? Напишите эмпирические формулы веществ и расставьте степени окисления элементов в них (стр. 26-27 настоящих МУ)

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА (полудлинная форма)

1. Порядковый (атомный) номер
 2. Относительная атомная масса
 3. Электроотрицательность (по Полюку)
 4. Символ элемента **

5. Основные степени окисления элемента в соединениях и характер соответствующих им оксидов и гидроксидов (если есть) ***
 6. Тип элемента ****
 7. Название элемента
 8. Относительный размер атома элемента

Нумерация групп
 Электронная формула внешнего уровня атомов А-групп

В скобках - масса наиболее стабильного изотопа
 ** Цветом символа обозначены:
 s-элементы;
 p-элементы;
 d-элементы;
 f-элементы.

*** Характер оксида (гидроксида):
 e - основной;
 б - амфотерный;
 в - кислотный;
 г - несолеобразующий.

**** Цветом фона обозначены:
 элементы-металлы;
 элементы-неметаллы.

ПОРЯДОК ЗАПОЛНЕНИЯ ЭЛЕКТРОННОЙ ОБОЛОЧКИ

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰ 5p⁶ 6s² 5d¹⁰ 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6p⁶ 7s² 6d¹⁰ 5f¹⁴ 6d¹⁰ 7p⁶

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН
 Свойства химических элементов, в т.ч. формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины зарядов их ядер.

6	LANТАНОИДЫ	58	140,1	59	140,9	60	144,2	61	144,9	62	150,4	63	152,0	64	157,3	65	158,9	66	162,5	67	164,9	68	167,3	69	168,9	70	173,0	71	175,0
		Ce	3,4	Pr	3	Nd	3	Pm	3	Sm	2,3	Eu	2,3	Gd	2,3	Tb	3,4	Dy	3	Ho	3	Er	3	Tm	2,3	Yb	2,3	Lu	3
7	АКТИНОИДЫ	90	232,0	91	231,0	92	238,0	93	(237)	94	(244)	95	(243)	96	(247)	97	(247)	98	(251)	99	(252)	100	(257)	101	(258)	102	(269)	103	(262)
		Th	4	Pa	5	U	4,6	Np	5	Pu	4	Am	3	Cm	3	Bk	3,4	Cf	3	Es	3	Fm	3	Md	2,3	No	2,3	Lr	3

Простые вещества:

1) цинк, 2) сера кристаллическая, 3) сера газообразная восьмиатомная, 4) азот, 5) озон, 6) углерод (алмаз, графит, сажа), 7) фуллерены, 8) хлор.

Сложные неорганические вещества (соединения)**оксиды некислотообразующие:**

1) оксид азота (I) (оксид азота одновалентного, оксид диазота, закись азота, веселящий газ), 2) оксид азота (II), (мон(о)оксид азота, окись азота, нитрозил-радикал), 3) оксид кремния (II) (монооксид кремния), 4) оксид углерода (II) (монооксид углерода, окись углерода, угарный газ, 5) оксид водорода (вода, дигидроген(а) монооксид);

оксиды основные:

1) оксид кальция (окись кальция, негашёная известь или «кипелка», «кирабит»), 2) оксид магния (жжёная магнезия, периклаз), 3) оксид марганца (II) (низший оксид марганца, монооксид марганца) 4) оксид хрома (II) (закись хрома);

оксиды кислотные:

1) оксид серы (IV) (диоксид серы, двуокись серы, сернистый газ, сернистый ангидрид), 2) оксид серы (VI) (серный ангидрид, трёокись серы, серный газ), 3) оксид кремния (IV) (диоксид кремния, двуокись кремния, кремнезём, кварц, горный хрусталь, аметист, сердолик, агат, тигровый, кошачий, бычий глаз, яшма), 4) оксид углерода (IV) (углекислый газ, сухой лёд, диоксид углерода), 5) оксид хрома (VI) (триоксид хрома, трёокись хрома, хромовый ангидрид);

оксиды амфотерные:

1) оксид алюминия (глинозем); 2) оксид цинка (цинковые белила), 3) оксид железа (III) (корунд, красный железняк, гематит), 4) оксид марганца(IV) (диоксид марганца, пиролюзит), 5) оксид хрома (III) (сесквиоксид хрома, хромовая зелень, эсколаит, 6) оксид титана (IV) (титановые белила);

пероксиды (перекиси), надпероксиды:

1) пероксид водорода (перекись водорода, гидропирит), 2) пероксид (перекись) натрия, надпероксид натрия;

гидриды:

1) гидрид калия, 2) гидрид натрия, 3) гидрид азота (аммиак), 4) гидрид фосфора (фосфин), 5) гидрид кальция; 6) гидрид кремния (силан, моносилан, кремневодород); 7) гидрид углерода (метан), 8) гидрид хлора (соляная кислота, хлороводородная, хлористоводородная, хлористый водород);

гидроксиды (основания):

1) гидроксид натрия (едкий натр, каустическая сода, каустик), 2) гидроксид кальция (гашеная известь, пушонка), 3) гидроксид калия (едкое кали, каустический поташ);

кислоты:

1) соляная кислота (хлороводородная, хлористоводородная, хлористый водород), 2) сероводород (сернистый водород, сульфид водорода, дигидросульфид), 3) азидоводород (азотистоводородная кислота, азоимид), 4) циановодород (синильная кислота), 5) фтороводород (плавиковая кислота, фтороводородная кислота, фтористоводородная кислота, гидрофторидная кислота); 6) бórная кислота (ортоборная кислота);

соли нормальные (средние):

1) борат кальция (ортоборат кальция), 2) метаборат кальция, 3) карбонат кальция (мел, известняк, кальцит, жемчуг, гравий, кораллы, ракушечник), 4) карбонат натрия (кальцинированная сода, натрий угольнокислый), 5) оксалат натрия, 6) карбид магния, 7) цианид железа (III), 8) роданид железа (II), 9) ацетат висмута (III), силикат марганца (II) (роданит), 10) азид магния, 12) ортофосфат кальция (фосфат кальция), 11) фосфид кальция (флюорит), 12) сульфид железа (II), 13) дисульфид железа (II) (пирит, серный колчедан, железный колчедан, «золото дураков») 14) силикат алюминия (гранат), 15) нитрат алюминия (алюминий азотнокислый), 16) сульфид ртути (II) (киноварь), 17) фторид бора (бор фтористый), 18) перхлорат аммония, 19) хлорат калия (бертолетова соль), 20) хлорит натрия (текстон), 21) гипохлорит кальция (содержится в хлорной, белильной извести), 22) хлорид натрия (каменная, морская, поваренная соль, натрий хлористый), 23) перманганат калия (марганцовка, калий марганцевокислый), 24) манганат калия;

соли кислые:

1) гидрокарбонат натрия (питьевая сода, пищевая сода, натрий угольнокислый кислый), 2) гидрофосфат натрия (гидроортофосфат натрия, ортофосфат натрия 2-замещенный, натрий фосфорнокислый однозамещенный, кислая натриевая соль фосфорной кислоты), 3) дигидрофосфат натрия (дигидроортофосфат натрия, ортофосфат натрия 1-замещенный или натрий фосфорнокислый, двуза-мещенный);

соли основные:

1) карбонат гидроксомеди (II) (малахит), 2) сульфит гидроксомагния;

кристаллогидраты солей:

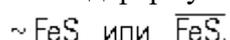
1) декагидрат тетрабората натрия (бура, тетраборат натрия десятиводный), 2) дигидрат сульфата кальция (гипс, «роза пустыни», сульфат меди двухводный), 3) пентагидрат сульфата меди (II) (медный купорос, сульфат меди пятиводный), 5) декагидрат сульфата натрия (глауберова соль, сульфат натрия десятиводный), 6) додекагидрат сульфата алюминия калия (алюминий-калий сульфат додека-гидрат; калий-алюминий сернокислый, 12-водный; алюмокалиевые квасцы, жженые квасцы);

комплексные соединения:

1) хлорид гексаамминкобальта(II), 2) тетрагидридоалюминат(III) лития, 3) дигидроксотетрахлороплатинат(IV) аммония, 4) трифторотриаквахром, 5) хлорид дихлоротетраамминплатины(IV), 6) нитрат тетрааквалития;

нестехиометрические и смешанные соединения

(новейшие физические методы исследования позволили установить широкое распространение нестехиометрических и смешанных соединений среди многих классов неорганических соединений, которые правильнее обозначать тильдой перед стехиометрической формулой или чертой над формулой):



1) оксид железа (II), 2) сульфид меди (II) и железа (II) (халькопирит), 3) додекагидрат сульфата алюминия калия (алюминий-калий сульфат додекагидрат; алюминиевые квасцы; калий-алюминий сернокислый, 12-водный; калий-алюминий сульфат, 12-водный, алюмокалиевые квасцы); 4) основной силикат кальция–железа–магния (нефрит),
 $\sim \text{Ca}(\text{Fe}, \text{Mg})_5[\text{Si}_4\text{O}_{11}]_2(\text{OH})_2$, 5) гидратированный основной фосфат меди алюминия (бирюза)
 $\sim \text{CuAl}_6 \cdot [\text{PO}_4] \cdot 4[\text{OH}]_8 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, 6) оконное стекло $\sim \text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot \text{Si}_2\text{O}$.

2. Назвать комплексное соединение, указав его тип, комплексообразователь, лиганд, внешнюю и внутреннюю сферу, координационное число

1. $\text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4]$
 2. $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.
 3. $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
 4. $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.
3. Напишите формулы веществ: фосфат аммония, гидрофосфат аммония, дигидрофосфат аммония.
 4. Напишите формулы веществ: хлорид алюминия, хлорид гидро-ксоалюминия, хлорид дигидроксоалюминия
 5. Какие элементы относятся к металлам: Na, N, S, I, F, Cl, K, Ca, Mg, Mn?
 6. Укажите валентность и степень окисления атома кислорода в молекулах: O_2 , O_3 , H_2O , H_2O_2 , H_2SO_4 , H_3PO_4 .
 7. Укажите валентность и степень окисления атома водорода в молекулах: H_2 , HCl , H_2O , H_2O_2 , H_2SO_4 , H_3PO_4 .
 8. Укажите валентность и степень окисления атома азота в молекулах, и ионах: N_2 , HN_3 , NH_4Cl , N_2O_5 , N_2O_3 , HNO_2 , HNO_3 , NH_4^+ .
 9. Укажите валентность и степень окисления атома серы в молекулах и ионах: H_2SO_3 , H_2SO_4 , SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$, Al_2S_3 , S.
 10. С какими из перечисленных веществ будет взаимодействовать Cl_2O_7 : оксид серы (VI), оксид калия, гидроксид магния, соляная кислота, оксид цинка?
 11. С какими из перечисленных веществ будет взаимодействовать SiO_2 : оксид серы (VI), оксид калия, гидроксид магния, соляная кислота, оксид цинка?
 12. С какими из перечисленных веществ будет взаимодействовать Na_2O : оксид серы (VI), оксид калия, гидроксид магния, соляная кислота, оксид цинка?

Раздел 2. Типы химических реакций

1. Укажите тип химической реакции: $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$; $\Delta H > 0$.
2. Укажите химической реакции: $\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$.
3. Укажите тип химической реакции: $2\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$.
4. Укажите тип химической реакции: $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu} \rightarrow \text{Hg}\downarrow + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.
5. Укажите тип химической реакции: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$.
6. Определить ЭДС гальванического элемента $\text{Au}/\text{Au}^{+}/\text{Mg}/\text{Mg}^{2+}$ при концентрации солей 0,1 моль/л, температуре 273 К.
7. Определить ЭДС гальванического элемента $\text{Co}/\text{Co}^{2+}/\text{Pb}/\text{Pb}^{2+}$ при концентрации солей 1,5 моль/л, температуре 273 К.
8. Какая реакция среды будет при гидролизе солей $\text{Mg}(\text{ClO}_3)_2$, NH_4NO_2 в водном растворе, почему?
9. Какая реакция среды ($\text{pH} < \text{или} > 7$) при гидролизе следующих солей: карбонат магния, сульфид цинка, ацетат бария, хлорид стронция.
10. Пойдет ли ионообменная реакция между Na_2CO_3 и H_2SO_3 ? Напишите молекулярное, ионные полное и краткое уравнения.
11. Пойдет ли ионообменная реакция между сульфидом калия и соляной кислотой? Напишите молекулярное, ионные полное и краткое уравнения.
12. Пойдет ли ионообменная реакция между карбонатом магния и соляной кислотой? Напишите молекулярное, ионные полное и краткое уравнения.

13. Пойдет ли ионообменная реакция между сульфидом кальция и серной кислотой? Напишите молекулярное, ионные полное и краткое уравнения.
14. Исходя из степени окисления йода и серы в соединениях $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; KJ ; KJO_3 ; Na_2S и H_2SO_4 , объясните, какие из них являются окислителями, какие восстановителями и какие могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства?
15. Окисление или восстановление происходит при следующих превращениях: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S}$; $\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{S}^{2-}$; $\text{HClO}_4 \rightarrow \text{HCl}$; $\text{ClO}_4^- \rightarrow \text{Cl}^-$
16. Окисление или восстановление происходит при следующих превращениях: $\text{ClO}_2^- \rightarrow \text{Cl}_2$; $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{CrO}_3^{2-}$; $\text{MnO}_4^{2-} \rightarrow \text{MnO}_4^-$?
17. Какие металлы вытесняют водород из кислот? Дать развернутый ответ.
18. Какие металлы способны вытеснить медь из CuSO_4 ? Дать развернутый ответ.

Раздел 3. Моль, молярная масса, молярная масса эквивалентов, основные законы общей химии

1. Определить молярную массу и молярную массу эквивалента H_2SO_4 .
2. Определить молярную массу и молярную массу эквивалента CH_3COOH .
3. Определить молярную массу и молярную массу эквивалента HNO_2 .
4. Определить молярную массу и молярную массу эквивалента $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.
5. Определить молярную массу и молярную массу эквивалента $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$.
6. Определить молярную массу и молярную массу эквивалента NaOH .
7. Какова масса 10 молей и $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул H_2 ?
8. Сколько молекул содержится в 32 граммах O_2 ?
9. Какой объем занимают 56 г N_2 при н.у.
10. Какова масса в граммах 10 моль хлора?
11. Какова масса в граммах 1 моль атомарного йода?
12. Какова масса 10^{38} молекул кислорода?
13. Сколько молекул содержится в 21 г молекулярного азота?
14. Сколько молекул содержится в 5 г молекулярного брома?
15. Какой объем занимают 16 г CO_2 при н.у.?
16. Какой объем занимают 1 г молекулярного хлора при 20°C , давлении 765 мм рт. ст.? (760 мм рт. ст. = 101,3 кПа).
17. Какой объем занимают 30 г O_2 при температуре 19°C , давлении 770 мм рт.ст. (760 мм.рт.ст = 101,3 кПа)?
18. Какой объем занимают 16 г. Cl_2 при температуре 10°C , давлении 750 мм рт. ст. (760 мм рт.ст = 101,3 кПа)?
19. Определить молярную массу эквивалента металла, (при его валентности I), если при сгорании 0,432 граммов металла образуется 0,464 граммов оксида.
20. Оксид марганца содержит 22,56% кислорода. Вычислите молярную массу эквивалента марганца в оксиде и составьте формулу.
21. В оксиде трехвалентного металла содержится 30,1% кислорода. Вычислите молярную массу эквивалента металла и укажите его название.
22. При н.у. 300 мл газа имеют массу 0,857 г. Определите молярную массу газа, его плотность по воздуху.
23. Определить плотность неизвестного газа по воздуху, если 1 л этого газа имеет массу 1,6 г.

24. Определить плотность водорода по неизвестному газу, если 1 л этого газа имеет массу 1,6 г.
25. Определить молярную массу эквивалента металла, если при сгорании его 65 г образуется 91 г оксида. Какой это металл, при условии, что его валентность равна 2?
26. Определить молярную массу эквивалента металла, если при сгорании его 3,1 г образуется 4,2 г оксида. Какой это металл, при условии, что его валентность равна 1?
27. Определить молярную массу эквивалента металла, если при сгорании его 4,00 г образуется 5,39 г оксида. Какой это металл, при условии, что его валентность равна 1?
28. На нейтрализацию 0,1 н раствора кислоты пошло 10 мл 0,05 н раствора щелочи. Какой объем раствора кислоты был взят?
29. На нейтрализацию 0,1 н раствора кислоты пошло 17 мл 0,15 н раствора щелочи. Какой объем раствора кислоты был взят?
30. На нейтрализацию раствора кислоты объемом 15 мл расходуется щелочь объемом 20 мл. Молярная концентрация эквивалента раствора щелочи 0,5 моль/л. Определите молярную концентрацию эквивалента кислоты.

Раздел 4. Теоретическая неорганическая химия.

Строение атома, химические связи

1. Какой атом завершается электронной формулой $4s^2 4p^4$?
2. Какой атом завершается электронной формулой $6s^2 6p^2$?
3. Какой атом завершается электронной формулой $4s^2 3d^2$?
4. Какой атом завершается электронной формулой $4s^2 3d^8$?
5. Какой атом завершается электронной формулой $6s^2 5d^1 4f^1$?
6. Какой атом завершается электронной формулой $6s^2 5d^1 4f^1$?
7. Сколько электронов, протонов, нейтронов в электронейтральном атоме Cu?
8. Сколько электронов, протонов, нейтронов в наиболее распространенном изотопе электронейтрального атома Ni?
9. Сколько электронов, протонов, нейтронов в наиболее распространенном изотопе электронейтрального атома Mn?
10. Сколько электронов, протонов, нейтронов в наиболее распространенном изотопе электронейтрального атома Ru?
11. Сколько электронов, протонов, нейтронов в наиболее распространенном изотопе электронейтрального атома Zn?
12. Сколько электронов, протонов, нейтронов в наиболее распространенном изотопе электронейтрального атома K?
13. Какой тип химической связи в молекуле H-H? Дать развернутый ответ.
14. Какой тип химической связи в молекуле H-I? Дать развернутый ответ.
15. Какой тип химической связи в молекуле H-F? Дать развернутый ответ.
16. Какой тип химической связи в молекуле Ca=O? Дать развернутый ответ.
17. Какой тип гибридизации центрального атома в молекуле CH₄?
18. У какого из перечисленных атомов выше энергия ионизации: Cl, J, Br, F?
19. У какого из перечисленных атомов выше сродство к электрону: C, Si, Ge, Sn?
20. Какая форма молекулы BH₃? Дать развернутый ответ.

21. Какой тип гибридизации центрального атома в молекуле TiH_4 ? Дать развернутый ответ.
22. Какой валентный угол связи в молекуле InH_3 ? Развернутый ответ.
23. Составить эмпирическую и структурную формулу соединения: а) магния с кремнием; б) калия с азотом, руководствуясь их положением в периодической системе элементов.
24. Указать тип химической связи, тип гибридизации центрального атома, валентный угол и форму у молекул и ионов: BCl_3 , CH_4 , PO_4^{3-} , PF_6 .
25. Указать тип химической связи, тип гибридизации центрального атома, валентный угол и форму у молекул и ионов: $[PCl_4]^+$, NO_2^- , AsO_4^{2-} , NH_5 , SH_6 .
26. Исходя из положения в Периодической системе, сравнить энергию ионизации и сродство к электрону атомов Cl и I . Какой из атомов сильнее проявляет неметаллические свойства?
27. Исходя из положения в Периодической системе, сравнить энергию ионизации и сродство к электрону атомов Cl и I . Какой из атомов сильнее проявляет металлические (нематаллические) свойства?
28. Пользуясь периодической системой, составьте формулы ванадиевой кислоты, высшего оксида молибдена, водородного соединения германия. Изобразите структурные формулы этих соединений.
29. Пользуясь периодической системой, дайте мотивированный ответ на вопрос: какой из двух гидроксидов является более сильным основанием: $Sr(OH)_2$ или $Ba(OH)_2$?
30. Пользуясь периодической системой, дайте мотивированный ответ на вопрос: какая из двух кислот является более сильной: H_2SO_4 или H_3PO_4 .

Раздел 5. Способы выражения концентраций растворов.

Определение pH растворов

1. Какова массовая доля $NaOH$ в растворе с $C=1,1$ моль/л, плотностью 1,045 г/мл?
2. Какова массовая доля H_2SO_4 в растворе с $C=0,83$ моль/л, плотностью 1,05 г/мл?
3. Определить массовую долю раствора сульфата натрия, если 15 г соли растворили в 135 г воды.
4. Сколько граммов хлорида бария содержится в 25 мл раствора, молярная концентрация эквивалента которого равна 0,5 моль/л?
5. Сколько граммов фосфата натрия и воды необходимо взять для приготовления 300 г раствора с массовой долей соли 8%?
6. Раствор соляной кислоты массой 360 г содержит 72,0 г HCl . Плотность этого раствора равна 1,10 г/мл. Какова его молярная концентрация и молярная концентрация эквивалента?
7. Определить массовую долю раствора нитрата калия, если 20 г соли растворили в 400 г воды.
8. К 100 мл раствора соляной кислоты с массовой долей 20% и с плотностью 1,10 г/мл добавили 200 мл воды. Найти молярную концентрацию полученного раствора.

9. Какова массовая доля раствора нитрата кальция, если 35 г соли содержится в растворе объемом 500 мл, а плотность раствора составляет 1,2 г/мл?
10. Определить массовую долю раствора глюкозы, если 50 г глюкозы растворили в 250 г воды.
11. Сколько воды нужно добавить к 330 мл 8%-го раствора HCl, чтобы приготовить 0,1%-ный раствор?
12. Сколько воды нужно добавить к 200 мл 10%-го раствора HCl, чтобы приготовить 1%-ный раствор?
13. Сколько воды нужно добавить к 100 мл 30%-го раствора HCl, чтобы приготовить 10%-ный раствор?
14. Сколько мл 20%-го раствора $Al_2(SO_4)_3$ с плотностью 1,226 г/мл нужно для приготовления 100 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента $C_{э} = 0,1$ моль/л?
15. Сколько мл 12%-го раствора $BaBr_2$ с плотностью 1,111 г/мл нужно для приготовления 100 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента $C_{э} = 0,1$ моль/л?
16. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей кислоты 10% и с плотностью 1,07 г/мл потребуется для приготовления 40 мл раствора кислоты, молярная концентрация которого равна 0,40 М?
17. Какой объем раствора соляной кислоты с плотностью 1,07 г/мл и с массовой долей кислоты 14% потребуется для приготовления 500 мл раствора, молярная концентрация эквивалента которого равна 2 моль/л?
18. Какой объем раствора соляной кислоты с массовой долей 20% и с плотностью 1,10 г/мл потребуется для приготовления 300 мл 0,1 н раствора?
19. Рассчитайте pH 0,1 М раствора CH_3COOH , $K_p = 2,2 \cdot 10^{-2}$.
20. Рассчитайте pH 0,01 М раствора $HClO$, $K_p = 5,0 \cdot 10^{-8}$.
21. Рассчитайте pH 0,000001 М раствора $Al(OH)_3$, $K_p = 3,16 \cdot 10^{-8}$.
22. Определить pH 0,05 молярного раствора NH_4OH , если константа диссоциации гидроксида аммония равна $1,8 \cdot 10^{-6}$.
23. Рассчитайте pH 0,0001 М раствора H_2SO_4 .
24. Рассчитайте pH 0,0001 М раствора $NaOH$.
25. Рассчитайте pH 0,0001 М раствора $Ca(OH)_2$.
26. Рассчитайте pH 0,0005 М раствора HCl.
27. Определите концентрацию ионов серебра в насыщенном растворе соли $AgVO_3$, если ее ПР = $5 \cdot 10^{-7}$.
28. Определите концентрацию фосфат анионов в насыщенном растворе соли $AlPO_4$, если ее ПР = $5,75 \cdot 10^{-19}$.
29. Определите концентрацию ионов бария в насыщенном растворе соли $BaCO_3$, если ее ПР = $4 \cdot 10^{-10}$.
30. Определите концентрацию ионов кальция в насыщенном растворе соли CaC_2O_4 , если ее ПР = $2,3 \cdot 10^{-9}$.

**Раздел 6. Управление химическими реакциями,
закон действующих масс**

1. В каком направлении сместится равновесие обратимой реакции: $2 \text{SO}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) = 2 \text{SO}_3 (\text{г})$, $\Delta H^\circ = -46 \text{ кДж/моль}$ а) при повышении давления; б) при понижении температуры.
2. Как изменится скорость реакции при уменьшении давления в 2 раза?
а) $\text{H}_2 (\text{г}) + \text{Cl}_2 (\text{г}) = 2 \text{HCl} (\text{г})$.
б) $2\text{Al} (\text{к}) + 3\text{Cl}_2 (\text{г}) = 2 \text{AlCl}_3 (\text{г})$?
3. В каком направлении сместится равновесие реакции: $\text{CO}_2 (\text{г}) + \text{C} (\text{к}) = 2 \text{CO} (\text{г})$, $\Delta H^\circ = 86 \text{ кДж/моль}$ а) при понижении давления; б) при повышении температуры.
4. Написать выражение для скорости прямой реакции: $\text{N}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) = 2 \text{NO} (\text{г})$. Как изменится скорость прямой реакции при увеличении концентрации азота и кислорода в 3 раза?
5. В каком направлении сместится равновесие реакции: $\text{N}_2 (\text{г}) + 3 \text{H}_2 (\text{г}) = 2 \text{NH}_3 (\text{г})$, $\Delta H^\circ = -46 \text{ кДж/моль}$ а) при повышении давления; б) при повышении температуры?
6. Реакция протекает по уравнению: $\text{N}_2 (\text{г}) + 3\text{H}_2 (\text{г}) = 2 \text{NH}_3 (\text{г})$. Как изменится скорость реакции, если концентрацию N_2 увеличить в 3 раза, а концентрацию H_2 увеличить в 2 раза?
7. На сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость протекающей в ней реакции возросла в 32 раза, принимая температурный коэффициент скорости реакции равным двум?
8. В каком направлении сместится равновесие реакции: $2 \text{NO} (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) = 2 \text{NO}_2 (\text{г})$ а) при увеличении концентрации NO ;
б) при уменьшении концентрации O_2 ;
в) при уменьшении концентрации NO_2 .
9. Определить температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры на 50°C реакция замедлилась в 32 раза.
10. Как изменится скорость реакции, протекающей по уравнению: $\text{N}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) = 2 \text{NO} (\text{г})$, если реакционную смесь вдвое обогатить кислородом при постоянном давлении?
11. Написать выражение для скорости прямой реакции: $\text{N}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) = 2 \text{NO} (\text{г})$. Как изменится скорость прямой реакции при увеличении температуры на 30°C , если температурный коэффициент скорости реакции равен двум?
12. В каком направлении сместится равновесие реакции: $\text{PCl}_3 (\text{г}) + \text{Cl}_2 (\text{г}) = \text{PCl}_5 (\text{г})$, $\Delta H^\circ = -63 \text{ кДж/моль}$ а) при понижении давления; б) при понижении температуры.
13. На сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость протекающей в ней реакции возросла в 32 раза, если температурный коэффициент Вант-Гоффа принять равным двум?
14. Реакция протекает по уравнению $\text{A} (\text{г}) + 2 \text{B} (\text{г}) = \text{AB}_2 (\text{г})$. Определите, во сколько раз изменится скорость реакции если: а) уменьшить концентрацию вещества А в 2 раза; б) увеличить концентрацию вещества В в 3 раза.
15. На сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость протекающей в ней реакции возросла в 32 раза, принимая температурный коэффициент равным 2?

16. Во сколько раз увеличится скорость прямой реакции $A + 2B = C$, если концентрацию вещества A увеличить в 3 раза?
17. В каком направлении сместится равновесие экзотермической реакции $N_2(г) + 3 H_2(г) = 2NH_3(г)$ при повышении давления?
18. В каком направлении сместится равновесие экзотермической реакции $N_2(г) + 3 H_2(г) = 2NH_3(г)$ при повышении температуры?
19. Во сколько раз уменьшится скорость прямой реакции $A + B = 2C$, если концентрацию вещества A уменьшить в 3 раза?
20. В каком направлении сместится равновесие эндотермической реакции $2NO(г) + O_2(г) = 2NO_2(г)$ при понижении давления?
21. Во сколько раз уменьшится скорость прямой реакции $A + B = 2C$, если концентрации веществ A и B уменьшить в 2 раза?
22. В каком направлении сместится равновесие эндотермической реакции $2NO(г) + O_2(г) = 2NO_2(г)$ при повышении температуры?
23. Равновесные концентрации веществ в обратимой реакции $2 SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2 SO_3$ составляют (моль/л): $[SO_2] = 0,0002$; $[O_2] = 0,004$; $[SO_3] = 0,003$. Вычислить константу равновесия.
24. Рассчитать, как изменится скорости прямой реакции при увеличении давления вдвое в системах: $H_2 + J_2 \leftrightarrow 2 HJ$ и $2 NO + O_2 \leftrightarrow 2 NO_2$, в какую сторону сместится равновесие?
25. Реакция между оксидом азота и хлором протекает по уравнению $2 NO + Cl_2 \leftrightarrow 2 NOCl$. Как изменится скорость реакции при увеличении:
 - а) концентрации оксида азота в два раза;
 - б) концентрации хлора в два раза.
 - в) концентрации обоих веществ в два раза?
26. Как отразится повышение давления на равновесие в системах: а) $2 H_2(г) + O_2(г) \leftrightarrow 2 H_2O(ж)$; б) $CO_2(г) + C(тв) \leftrightarrow 2 CO(г)$; в) $CaCO_3(тв) \leftrightarrow CaO(тв) + CO_2(г)$?
27. Реакция горения этана выражается термохимическим уравнением: $C_2H_6(г) + 3\frac{1}{2} O_2 = 2CO_2(г) + 3H_2O(ж)$; $\Delta H_{х.р} = -1559,87$ кДж. Вычислите теплоту образования этана, если известны теплоты образования $CO_2(г)$ и $H_2O(ж)$.
28. Быстрее будет протекать реакция при комнатной температуре цинка с соляной кислотой концентрации 10% или 30%, почему?
29. Быстрее будет протекать реакция при комнатной температуре железа с соляной кислотой концентрации 5% или 15 %, почему?
30. Как повлияет увеличение давления на смещение обратимой реакции $2CO + O_2 \leftrightarrow 2CO_2$
31. В каком направлении сместится равновесие экзотермической реакции $N_2(г) + 3 H_2(г) = 2NH_3(г)$ при повышении температуры?
32. При температуре 334 К реакция заканчивается за 18 мин. За какое время эта реакция заканчивается при 374 К, если температурный коэффициент равен двум?
33. При температуре 304 К реакция заканчивается за 18 мин. За какое время эта реакция заканчивается при 274 К, если температурный коэффициент равен двум?

34. При температуре 265 К реакция заканчивается за 10 мин. За какое время эта реакция заканчивается при 245 К, если температурный коэффициент равен двум?
35. При температуре 265 К реакция заканчивается за 16 мин. За какое время эта реакция заканчивается при 275 К, если температурный коэффициент равен двум?

Разделы 7-8. Основы органической, аналитической и физколлоидной химии.

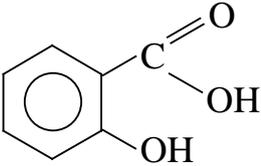
1. Каковы основные применения $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (гидроксид кальция, гашеная известь, пушонка) и CaO (негашеной извести)?
2. Каковы основные направления практического применения NaHCO_3 и Na_2CO_3 ?
3. C_{60} , C_{120} (фуллерены) имеет в качестве основных следующие практические применения (указать).
4. Аналитическая химия. Качественный и количественный анализ. Методы качественного и количественного анализов: химические, физико-химические и физические. На чем основаны химические методы.
5. Титриметрический и гравиметрический анализы. Инструментальные методы: спектральные (оптические), электрохимические, распределительные (хроматографические) и радиометрические.
6. Виды дисперсных систем: грубая, коллоидные и истинные (молекулярные и ионные) растворы. Растворы в зависимости от размера частиц: ионные ($<10^{-3}$), молекулярные, коллоидные.
7. Гетерогенные системы (взвеси, суспензии, эмульсии).
8. Какие растворы являются буферными?
9. В какой цвет окрашивает пламя газовой горелки различные ионы?
10. На чем основаны физические и физико-химические методы качественного и количественного анализа?
11. Какие методы объединяют в инструментальные?
12. Химический состав продуктов питания.
13. Укажите функциональные группы, классы и названия органических соединений (по систематической международной номенклатуре и тривиальное):

$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2 \\ \quad \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{H} - \text{C} \\ \backslash \\ \text{H} \end{array}$
А)	Б)

14. Укажите функциональные группы, классы и названия органических соединений (по систематической международной номенклатуре и тривиальное):

$\text{CH}_3 - \text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array}$	$\text{CH}_3 - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array}$
A)	B)

15. Укажите функциональные группы, классы и названия органических соединений (по систематической международной номенклатуре и тривиальное):

	$\text{HO} - \text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array} - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array}$
A)	B)

16. Укажите функциональные группы, классы и названия органических соединений (по систематической международной номенклатуре и тривиальное):

$\text{CH}_3 - \underset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}} - \text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array}$	$\text{HO} - \text{CH}_2 - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array}$
A)	B)

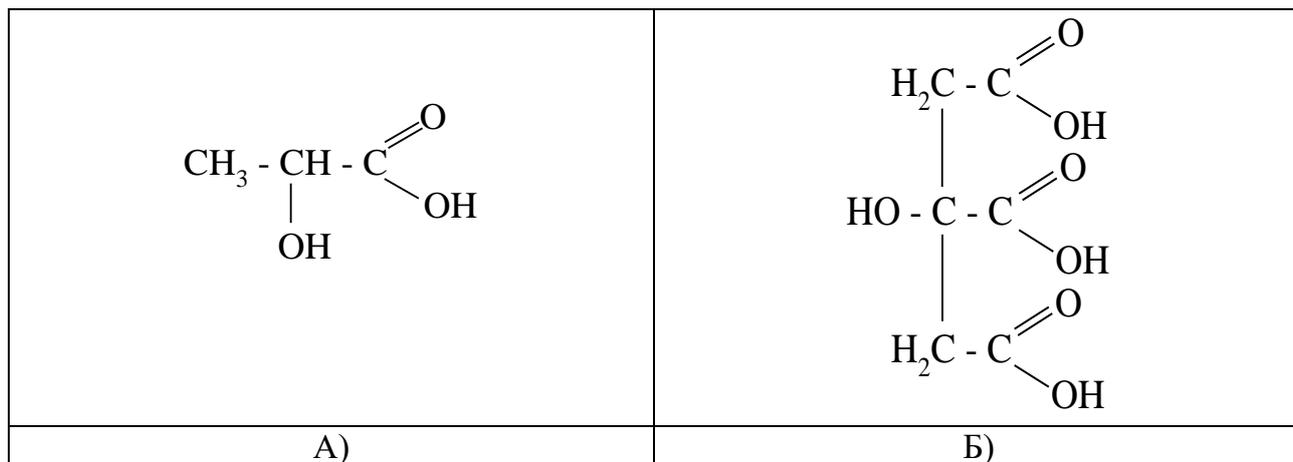
17. Укажите функциональные группы, классы и названия органических соединений (по систематической международной номенклатуре и тривиальное):

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{H} \end{array}$	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
A)	B)

18. Укажите функциональные группы, классы и названия органических соединений (по систематической международной номенклатуре и тривиальное):

$\text{C}_{15}\text{H}_{31} - \text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array}$	$\text{C}_{17}\text{H}_{33} - \text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array}$
A)	B)

19. Укажите функциональные группы, классы и названия органических соединений (по систематической международной номенклатуре и тривиальное):



20. Дайте описание, чем различаются виды дисперсных систем: грубая, коллоидные и истинные (молекулярные и ионные) растворы. Что такое гетерогенные системы (взвеси, суспензии, эмульсии) – их принципиальные отличия.

21. Как называется тип химической посуды, изображенной на рисунке?



А)



Б)

22. Как называется тип химической посуды, изображенной на рисунке?



А)



Б)

23. Как называется тип химической посуды, изображенной на рисунке?



A)

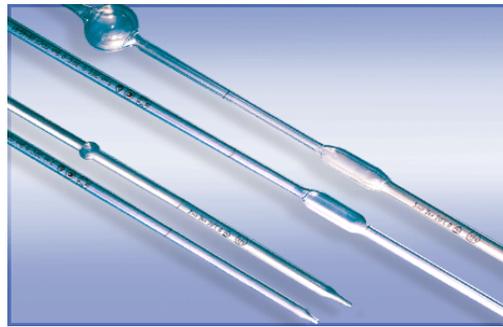


Б)

24. Как называется то, что изображено на рисунке?



A)



Б)

25. Как называется тип химической посуды, изображенной на рисунке?



A)



Б)



В)

26. Как называется тип химической посуды, изображенной на рисунке?



A)



Б)

27. Как называется тип химической посуды, изображенной на рисунке?



A)



Б)

28. Как называется тип химической посуды, изображенной на рисунке?



A)



Б)



В)

29. Как называется тип химической посуды, изображенной на рисунке?



A)



Б)

30. Как называется тип химической посуды, изображенной на рисунке?



А)

Б)

31. Как называется тип химической посуды, изображенной на рисунке?



А)

Б)

32. Как называется тип химической посуды, изображенной на рисунке?



А)

Б)

33. Как называется тип химической посуды, изображенной на рисунке?



А)

Б)

34. Как называется тип химической посуды, изображенной на рисунке?



А)

Б)

35. Как называется тип химической посуды, изображенной на рисунке?



A)



Б)

36. Как называется тип химической посуды, изображенной на рисунке?



A)



Б)

37. Как называется изображенное на рисунке?



A)



Б)

38. Как называется изображенное на рисунке?



A)



Б)

40. Как называется тип химической посуды, изображенной на рисунке?



A)



Б)

СОДЕРЖАНИЕ

Пояснительная записка	3
Рабочая программа	Ошибка! Закладка не определена.
1 Цель и задачи дисциплины	4
2 Общие методические указания по изучению дисциплины и выполнению контрольной работы.....	4
3 Структура и содержание дисциплины	6
Раздел 1. Химия: основные понятия. Валентность, степень окисления, эмпирические и структурные формулы соединений. Классы, названия соединений и их основные свойства	Ошибка! Закладка не определена.
Раздел 2. Типы химических реакций	14
Раздел 3. Моль, молярная масса, молярная масса эквивалентов, основные законы общей химии.....	17
Раздел 4. Теоретическая неорганическая химия. Строение атома, химические связи.....	18
Раздел 5. Способы выражения концентраций растворов. Определение pH растворов.....	19
Раздел 6. Управление химическими реакциями, закон действующих масс	20
Разделы 7-8. Основы органической, аналитической и физколлоидной химии.....	22
Примерные вопросы к контрольной работе и итоговому тестированию	Ошибка! Закладка не определена.
.....	3

Ответственный за выпуск И.С. Полянская

Корректор Г.Н. Елисева

Заказ № 392–Р. Эл. Подписано в печать 29.06.2023 г.
ВГМХА 160555, г. Вологда, с. Молочное, ул. Емельянова, 1