

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ГОРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Э.А. ЦАГАРАЕВА, З.А. КУБАТИЕВА

ХИМИЯ

*учебное пособие
для студентов нехимических
направлений обучения*

Владикавказ, 2021

УДК 54 (075, 8)
ББК 24. 1я 7

Составители: **Цагараева Э.А., Кубатиева З.А.**

Рецензенты:

К.Б. Темираев, доктор химических наук, профессор кафедры химии и промышленной биотехнологии СКГМИ (ГТУ)

В.Р. Каиров, д.с.-х.н, профессор кафедры частной зоотехнии Горского ГАУ

Цагараева Э.А., Кубатиева З.А. Химия: учебное пособие для лабораторных и практических занятий Э.А.Цагараева, З.А.Кубатиева / – Владикавказ: Издательство ФГБОУ ВО «Горский госагроуниверситет». 2021. – 280 с.

Учебное пособие к лабораторным и практическим работам по химии предназначено для студентов и преподавателей нехимических направлений высших учебных заведений.

Рассматриваются фундаментальные разделы химии, позволяющие изучить общие закономерности протекания химических и биохимических процессов с целью приобретения комплекса знаний и формирования у студентов целостного естественнонаучного мировоззрения, научного и методологического подхода в творческой деятельности специалиста.

Обозначенные в учебном пособии установки позволяют систематизировать знания по базовой дисциплине в цикле химического образования. Каждая тема снабжена конкретными заданиями для самостоятельной работы, даны методические указания и рекомендации, при выполнении которых студенты знакомятся с современными методами и приемами препаративной химии. Практическая значимость определяется доступностью понимания и обширностью приведенных сведений.

Учебное пособие предназначено для студентов очного и заочного отделений, обучающихся по направлениям подготовки: 19.03.01 «Биотехнология», 19.03.04 «Технология продукции и организация общественного питания», 35.03.04 «Агрономия», 35.03.05 «Садоводство», 35.03.06 «Агроинженерия», 35.03.07 «Технология производства и переработки сельскохозяйственной продукции», 36.03.01 «Ветеринарно-санитарная экспертиза», 36.03.02 «Зоотехния», 21.03.02 «Землеустройство и кадастры», 23.03.01 «Технология транспортных процессов», 23.03.03 «Эксплуатация транспортно-технологических машин и комплексов», его можно рекомендовать и специалистам, самостоятельно изучающим химию.

Данное издание подготовлено по дисциплине «Химия» в соответствии с Федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования 04.03.01.

Рекомендовано Центральным учебно-методическим советом ФГБОУ ВО Горский ГАУ в качестве учебного пособия для лабораторных и практических занятий «_ _ _ _ _»
_ _ _ _ _ 2021 г. протокол № _ _ _ _ _

ПЛАН лабораторно-практических и семинарских занятий по общей химии

Занятие 1	Ознакомление с техникой безопасности и правилами работы в химической лаборатории. Химическая посуда	2 часа
Занятие 2-3	Основные классы и номенклатура неорганических соединений	4 часа
Занятие 4	Химический эквивалент элемента. Закон эквивалентов. Определение эквивалента магния методом вытеснения водорода	2 часа
Занятие 5	Семинар: строение атома, периодический закон Д. И. Менделеева в свете теории строения атома	2 часа
Занятие 6	Семинар: природа химической связи, строение молекулы	2 часа
Занятие 7	Раздел - I. Теоретические основы химии	2 часа
Занятие 8-9	Энергетика и кинетика химических процессов. Химическое равновесие	4 часа
Занятие 10-11	Классификация химических реакций. Окислительно-восстановительные реакции	4 часа
Занятие 12	Раздел - II. Энергетика и кинетика химических процессов. Классификация химических реакций. Окислительно-восстановительные реакции	2 часа
Занятие 13	Растворы. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов. Приготовление растворов заданной концентрации	2 часа
Занятие 14	Ионное производство воды. Водородный показатель. Ионные уравнения реакции	2 часа
Занятие 15-16	Гидролиз солей, типы гидролиза	4 часа
Занятие 17-18	Комплексные соединения. Комплексообразование в растворах	4 часа
Занятие 19	Раздел - III. Гетерогенные и гомогенные дисперсные системы. Растворы. Комплексные соединения. Комплексообразование в растворах	2 часа

Объем требований к сдаче разделов по общей химии

Раздел I. Теоретические основы химии

1. Основные понятия и законы стехиометрии.
2. Основные классы и номенклатура неорганических соединений:
 - а) простые: металлы, неметаллы, благородные газы, их физические и химические свойства;
 - б) сложные: оксиды, кислоты, основания, соли, их номенклатура, химические свойства, способы получения.
3. Строение атома. Периодический закон в свете теории строения атома:
 - а) сложность структуры атома, модели строения атома, постулаты Бора;
 - б) начала волновой механики, квантовые числа, спин электрона, принцип Паули, правило Хунда, принцип наименьшей энергии, электронные конфигурации и электронно-структурные схемы атомов;
 - в) энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность;
 - г) периодический закон в свете теории строения атома.
4. Природа химической связи и строение молекул:
 - а) условия образования химической связи;
 - б) метод валентных связей, гибридизация атомных электронных орбиталей, типы связей (δ , π); свойства ковалентной связи, механизмы образования ковалентной связи, дипольный момент, полярные и неполярные молекулы;
 - в) ионная связь, ионные радиусы и закономерности их изменения по группам и периодам;
 - г) металлическая связь;
 - д) водородная связь, ее природа, особенности, биологическая роль.

Раздел II. Энергетика и кинетика химических процессов. Классификация химических реакций. Окислительно-восстановительные реакции

1. Энергетика и кинетика химических процессов и химическое равновесие:
 - а) классификация термодинамических систем;
 - б) понятия об энтальпии и внутренней энергии, экзотермические и эндотермические реакции;
 - в) закон Гесса и следствие из него;
 - г) понятия об энтропии и энергии Гиббса, направленность химических реакций;
 - д) скорость химической реакции в гомогенной и гетерогенной системах; факторы, влияющие на скорость химической реакции;
 - е) основной закон химической кинетики - закон действующих масс, константа скорости химической реакции;
 - ж) влияние температуры на скорость химической реакции, правило Вант-Гоффа, энергия активации;
 - з) катализ, ферменты-катализаторы биохимических процессов;
 - и) состояние динамического равновесия реакции, принцип Ле-Шателье, константа равновесия, влияние концентрации, температуры и давления на смещение химического равновесия.
2. Классификация химических реакций. Окислительно-восстановительные реакции:
 - а) классификация химических реакций;
 - б) процессы окисления, восстановления, восстановители, окислители;
 - в) методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций, классификация окислительно-восстановительных реакций;
 - г) эквивалент окислителя и восстановителя, биологическая роль окислительно-восстановительных реакций.

**Раздел III. Гетерогенные и гомогенные дисперсные системы. Растворы. Комплексные соединения.
Комплексообразование в растворах**

1. Гетерогенные и гомогенные дисперсные системы. Растворы.
 - а) дисперсные системы: гетерогенные (грубодисперсные взвеси: суспензии и эмульсии; высокодисперсные - коллоидные); гомогенные (истинные растворы);
 - б) общая характеристика растворов, концентрация, виды концентраций, растворимость веществ, насыщенные, ненасыщенные, пересыщенные растворы;
 - в) основы физико-химической теории растворов и теории электролитической диссоциации; диссоциация кислот, оснований, солей; степень диссоциации, сильные и слабые электролиты; ионные уравнения реакций;
 - г) ионное произведение воды, водородный показатель; буферные системы их биологическое значение; гидролиз солей, типы гидролиза, константа и степень гидролиза.
2. Комплексные соединения. Комплексообразование в растворах:
 - а) строение комплексных соединений, теория Вернера, природа химической связи в комплексах;
 - б) диссоциация комплексных соединений;
 - в) номенклатура и значимость комплексных соединений.
 - г) классификация комплексных соединений;
 - д) изомерия комплексных соединений;
 - е) Cu^{2+} и Ni^{2+} комплексы.

**ПЛАН
лабораторно-практических и семинарских занятий
по неорганической химии**

Занятие 1-2	Химия S-элементов. Элементы I A группы - щелочные металлы	4 часа
Занятие 3-4	Элементы II A группы. Бериллий, магний и щелочно-земельные металлы	4 часа
Занятие 5	Определение карбонатной жесткости воды	2 часа
Занятие 6	Комплексонометрическое определение общей жесткости воды	2 часа
Занятие 7	Семинар. Химия S-элементов	2 часа
Занятие 8-9	Химия P-элементов. Элементы III A группы	4 часа
Занятие 10	Элементы IVA группы	2 часа
Занятие 11-12	Элементы VA группы	4 часа
Занятие 13	Элементы VIA группы	2 часа
Занятие 14	Элементы VIIA группы	2 часа
Занятие 15	Семинар. Химия p-элементов	2 часа
Занятие 16	Химия d-элементов	4 часа
Занятие 17	Семинар. Химия d-элементов	2 часа

Объем требований к сдаче разделов по неорганической химии

Раздел I. Химия S – элементов

1. Химический адрес элементов S – семейства, их общая характеристика.
2. Водород, особенности положения в периодической системе. Изотопы водорода, физические и химические свойства.
3. Вода, строение молекулы, физические и химические свойства. Экологическое и биологическое значение воды. Тяжелая вода.
4. Пероксид водорода, природа химических связей и химические свойства. Окислительно-восстановительная двойственность пероксида водорода.
5. Каковы тенденции изменения энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, восстановительной активности у элементов IA-IIA групп с увеличением порядкового номера?
6. Охарактеризуйте физические свойства элементов IA-IIA групп.
7. Выделите основные химические свойства элементов S – семейства.
8. На чем основано отличие свойств бериллия и магния от свойств щелочноземельных металлов.
9. Биологическая роль элементов S – семейства.
10. Жесткость воды, виды жесткости, чем она обусловлена и способы ее устранения.

Раздел II. Химия p-элементов

1. Химический адрес элементов p - семейства, их общая характеристика.
2. Охарактеризовать тенденцию изменения неметаллических свойств элементов с увеличением порядковых номеров в периодах и группах с точки зрения теории строения атома, учитывая изменения энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, окислительной активности.
3. Какой преобладающий тип химической связи характерен для p-элементов? Объяснить причину возникновения и механизмы ее образования.
4. Объяснить гибридизацию атомных электронных орбиталей, p-элементов, образование δ - и π - связей, учитывая химический адрес элементов.
5. Какие степени окисления проявляют элементы p-семейства в своих соединениях? Дать характеристику элементам по занимаемым им группам.
6. Какие орбитали атомов p-элементов второго периода принимают участие в образовании химических связей с другими элементами в соединениях? Чем объяснить отличие образования химических связей у p-элементов, находящихся в периодах с третьего по шестой?
7. В чем отличие строения атомов элементов S-семейства и p-семейства?
8. Охарактеризуйте физические свойства элементов p-семейства.
9. Выделите основные и специфические свойства p-элементов.
10. Дайте сравнительную характеристику p-элементов III A – VII A группы.

Раздел III. Химия d-элементов

1. Химический адрес элементов *d*-семейства, их общая характеристика.
2. Что лежит в основе классификации d-элементов на группы аналогов.
3. Какие особенности электронных структур определяют различие химических свойств s-, p-, и d-элементов?
4. Почему все d-элементы обладают металлическими свойствами?
5. Почему по-разному изменяются радиусы атомов элементов в группах A и B?
6. Приведите объяснение большой склонности d-элементов к образованию комплексных ионов. Приведите примеры комплексных катионов и анионов d-элементов, определите координационные числа и заряды комплексообразователей.
7. Объясните, почему d-элементы характеризуются переменными степенями окисления?
8. В каких степенях окисления d-элементы наиболее устойчивы?
9. Чем объяснить, что золото и серебро встречаются в природе в самородном состоянии?
10. Какую роль выполняют d-элементы в живых организмах? Назовите d-элементы – металлы жизни.

Тема. ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ И ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ. ХИМИЧЕСКАЯ ПОСУДА

Техника лабораторных работ

Лабораторные и практические занятия по неорганической химии проводятся в химической лаборатории, поэтому начинать их нужно с ознакомления студентов с техникой выполнения основных операций, с приборами и приемами пользования ими.

I. Обязательные требования к технике безопасности при работе студентов в химической лаборатории

1. С самого начала работы в лаборатории студент должен приучить себя к аккуратности, вниманию и дисциплинированности, так как оперировать придется с малыми количествами веществ (частично не безопасными) и пользоваться хрупкими приборами.
2. Основным местом выполнения лабораторных работ является рабочий стол, на котором необходимо соблюдать безукоризненную чистоту и порядок.
3. При проведении эксперимента следует пользоваться только незагрязненными реактивами, чистой посудой и приборами, промытыми дистиллированной водой. В противном случае возможны серьезные искажения результатов эксперимента.
4. Реактивы для проведения химической реакции необходимо брать в строгом соответствии с методическим руководством. При возникновении каких-либо неясностей следует работу прекратить и обратиться за разъяснением к преподавателю.
5. Взяв реактив для проведения опыта, следует внимательно прочитать надпись на этикетке и в случае сомнения обратиться к преподавателю.
6. При наливании жидких реактивов не наклоняться над сосудом во избежание попадания брызг или частиц на лицо или одежду.
7. Не наклоняться над сосудом с нагреваемой жидкостью, так как иногда могут произойти выплески ее из сосуда.
8. При нагревании пробирки не направлять ее отверстием к себе, или в сторону рядом и напротив сидящих товарищей. Держать ее следует под углом в 45° - 60° , предварительно обогреть всю ее поверхность, чтобы не происходило локального перегрева.

9. Если на лицо или руки попадут брызги кислоты, надо тотчас же, смыть их водой, после чего пораженное место обработать раствором соды.

10. При ожоге щелочью пострадавший участок кожи смывают водой до тех пор, пока скользкий участок кожи не станет шероховатым, а затем обрабатывают 2%-ным раствором уксусной кислоты.

11. В случае ожога пламенем горелки или нагретыми предметами, обожженное место следует обработать кристалликами или концентрированным раствором перманганата калия, пока кожа не побуреет. Можно воспользоваться противоожоговой жидкостью или мазью из аптечки.

12. При сильных ожогах или отравлениях следует немедленно обращаться к врачу.

13. В случае воспламенения горючих жидкостей или других веществ следует быстро погасить горелку, выключить электронагревательные приборы, отставить сосуды с огнеопасными веществами и принять следующие меры тушения: а) горящие жидкости засыпать песком или прикрыть асбестовым одеялом; б) загоревшийся фосфор надо гасить мокрым песком или водой.

14. При работе с открытым пламенем (газовые и спиртовые горелки) сосуды с огнеопасными жидкостями необходимо отставлять от пламени на расстоянии не менее 1 м.

15. Переливать кислоты и щелочи из одних емкостей в другие разрешается только сотрудниками учебной лаборатории.

16. При нейтрализации растворов кислот щелочью и наоборот надо приливать растворы небольшими порциями.

17. При разбавлении концентрированных кислот следует кислоту приливать в воду, а не наоборот, что чревато ожогами.

18. Растворять щелочи в твердом состоянии следует путем постепенного прибавления к заранее рассчитанному объему воды. Дробить твердые куски едкого натрия или калия следует, завернув в тряпочку.

19. Работы с плавиковой кислотой разрешается проводить только в вытяжном шкафу.

20. Следует помнить, что все щелочные металлы должны храниться в стеклянных сосудах под слоем обезвоженного керосина.

21. Резать металлический натрий и калий разрешается только под слоем обезвоженного керосина.

22. Нельзя обнаруживать выделяющиеся газообразные вещества, близко наклоняясь к сосуду. При определении запаха газа или жидкости следует осторожно вдыхать воздух, направляя его рукой от сосуда к себе.

23. Аммиачные растворы солей серебра нельзя оставлять на длительное время. Так как может образоваться взрывчатое вещество - гремучее серебро.

II Химические реактивы и обращение с ними

Для выполнения лабораторных работ в химической лаборатории имеется определенный запас химических реактивов, которые по чистоте делятся на химически чистые (х.ч.), чистые для анализа (ч.д.а.), чистые (ч.). Кроме того, применяются реактивы квалификации: спектрально чистый (сп.ч.), особо чистый (о.с.ч.), очищенный (о.ч.) и технический (техн.).

При пользовании реактивами необходимо знать их основные свойства: огнеопасность, ядовитость, способность к образованию взрывчатых смесей с другими реактивами. На каждой реактивной склянке должна быть этикетка с названием реактива и указанием его качества («техн», «ч», «ч.д.а», «х.ч»). Если на банке с реактивом нет этикетки или надписи, пользоваться им без указания преподавателя нельзя.

При пользовании реактивами следует соблюдать следующие правила:

1. Если нет указаний о дозировке реактивов для данного опыта; то брать их надо в возможно меньшем количестве (экономия материалов и времени, затрачиваемого на операцию).

2. Излишек реактива не высыпать и не вливать обратно в сосуд, из которого он был взят.

3. После употребления реактива банку или склянку тотчас же закрыть пробкой и поставить на место.

4. Сухие реактивы брать роговыми, фарфоровыми или металлическими ложечками или шпателями, которые должны быть всегда чистыми и сухими. После употребления их следует тщательно обтереть (лучше фильтровальной бумагой).

5. Если реактив отбирают пипеткой, то нельзя той же пипеткой, не вымыв ее, брать реактив из другой склянки.

6. Особую осторожность следует соблюдать при работе с ядовитыми и огнеопасными веществами, используя тягу.

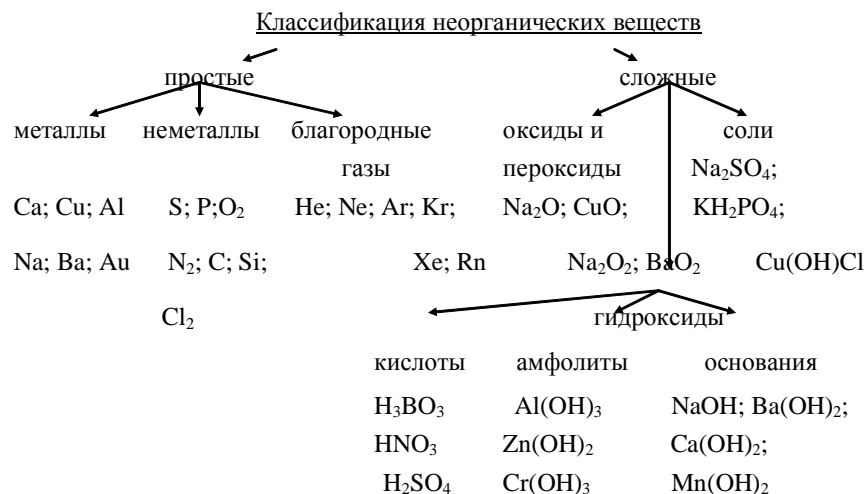
7. Категорически запрещается ставить склянки с реактивами на книги и тетради.

8. В лаборатории категорически запрещается принимать пищу, не разрешается курить и громко разговаривать.

9. Уходя из лаборатории, необходимо убрать рабочее место, выключить свет, газ и воду, тщательно вымыть руки.

Тема: ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ И НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Все неорганические вещества делят на простые и сложные. В свою очередь, сложные подразделяют на четыре важнейших класса: оксиды, основания, кислоты и соли. А каждый из классов соответственно на определенные группы соединений, в зависимости от их состава и свойств.



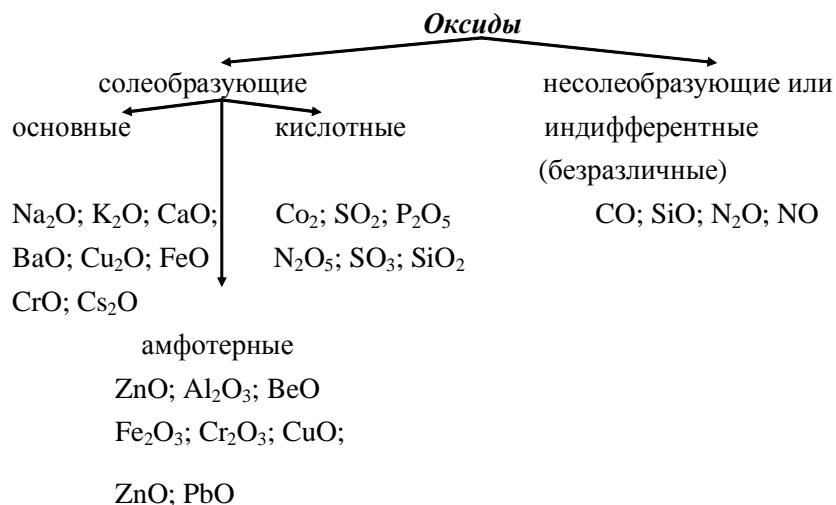
Элементы I-III групп периодической системы, за исключением водорода и бора, а также элементы четных рядов больших периодов – все это металлы.

Элементы IV-VII групп периодической системы, а также элементы нечетных рядов больших периодов – это элементы с преобладанием неметаллических свойств.

Благородные газы (инертные) занимают главную подгруппу VIII группы периодической системы.

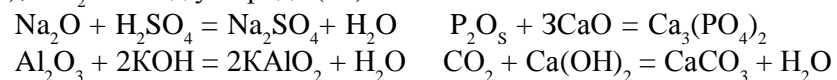
Оксиды

Оксидами называются сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород. В зависимости от того, какой элемент соединяется с кислородом, оксиды делятся на:



Почти все химические элементы образуют оксиды. Различают оксиды солеобразующие и несолеобразующие (индифферентные). К несолеобразующим оксидам относятся оксиды, которые не образуют соли, например, оксид азота (I) - N_2O ; оксид азота (II) - NO и другие.

К солеобразующим оксидам относятся оксиды металлов и неметаллов, которые в результате химического взаимодействия образуют соли. Например, оксиды металлов: Na_2O - оксид натрия; Al_2O_3 - оксид алюминия; оксиды неметаллов: P_2O_5 - оксид фосфора (V); CO_2 - оксид углерода (IV).

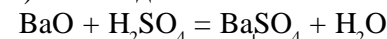


В свою очередь, солеобразующие оксиды подразделяются на основные, кислотные, амфотерные.

Основными оксидами называются такие оксиды, которым в качестве гидратов соответствуют основания (гидроксиды). Например: оксид калия - K_2O ; оксид железа (II) - FeO ; оксид бария - BaO являются основными оксидами, так как им соответствуют основания (гидроксиды) - KOH , $Fe(OH)_2$, $Ba(OH)_2$. Основные оксиды образуются только металлами.

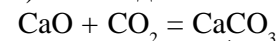
Химические свойства основных оксидов

а) Взаимодействие с кислотами:



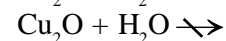
↓
белый

б) Взаимодействие с кислотными оксидами:



↓
белый

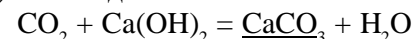
в) Взаимодействие с водой (оксиды металлов главной подгруппы I группы, главной подгруппы 2 группы, за исключением оксида BeO):



Кислотными оксидами (или ангидридами кислот) называются такие оксиды, которым в качестве гидратов соответствуют кислоты. Например: оксид углерода (IV) - CO_2 ; оксид фосфора (V) - P_2O_5 ; оксид серы (IV) - SO_2 ; оксид серы (VI) - SO_3 - это кислотные оксиды, так как им соответствуют кислоты - H_2CO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_3 , H_2SO_4 . Кислотные оксиды образуются неметаллами и некоторыми металлами, проявляющими высокую степень окисления (например, оксиду марганца (VII) - Mn_2O_7 соответствует марганцовая кислота - $HMnO_4$; оксиду хрома (VI) - CrO_3 - хромовая H_2CrO_4 , и двуххромовая $H_2Cr_2O_7$, кислоты).

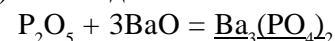
Химические свойства кислотных оксидов

а) Взаимодействие с основаниями:



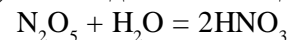
↓

б) Взаимодействие с основными оксидами:



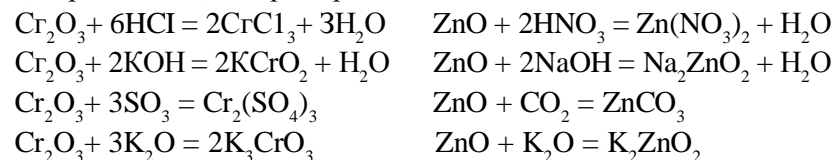
↓

в) Взаимодействие с водой:



Амфотерными оксидами называются такие оксиды, которые в зависимости от условий проявляют основные и кислотные свойства. например: оксид цинка - ZnO , оксид алюминия - Al_2O_3 , оксид хрома (III) - Cr_2O_3 .

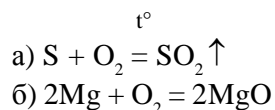
Амфотерные оксиды взаимодействуют с кислотами и основаниями (гидроксидами), например:



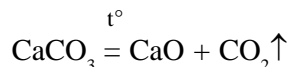
Элементы с переменной валентностью образуют несколько оксидов, Например, оксид железа (II) - FeO; оксид железа (III) - Fe₂O₃; оксид серы (IV) - SO₂; оксид серы (VI) - SO₃ и т.д. Кислород в оксидах двухвалентен, степень окисления его равна - 2.

Способы получения оксидов:

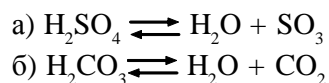
1. Взаимодействие с кислородом:



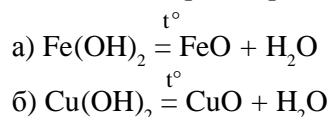
2. Разложение солей кислородосодержащих кислот:



3. Обезвоживание кислот:



4. Разложение нерастворимых и амфотерных оснований:

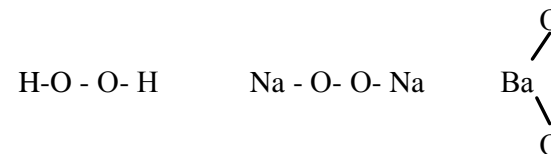


Пероксидами называются сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород, в молекулах которых атомы кислорода связаны не только с атомами других элементов, но и между собой.

В пероксидах кислород двухвалентен, однако степень окисления равна - 1 в отличие от оксидов. Например, пероксид водорода - H₂O₂; пероксид натрия - Na₂O₂; пероксид бария - BaO₂ и др.

Пероксиды - это сложные вещества, в молекулах которых атомы кислорода связаны не только с атомами других элементов, но и меж-

ду собой. Например, пероксид водорода - H₂O₂, пероксид натрия - Na₂O₂, пероксид бария - BaO₂ и др.



Опыт № 1. Получение оксидов разложением солей

Приборы: Штатив с пробирками, шпатель, спички, газовая горелка.

Реактивы: Мелкокристаллический порошок основного карбоната меди.

Ход работы. В сухую пробирку поместить немного основного карбоната меди - Cu₂(OH)₂CO₃. Держа пробирку в наклонном положении, нагреть её до полного разложения соли. Какого цвета вещество остаётся в пробирке? Что выделяется на холодных стенках пробирки? Написать уравнение реакции. Полученный оксид меди сохранить для опыта № 6.

Опыт № 2. Получение оксидов разложением гидроксидов

Приборы: Штатив с пробирками, газовая горелка, спички.

Реактивы: Растворы сульфата меди и гидроксида натрия.

Ход работы. Действуя на раствор сульфата меди - CuSO₄ избытком щелочи - NaOH, получить гидроксид меди. Полученный осадок нагреть. Объяснить почернение осадка. Написать уравнения реакции. Осадок сравнить с осадком, полученным при выполнении опыта №1.

Гидроксиды

Все гидроксиды подразделяются на три большие группы:

- гидраты основных оксидов, называемые основаниями;
- гидраты кислотных оксидов, называемые кислотами;
- гидраты амфотерных оксидов, называемые амфолитами.

Основания

Основания или гидроксиды металлов - это сложные вещества, состоящие из атомов металла, соединенного с одной или несколькими гидроксильными группами.

С точки зрения электролитической диссоциации основания – электролиты, диссоциирующие только на гидроксид анионы.

Названия гидроксидов составляются из слова «гидроксид» и названия соответствующего металла. Если металл имеет переменную валентность, она указывается римской цифрой в скобках. Например:

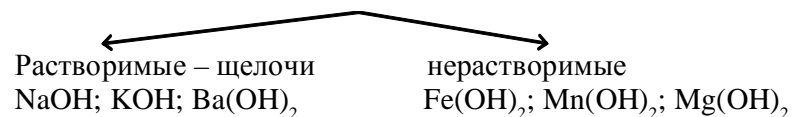
$\text{Fe}(\text{OH})_3$ - гидроксид железа (III)

$\text{Mn}(\text{OH})_2$ - гидроксид марганца (II)

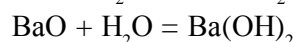
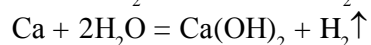
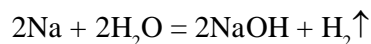
LiOH - гидроксид лития.

Гидроксиды по атомности разделяются на однокислотные - KOH , двухкислотные - $\text{Ca}(\text{OH})_2$, трехкислотные - $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и т.д. Кислотность гидроксида определяется числом гидроксидных групп (гидроксогрупп) в его молекуле.

Основания

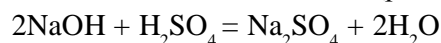


Растворимые гидроксиды, или щелочи, образуются щелочными или щелочноземельными металлами: литий, натрий, калий, рубидий, цезий, кальций, стронций, барий, радий, образуют соответственно: LiOH , NaOH , KOH , CsOH , RbOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ra}(\text{OH})_2$. К растворимым в воде основаниям относится и гидроксид аммония – NH_4OH .

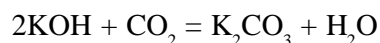


Химические свойства щелочей:

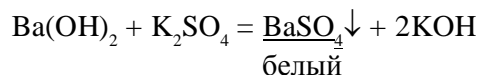
а) Взаимодействие с кислотами (реакция нейтрализации):



б) взаимодействие с кислотными оксидами:



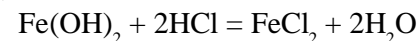
в) взаимодействие с солями:



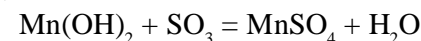
Все остальные металлы образуют нерастворимые в воде гидроксиды: $\text{Mn}(\text{OH})_2$; $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и др.

Химические свойства нерастворимых оснований

а) взаимодействие с кислотами:



б) взаимодействие с кислотными оксидами:

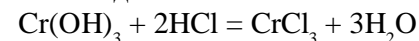


Амфолиты

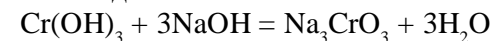
Амфотерные гидроксиды занимают промежуточное положение между гидратами основных оксидов – основаниями и гидратами кислотных оксидов – кислотами. Амфотерными гидроксидами являются: гидроксид цинка $\text{Zn}(\text{OH})_2$, тригидроксид хрома $\text{Cr}(\text{OH})_3$, дигидроксид олова $\text{Sn}(\text{OH})_2$, тригидроксид железа $\text{Fe}(\text{OH})_3$, дигидроксид свинца $\text{Pb}(\text{OH})_2$, тригидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Химические свойства амфолитов

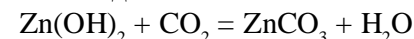
1. Взаимодействие с кислотами:



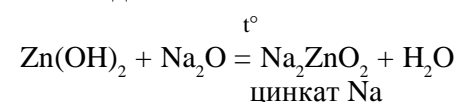
2. Взаимодействие с основаниями:



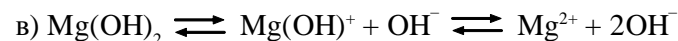
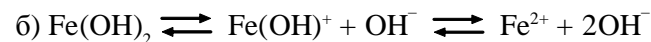
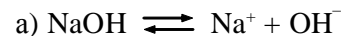
3. Взаимодействие с кислотными оксидами:



4. Взаимодействие с основными оксидами:

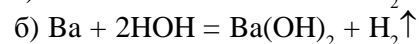
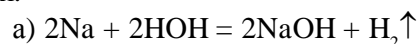


Электролитическая диссоциация оснований

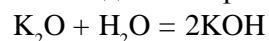


Способы получения оснований

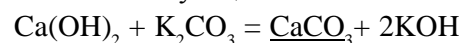
1. Взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



2. Взаимодействие растворимых основных оксидов с водой:



3. Взаимодействие водных растворов щелочей с растворимыми солями соответствующих металлов:



Опыт № 3. Получение оснований взаимодействием оксида металла с водой

Приборы: Штатив с пробирками, шпатель, воронка, фильтровальная бумага.

Реактивы: Измельченный до тонкого порошка оксид кальция, дистиллированная вода, лакмус или фенолфталеин.

Ход работы. Взболтать в пробирке немного оксида кальция (CaO) с водой и профильтровать в другую пробирку. Фильтрат испытать лакмусом или фенолфталеином. Как изменится цвет раствора? Написать уравнение реакции.

Опыт № 4. Получение оснований взаимодействием соли со щелочью

Приборы: Штатив с пробирками.

Реактивы: Растворы хлорида железа (III), нитрата висмута (III), щелочи - гидроксид натрия.

Ход работы. В две пробирки (порознь) налить растворы: хлорида железа (FeCl₃) и нитрата висмута (Bi(NO₃)₃). В обе пробирки прилить раствор щелочи. Что при этом наблюдаете? Написать уравнения реакций.

Опыт № 5. Амфотерные гидроксиды

Приборы: Штатив с пробирками.

Реактивы: Растворы сульфата алюминия, едкого натрия, серной кислоты.

Ход работы. В пробирку налить раствор сульфата алюминия, добавляя к нему по каплям раствор едкого натрия до образования осадка. Осадок разделить на две пробирки. В первую пробирку налить раствор серной кислоты, во вторую - раствор щелочи до полного растворения осадка. Написать уравнения реакций.

Кислоты

Кислотами называются сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться атомами металлов и кислотных остатков. С точки зрения электролитической диссоциации кислотами называются электролиты, диссоциирующие только на катион водорода.

Кислоты



одноосновные	многоосновные	кислородосодержащие	бескислородные
HNO ₃ ; HCN;	H ₂ SO ₄ ; H ₃ PO ₄ ;	H ₄ P ₂ O ₇ ; H ₂ CO ₃	HJ; HCN; HF
HF; HCl	H ₂ SiO ₃ ; H ₄ SiO ₄	H ₂ SO ₃	HBr; HCl; HCN
	H ₂ S		H ₂ S

Кислоты делятся по содержанию атомов водорода на одноосновные и многоосновные; кислородосодержащие и бескислородные делятся по содержанию кислорода.

Следует обратить внимание на понятие «основность» кислоты. Основность кислоты определяется числом атомов водорода кислоты. Кислоты различают одноосновные: HF; HCl; HCN; HPO₃, двухосновные: H₂S; H₂SiO₃; H₂SO₄ и многоосновные: H₃BO₃; H₃AsO₄; H₄P₂O₇.

Названия кислородосодержащих кислот производятся от названия неметалла с прибавлением окончаний - «ная», «вая». Например: H₃PO₄ - фосфорная; H₂SiO₃ - кремниевая и т.д.

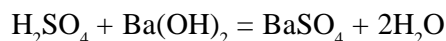
Если неметалл обладает переменной валентностью, то в зависимости от валентности неметалла прибавляется окончание «истая», «тая». Например: HClO - хлорноватистая; HClO₂ - хлористая; HClO₃ - хлорноватая; H₂SO₃ - сернистая; HNO₂ - азотистая; H₃PO₃ - фосфористая.

Название бескислородных кислот производится от названия неметалла с прибавлением слова «водородная». Например, HCl - хлороводородная (соляная) кислота; HF - фтороводородная (пла-

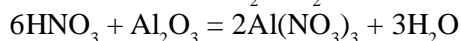
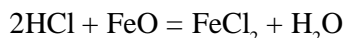
виковая) кислота; H_2S - сероводородная кислота; HCN - цианистоводородная (синильная) кислота.

Химические свойства кислот

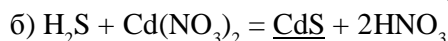
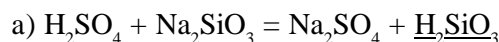
1. Взаимодействие с основаниями:



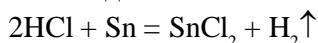
2. Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами:



3. Взаимодействие с солями:



4. Взаимодействие с металлами:



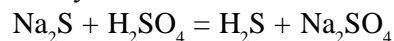
Металлы, стоящие в ряду напряжений до атомов водорода, вытесняют из растворов кислот водород (за исключением концентрированной и разбавленной HNO_3 и концентрированной H_2SO_4).

Способы получения кислот

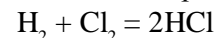
1. Соединение кислотного оксида с водой:



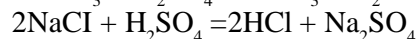
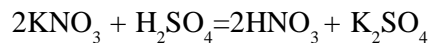
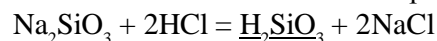
2. Получение кислот вытеснением их из солей более сильными и менее летучими кислотами:



3. Соединение простых веществ:



В лаборатории кислоты чаще всего получают действием сильной кислоты на соль этой кислоты. Например:



Формула кислоты	Название кислоты	Русское название	Международное название
H_2SO_4	Серная	Сернокислые	Сульфаты
HSO_4^-		Кислые сернокислые	Гидросульфаты
H_2SO_3	Сернистая	Сернистокислые	Сульфиты
HSO_3^-		Кислые сернистокислые	Гидросульфиты
H_2S	Сероводородная	Сернистые	Сульфиды
HS^-		Кислые сернистые	Гидросульфиды
H_3PO_4	Орто-фосфорная	Фосфорнокислые	Орто-фосфаты или фосфаты
$H_2PO_4^-$		Кислые дифосфорнокислые	Дигидрофосфаты
HPO_4^{2-}		Кислые фосфорнокисл.	Гидрофосфаты
HPO_3	Мета-фосфорная	Фосфористокислые	Фосфиты
$H_4P_2O_7$	Пирофосфорная	Фосфорнокислые	Перфосфаты
HNO_3	Азотная	Азотнокислые	Нитраты
HNO_2	Азотистая	Азотистокислые	Нитриты
H_2SiO_3	Мета-кремниевая	Кремниевокислые	Мета-силикаты
$HSiO_3^-$		Кислые кремниевокислые	Гидросиликаты
H_4SiO_4	Орто-силикаты	Кремниевокислые	Орто-силикаты
H_2CO_3	Угльная	Углекислые	Карбонаты
HCO_3^-		Кислые углекислые	Гидрокарбонаты
H_3BO_3	Борная	Борнокислые	Бораты
$H_2BO_3^-$		Кислые диборнокислые	Дигидробораты
HBO_3^{2-}		Кислые борнокислые	Гидробораты
HF	Фтороводородная (плавиковая)	Фтористые	Фториды
HCl	Хлороводородная (соляная)	Хлористые	Хлориды
HBr	Бромоводородная	Бромистые	Бромиды
HI	Йодистоводородная	Йодистые	Йодиды
HCN	Цианистоводородная	Цианистые	Цианиды
$HCNS$	Роданистоводородные	Роданистые	Роданиды или тиоцианаты
$HClO_4$	Хлорная	Хлорнокислые	Перхлораты
$HClO_3$	Хлорноватая	Хлорноватокислые	Хлораты
$HClO_2$	Хлористая	Хлористокислые	Хлориты
$HClO$	Хлорноватистая	Хлорноватистокислые	Гипохлориты
CH_3COOH	Уксусная	Уксуснокислые	ацетаты

Опыт № 6. Взаимодействие кислот с основными и амфотерными оксидами

Приборы: Штатив с пробирками.

Реактивы: Порошок оксида меди (II), порошок оксида кальция, серная и соляная кислоты.

Ход работы. В две сухие пробирки (порознь) поместить белый порошок оксида кальция и черный порошок оксида меди(II), полученный при выполнении опыта № 1. К оксиду кальция приливают немного раствора соляной кислоты, к оксиду меди - немного раствора серной кислоты и нагревают их до полного растворения. Происходит ли изменение цвета раствора в пробирках? Написать уравнения реакций.

Опыт № 7. Взаимодействие кислот с солями

Приборы: Штатив с пробирками.

Реактивы: Растворы хлорида бария и нитрата свинца, серной кислоты.

Ход работы. Налить в две пробирки (порознь) растворы: хлорида бария и нитрата свинца. Влить в них немного раствора серной кислоты. Что наблюдаете? Написать уравнения реакций.

Соли

Солями называются сложные вещества, состоящие из остатков оснований и кислотных остатков, или солями называются сложные вещества, состоящие из атомов металлов и кислотных остатков.

С точки зрения электролитической диссоциации солями называются электролиты, диссоциирующие на катион металла и анион кислотного остатка.

Соли

← Нормальные или средние ← кислые ← основные ← двойные ← смешанные ← комплексные

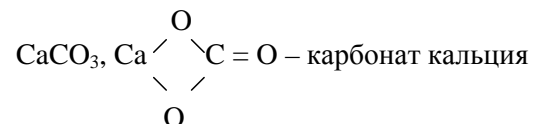
Na_3PO_4 KH_2PO_4 $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl}$ $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ $\text{CaCl}_2 \cdot \text{Ca}(\text{OCl})_2$ $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$

CuSO_4 CaHPO_4 $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$ $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ или $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

FeCl_3 $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$ $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3 \cdot 24 \text{H}_2\text{O}$ или CaClOCl

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$

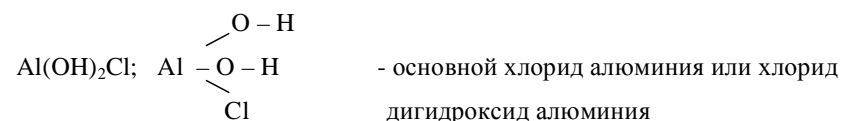
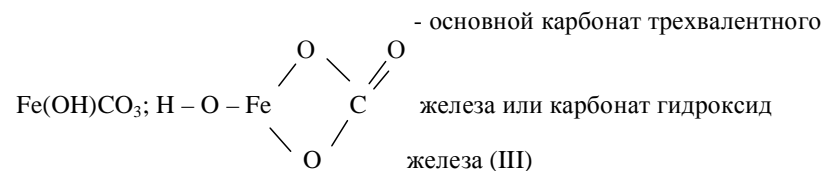
1. *Нормальными или средними солями* называются такие соли, в состав которых входят только ионы металла и кислотный остаток. Нормальные соли получают путем полного замещения атомов водорода в кислоте на атом металла или путем полного замещения гидроксид-иона в основании на кислотный остаток.



2. *Кислыми солями* называются такие соли, в состав которых входят ион металла, водород, способный замещаться атомом металла на кислотный остаток. Кислые соли получают путем неполного замещения атомов водорода в многоосновной кислоте на атом металла.



3. *Основными солями* называются соли, в состав которых входят ионы металла, гидроксидион и кислотный остаток. Основные соли получают путем неполного замещения гидроксильной группы в многокислотном основании на кислотный остаток.



4. *Двойными солями* называются такие соли, в состав которых входят два различных катиона металла и одинаковый ион кислотного остатка:



5. *Смешанными солями* называются такие соли, в состав которых входят одинаковый ион металла и два различных кислотных остатка. Например, белильная известь состоит из иона металла кальция и двух различных кислотных остатков – от соляной кислоты HCl и хлорноватистой HОCl.

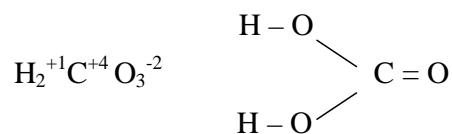
$\text{CaCl}_2 \cdot \text{Ca}(\text{OCl})_2$ - хлорид гипохлорид кальция Ca Cl OCl

$\text{NaF} \cdot \text{NaCl}$ - фторид-хлорид натрия

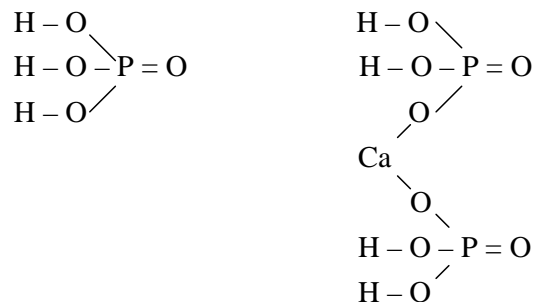
Соли, в состав которых входят сложные комплексные ионы, называются комплексными солями. В формуле комплексных солей ион заключается в квадратные скобки, например: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$; $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Для комплексных соединений существует специальная номенклатура. Например: $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - гексацианоферрат калия (III).

Необходимо уметь изображать структурные (графические) формулы оксидов, гидроксидов, кислот и солей - средних, кислых, основных.

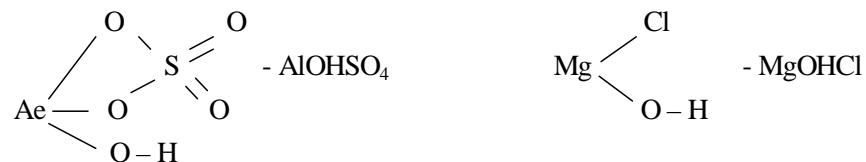
Например, для написания структурной формулы кислоты нужно правильно написать молекулярную формулу кислоты, определить степень окисления каждого элемента и далее, соблюдая валентные соотношения, написать структурную формулу кислоты:



Для графического изображения формул солей исходят из соответствующих формул кислот, заменяя в них атомы водорода на атомы металла с соблюдением правил валентности. Например, графическое изображение формулы: $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$:



По такому же принципу строятся графические формулы основных солей:



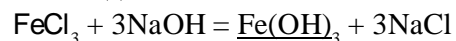
Химические свойства солей:

1. Взаимодействие с кислотами:
 $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$
2. Взаимодействие с основаниями:
 $\text{FeCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{KCl}$
3. Взаимодействие с солями:
 $2\text{AgNO}_3 + \text{CaCl}_2 = 2\text{AgCl} + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
4. Взаимодействие с металлами:
 $2\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{Ca} = 3\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Bi}$

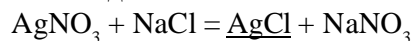
Способы получения солей

1. Соединение металлов и неметаллов:
 $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$
2. Действие кислот на основные оксиды:
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaO} = \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
3. Действие кислот на металлы:
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba} = \text{BaSO}_4 + \text{H}_2$
4. Действие кислот на основание:
 $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
5. Взаимодействие кислотного и основного оксидов:
 $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$
6. Взаимодействие основания с кислотным оксидом:
 $2\text{NaOH} + \text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
7. Взаимодействие кислоты с солью:
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$

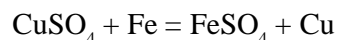
8. Взаимодействие основания с солью:



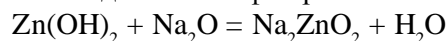
9. Взаимодействие соли с солью:



8. Взаимодействие соли с металлом:



11. Взаимодействие амфотерных оснований с основными оксидами:



Опыт № 8. Взаимодействие между солями

Приборы: Штатив с пробирками.

Реактивы: Раствор солей нитрата бария, сульфата натрия, нитрата свинца, хромата калия, иодида калия.

Ход работы. В три пробирки (порознь) налить растворы следующих солей: в первую - нитрата бария и сульфата натрия, во вторую - нитрата свинца и хромата калия, в третью - нитрата свинца и иодида калия. Каков цвет осадка? Написать уравнение реакции.

Опыт №9. Взаимодействие солей с металлами

Приборы: Штатив с пробирками.

Реактивы: Растворы сульфата меди, железные опилки.

Ход работы. В пробирку с полученным в опыте № 6 раствором сульфата меди всыпать железные опилки и взболтать. Как меняется окраска раствора и опилок? Написать уравнение реакции.

Опыт № 10. Получение основной соли

Приборы: Штатив с пробирками, газовая горелка, спички.

Реактивы: Растворы сульфата меди и едкого натрия.

Ход работы. К раствору сульфата меди прилить по каплям едкий натрий до образования осадка. Жидкость с осадком нагреть. Сравнить цвет осадка до нагревания и после нагревания с цветом осадка в опыте №2. Объяснить происходящие изменения. Написать уравнения реакций, имея в виду, что при недостатке щелочи образуется основная соль.

Контрольные вопросы для самостоятельной работы

1. К каким классам неорганических соединений относятся: NaOH; N₂O; K₃PO₄; SO₂; H₂SiO₃; Al(OH)Cl₂; NaH₂PO₄; SnO; SnO₂; Cr(OH)₃; BaO; Fe₂O₃; K₂SO₄ · Al₂(SO₄)₃ · 24H₂O; CaCl₂ · Ca(NO₃)₂? Указать соответственно разряд класса неорганических соединений.

2. Укажите ряд, содержащий только кислотные оксиды:

- а) CO₂; SO₂; SiO₂; MnO; CrO;
- б) V₂O₅; CrO₃; FeO₃; Mn₂O₇; SO₃;
- в) CuO; SO₂; NiO; Mn₂O₃; P₂O₅;
- г) Na₂O; Al₂O₃; CO₂; Mn₂O₇; SnO₂.

3. Какие из приведенных ниже оксидов провзаимодействуют с водным раствором гидроксида натрия: MgO; CO₂; Al₂O₃; NO; P₂O₅; ZnO; CaO; Cr₂O₃; SiO?

4. Определите по названию формулу соли и укажите какого она типа: кислая, средняя или основная:

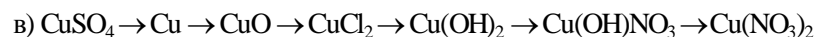
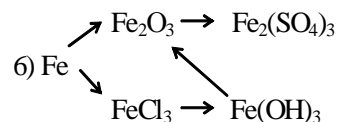
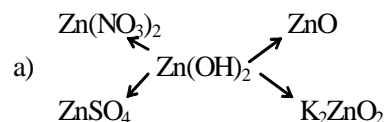
Название соли	Формула соли	Тип соли
а) гидросульфат аммония	_____	_____
б) сульфат железа (III)	_____	_____
в) хлорид дигидроксожелеза	_____	_____
г) гидрокарбонат кальция	_____	_____
д) карбонат гидроксомеди	_____	_____

5. Какие вещества из нижеперечисленных могут быть использованы для нейтрализации серной кислоты: а) гидрокарбонат натрия; б) оксид кальция; в) хлорид гидроксомагния; г) гидроксид натрия; д) гидросульфат калия? Напишите уравнения реакции.

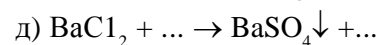
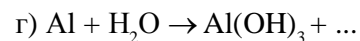
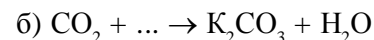
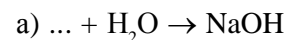
6. Приливание кислоты к растворам солей натрия в отдельных случаях может помочь их определению. Какую из перечисленных ниже солей нельзя определить таким способом: Na₂CO₃; Na₂SO₄; Na₂S? Написать уравнения реакций.

7. Из перечисленных оксидов: BaO; Li₂O; CuO; SO₃; CaO; SiO₂; P₂O₅; Al₂O₃; Na₂O; Cr₂O₃; CO₂ с водой реагируют...? Написать уравнения реакций.

8. Написать уравнения реакций, характеризующие следующие превращения:



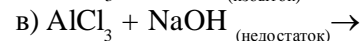
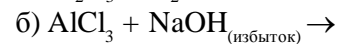
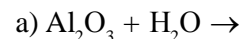
9. Восстановите схемы следующих химических реакций:



10. Чтобы осуществить переход от соли к металлу, необходимо реализовать ряд последовательных превращений. Например, для того чтобы исходя из сульфата меди получить медь, можно осуществить ряд превращений, промежуточными продуктами которых будут: $\text{CuSO}_4 \rightarrow \dots \rightarrow \dots \rightarrow \text{Cu}$

11. В пробирку с раствором нитрата цинка добавить гидроксида калия. Образовавшийся осадок разделить на две части и поместить в две другие пробирки. В первую пробирку добавили раствор азотной кислоты, а во вторую - раствор гидроксида калия. При этом в первой пробирке осадок - ..., во второй - осадок ...? Написать уравнения реакций.

12. Какие из реакций, схемы которых приведены ниже, можно использовать для получения гидроксида алюминия:

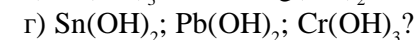
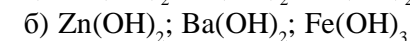
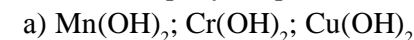


13. Какие пары соединений не могут реагировать между собой:



14. Вывести формулы ангидридов следующих кислот: H_2SO_4 ; H_2SiO_3 ; HNO_3 ; HMnO_4 ; H_3AsO_4 .

15. В каком ряду гидроксидов содержатся только амфотерные:

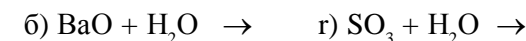


С разбавленной серной кислотой может взаимодействовать

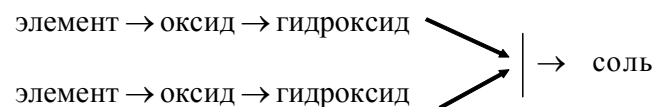


Написать уравнение реакции.

17. Учитывая растворимость оксидов в воде, определите, какая из реакций, схемы которых указаны ниже, не будет протекать:



18. Основываясь на приводимой схеме, выберите пару элементов (простых веществ), исходя из которых можно получить два различных гидроксида, взаимодействие которых между собой приводит к образованию соли:



Тестовые задания на тему: «Основные классы и номенклатура неорганических соединений»

1. При взаимодействии железа с разбавленной соляной кислотой ($\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow$) образуется:

- 1) FeCl
- 2) FeCl_2
- 3) FeCl_3
- 4) FeCl_5

2. Электролиты, состоящие из ионов водорода и кислотных остатков, называют:

- 1) оксидами
- 2) кислотами
- 3) солями
- 4) основаниями

3. Формула хлорида цинка:

- 1) ZnCl_3
- 2) Zn_2Cl
- 3) ZnCl_2
- 4) Zn_2Cl_3

4. Соли, содержащие катион водорода, называют:

- 1) средними
- 2) кислыми
- 3) основными
- 4) комплексными

5. Хорошо растворимые в воде основания называют:

- 1) солями
- 2) индикаторами
- 3) щелочами
- 4) кислотами

6. Оксид, в котором степень окисления элемента равна +4 - это:

- 1) SO_2
- 2) SO_3
- 3) P_2O_5
- 4) Na_2O

7. Какая из перечисленных кислот соответствует формуле HBr ?

- 1) бромоводородная
- 2) кремниевая
- 3) серная
- 4) хлорная

8. Средние соли угольной кислоты называются:

- 1) хлоридами
- 2) сульфатами
- 3) карбонатами
- 4) гидрокарбонатами

9. Соли NaH_2PO_4 и Na_2HPO_4 называются:

- 1) основными
- 2) комплексными
- 3) кислыми
- 4) средними

10. Какая из указанных схем реакций приведёт к образованию угарного газа CO ?

- 1) $\text{C} + \text{H}_2 \rightarrow$
- 2) $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 3) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow$
- 4) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow$

11. С каким из указанных веществ взаимодействует ортофосфорная кислота?

- 1) Ba
- 2) HNO_2
- 3) CO_2
- 4) H_2SiO_3

12. Если отделить в формуле кислоты водород, то остаётся часть, называемая:

- 1) оксидом
- 2) кислотным остатком
- 3) анионом
- 4) кислотным оксидом

13. Укажите ряд, состоящий только из оксидов:

- 1) CuSO_4 ; P_2O_5 ; NaOH ; N_2O_5 ; Cs_2O
- 2) CaO ; Fe_2O_3 ; SiO_2 ; N_2O ; TiO_2
- 3) CuO ; H_2O ; HCl ; CaCl_2 ; Al_2O_3
- 4) FeCl_3 ; Cr_2O_3 ; NaOH ; H_2SO_4 ; SrO

14. Вещество, химическая формула которого $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, называют:

- 1) сульфатом алюминия
- 2) сульфидом алюминия
- 3) сульфитом алюминия
- 4) гидросульфатом алюминия

15. С каким из указанных веществ взаимодействует калий?

- 1) HCl
- 2) CO_2
- 3) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 4) P_2O_5

16. Какое из приведённых уравнений является реакцией нейтрализации?

- 1) $\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaO} + \text{CO}_2$
- 3) $2\text{HgO} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Hg} + \text{O}_2 \uparrow$
- 4) $\text{FeCl}_2 + \text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$

17. С каким из указанных веществ реагирует натрий?

- 1) Cs_2O
- 2) SO_2
- 3) H_2O
- 4) $\text{Fe}(\text{OH})_2$

18. Какое из указанных веществ взаимодействует с водой?

- 1) CaO
- 2) SiO_2
- 3) ZnO
- 4) CuO

19. Ряд химических формул, который состоит только из формул солей - это:

- 1) FeCl_3 ; Na_2HPO_4 ; Na_2SO_4 ; $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$; $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$

2) HNO_3 ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; FeSO_4 ; $\text{CaCl}_2 \cdot \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; NaH_2PO_4

3) HCl ; BaO ; $\text{Ba}(\text{OH})_2$; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; CuCl_2

4) CuO ; H_2O ; HCl ; $\text{FeI}_2(\text{SO}_4)_3$; BaHPO_4

20. Гидроксиды, которые в растворе одновременно образуют и катионы водорода H^+ и гидроксид-ионы OH^- , называются:

- 1) нейтральными
- 2) амфотерными
- 3) кислотными
- 4) растворимыми

21. Общая формула нитрата, образованного химическим элементом №12 (Mg), имеет вид:

- 1) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_3$
- 2) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
- 3) Mg_3NO_3
- 4) $\text{Mg}_2(\text{NO}_3)_2$

22. Оксид, в котором степень окисления элемента равна +6 - это:

- 1) SO_2
- 2) SO_3
- 3) Fe_2O_3
- 4) N_2O_5

23. Укажите ряд, содержащий только кислотные оксиды:

- 1) CO_2 ; SO_2 ; SiO_2 ; MnO ; CrO
- 2) V_2O_5 ; CrO_3 ; FeO_3 ; Mn_2O_7 ; SO_3 ; N_2O_5 ; SO_3
- 3) Na_2O ; Al_2O_3 ; CO_2 ; Mn_2O_7 ; SnO_2 ; Fe_2O_3 ; ZnO
- 4) CaO ; Fe_2O_3 ; SiO_2 ; CrO ; Cl_2O_7 ; SO_3 ; K_2O

24. Отношение числа атомов Al:O в оксиде алюминия равно:

- 1) 1:3
- 2) 2:3
- 3) 3:2
- 4) 3:1

25. Сколько молекул ортофосфорной кислоты образуется при взаимодействии оксида фосфора(V) с водой $\text{H}_2\text{O} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$?

- 1) две
- 2) три
- 3) одна
- 4) четыре

26. Какие пары соединений не могут реагировать между собой?

- 1) CaH_2 и H_2O
- 2) Na_2O и SO_3
- 3) CO_2 и SO_2
- 4) BaO и H_2O

27. Карбонат калия реагирует в растворе с веществами ряда:

- 1) CO_2 ; SO_3 ; H_3PO_4 ; NaOH ; BaCl_2
- 2) BaCl_2 ; HNO_3 ; H_2O ; $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; HCl
- 3) CO ; KOH ; HCl ; H_2O ; N_2O
- 4) HCl ; BaO ; $\text{Ba}(\text{OH})_2$; SiO ; SiO_2

28. Средние соли серной кислоты называются:

- 1) сульфонами
- 2) сульфидами
- 3) сульфатами
- 4) сульфитами

29. Учитывая растворимость оксидов в воде, определите, какая из реакций, схемы которых указаны ниже, не будет протекать:

- 1) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 2) $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 3) $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 4) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

30. Укажите, какой ряд состоит только из амфотерных гидроксидов:

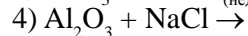
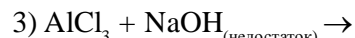
- 1) $\text{Mn}(\text{OH})_2$; $\text{Cr}(\text{OH})_2$; $\text{Cu}(\text{OH})_2$; AgOH ; NaOH
- 2) $\text{Sn}(\text{OH})_2$; $\text{Pb}(\text{OH})_2$; $\text{Cr}(\text{OH})_3$; $\text{Zn}(\text{OH})_2$; $\text{Al}(\text{OH})_3$
- 3) $\text{Al}(\text{OH})_3$; KOH ; $\text{Mg}(\text{OH})_2$; $\text{Fe}(\text{OH})_3$; CsOH
- 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{Ba}(\text{OH})_2$; $\text{Fe}(\text{OH})_3$; $\text{Be}(\text{OH})_2$; $\text{Cd}(\text{OH})_2$

31. Сколько молекул воды образуется в результате реакции между гидроксидом калия и серной кислотой ($\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$)?

- 1) одна
- 2) две
- 3) три
- 4) четыре

32. Какую из реакций, схемы которых приведены ниже, можно использовать для получения гидроксида алюминия?

- 1) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 2) $\text{AlCl}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{избыток}}$



33. Средние соли кремниевой кислоты называются:

- 1) карбонатами
- 2) иодидами
- 3) силикатами
- 4) гидросиликатами

34. Соединение – $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ – (гидрокарбонат меди, малахит) относится к классу:

- 1) кислых солей
- 2) основных солей
- 3) двойных солей
- 4) средних солей

35. Приливание кислоты к растворам солей натрия в некоторых случаях может помочь их определению. Какую соль нельзя определить таким способом?

- 1) Na_2S
- 2) Na_2CO_3
- 3) Na_2SO_4
- 4) Na_2SO_3

36. Какая из перечисленных кислот называется ортофосфорной?

- 1) H_3PO_4
- 2) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
- 3) HPO_3
- 4) $\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_3$

37. Сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться атомами металлов и кислотных остатков, называются:

- 1) оксидами
- 2) кислыми солями
- 3) кислотами
- 4) основаниями

38. Учитывая растворимость оксидов в воде, определите, какая из реакций, схемы которых указаны ниже, не будет протекать?

- 1) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 2) $\text{Rb}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 3) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 4) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

39. Среди перечисленных солей указать нитрат кальция:

- 1) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_3$
- 2) CaNO_3
- 3) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- 4) $\text{Ca}(\text{NO}_2)_3$

40. Кислые соли серной кислоты называются:

- 1) сульфаты
- 2) гидросульфиты
- 3) гидросульфаты
- 4) сульфитами

41. Укажите ряд, содержащий только основные оксиды:

- 1) K_2O ; Cu_2O ; FeO ; Na_2O ; BaO
- 2) Al_2O_3 ; CuO ; SrO ; SiO_2 ; P_2O_5
- 3) SO_3 ; SiO_2 ; Fe_2O_3 ; Cr_2O_3 ; BeO
- 4) CO_2 ; SO_2 ; SiO_2 ; MnO ; CrO

42. Какой из оксидов реагирует с водой?

- 1) SiO_2
- 2) CuO
- 3) BaO
- 4) ZnO

43. Если в формуле кислоты мысленно отделить водород, то остаётся часть, называемая:

- 1) кислотным остатком
- 2) катионом
- 3) оксидом
- 4) кислотным оксидом

44. Какого состава образуется осадок при взаимодействии растворов солей Na_3PO_4 и $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$?

- 1) CaPO_4
- 2) NaNO_3
- 3) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- 4) $\text{Ca}_2(\text{PO}_4)_3$

45. Сложные вещества, состоящие из катионов металлов и гидроксид-ионов, называют:

- 1) солями
- 2) кислотами

3) основаниями

4) основными оксидами

46. Соли, содержащие гидроксид-анион, называют:

- 1) средними
- 2) основными
- 3) кислыми
- 4) комплексными

47. С какими из перечисленных веществ реагирует соляная кислота?

- 1) Zn
- 2) Cu
- 3) Pt
- 4) H_2

48. Сложные вещества, в которых атомы металла связаны с кислотными остатками, называют:

- 1) оксидами
- 2) кислотами
- 3) солями
- 4) основаниями

49. С каким из указанных соединений реагирует барий?

- 1) H_2O
- 2) KOH
- 3) CO
- 4) BaO

50. Отношение числа атомов $\text{Cr}:\text{O}$ в оксиде хрома равно:

- 1) 2:3
- 2) 3:2
- 3) 1:7
- 4) 1:4

51. Формула хлорида стронция:

- 1) SrCl_2
- 2) SrCl
- 3) SrCl_3
- 4) $\text{Sr}(\text{Cl})_7$

52. Сколько молекул воды образуется в результате реакции нейтрализации между серной кислотой и гидроксидом натрия ($\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$)?

- 1) одна
- 2) две
- 3) четыре
- 4) пять

53. С разбавленной соляной кислотой не может взаимодействовать:

- 1) калий – K
- 2) цинк – Zn
- 3) медь – Cu
- 4) барий – Ba

54. Укажите ряд, содержащий только кислотные оксиды:

- 1) CrO_3 ; FeO_3 ; SO_3 ; Mn_2O_7 ; V_2O_5 ; N_2O_5 ; CO_2
- 2) CO_2 ; K_2O ; MnO ; CrO ; SO_3 ; Cr_2O_3 ; FeO
- 3) P_2O_5 ; MnO_2 ; Na_2O ; BaO ; SiO_2 ; SO_3 ; CaO
- 4) CO_2 ; SO_2 ; SiO_2 ; MnO ; CrO ; Al_2O_3 ; FeO

55. Соединение Na_2HPO_4 – гидрофосфат натрия относится к разряду:

- 1) кислых солей
- 2) двойных солей
- 3) средних солей
- 4) комплексных солей

56. К растворам, содержащим ионы: K^+ , Pb^{2+} , Zn^{2+} прилили раствор сульфида натрия (Na_2S), при этом осадки сульфидов металлов выпали во всех случаях, кроме:

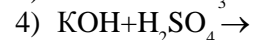
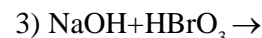
- 1) сульфида калия – K_2S
- 2) сульфида свинца – PbS
- 3) сульфида цинка – ZnS
- 4) ни в одном из вышеуказанных

57. Какие из указанных веществ взаимодействуют с водой?

- 1) CaO
- 2) CuO
- 3) SiO_2
- 4) Al_2O_3

58. Кислая соль может быть получена по реакции

- 1) $\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow$
- 2) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$



59. Общее число атомов в одной формульной единице продукта (средняя соль) реакции $\text{NH}_3 + \text{HClO}_4 \rightarrow$ равно:

- 1) 7
- 2) 9
- 3) 10
- 4) 11

60. Оксид меди реагирует с ...

- 1) Na_2SO_4 , H_2SO_4 , O_2
- 2) KOH , NH_3 , Ag
- 3) H_2SO_4 , H_2SO_3
- 4) Hg , H_2O , HNO_3

61. Продукты термического разложения нитрата серебра (I)...

- 1) Ag_2O , NO , NO_2
- 2) Ag , NO_2 , O_2
- 3) Ag , NO , O_2
- 4) AgNO_2 , O_2

62. Продукты термического разложения нитрата ртути (II)...

- 1) Hg , NO_2 , O_2
- 2) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, O_2
- 3) HgO , NO , O_2
- 4) HgO , NO_2 , O_2

63. Какая из перечисленных кислот может растворить фосфат кальция?

- 1) H_2S
- 2) H_2SiO_3
- 3) HOCl
- 4) HNO_3

64. Какой из перечисленных оксидов будет реагировать с водными раствором щелочи?

- 1) CO
- 2) Al_2O_3
- 3) FeO
- 4) Ag_2O

65. Какое вещество может реагировать с водным раствором каждого из перечисленных веществ: азотная кислота, гидроксид лития, бромид бария?

- 1) Na_2SO_4
- 2) NH_3
- 3) $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- 4) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ *

66. Какое вещество может реагировать с водным раствором каждого из перечисленных веществ: хлороводород, нитрат бария, гидроксид натрия?

- 1) KOH
- 2) NH_4I
- 3) $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- 4) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$

67. Укажите пару веществ, которые могут одновременно находиться в водном растворе, не вступая, в реакцию друг с другом:

- 1) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_2SO_4
- 2) FeCl_2 , K_2S
- 3) NaHSO_3 , Na_2SO_4
- 4) HI , HNO_3

68. Какой реактив позволит разделить смесь цинка и магния?

- 1) разбавленная азотная кислота
- 2) раствор гидроксида натрия
- 3) разбавленная соляная кислота
- 4) раствор сульфата меди (II)

69. Какой реактив позволит разделить смесь серы и сульфида цинка?

- 1) концентрированная серная кислота
- 2) разбавленная соляная
- 3) разбавленный раствор гидроксида калия
- 4) цинк

70. Азот в лабораторных условиях получают...

- 1) перегонкой жидкого воздуха
- 2) разложением нитрата аммония
- 3) окислением аммиака
- 4) разложением нитрата аммония

71. Получаемая в промышленности серная кислота представляет собой раствор...

- 1) SO_2 в H_2O
- 2) SO_3 в H_2O
- 3) SO_3 в концентрированной H_2SO_4
- 4) SO_2 в аккумуляторной кислоте

72. Получение аммиака в промышленности основано на реакции:

- 1) $\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $3\text{NaNO}_3 + 8\text{Al} + 5\text{NaOH} + 18\text{H}_2\text{O} \rightarrow 8\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{NH}_3\uparrow$
- 3) $2\text{NO}_2 + 7\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$

73. Получение гидроксида натрия в промышленности основано на реакции:

- 1) $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow + \text{Cl}_2$
- 2) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$
- 3) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaOH}$
- 4) $\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{NaOH}$

74. Диоксид серы в промышленности можно получить:

- а) обжигом сульфидных руд на воздухе
 - б) обработкой сульфитов серной кислотой
 - в) действием на сульфатные руды смесью непредельных углеводородов
 - г) сжиганием серы на воздухе
 - д) сжиганием сероводорода при недостатке кислорода
- 1) а, б, г 2) а, в, г 3) б, в, д 4) б, г, д

75. Соляная кислота реагирует с:

- 1) Hg , Fe
- 2) BaCO_3 , FeO
- 3) SO_2 , KOH
- 4) Cu , CuO

76. Из раствора хлорида натрия выпадает осадок при добавлении:

- 1) AgNO_3
- 2) NH_4NO_3
- 3) KNO_3
- 4) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

77. Из раствора сульфата цинка (II) выпадает осадок при добавлении каждого из веществ набора:

- 1) HCl, LiOH
- 2) Ba(OH)₂, BaCl₂
- 3) Ca(OH)₂, HNO₃
- 4) Ba(OH)₂, Al(OH)₃

78. Аммиак реагирует в присутствии воды с каждым из веществ набора:

- 1) хлорид железа (III), бромоводородная кислота, гидрокарбонат аммония
- 2) хлорид натрия, сероводород, хлорид алюминия
- 3) азотная кислота, сульфат калия, гидроксид меди (II)
- 4) сульфат цинка, сульфат меди (II), хлорид железа(III)

79. Сложные вещества, состоящие из катионов металла, катиона водорода и кислотных остатков называют:

- 1) кислыми солями
- 2) основными солями
- 3) нормальными солями
- 4) двойными солями

80. С каким, из указанных соединений, реагирует цезий?

- 1) H₂O
- 2) CO
- 3) CO₂
- 4) CsOH

Тема 3. ХИМИЧЕСКИЙ ЭКВИВАЛЕНТ ЭЛЕМЕНТА. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТА МАГНИЯ МЕТОДОМ ВЫТЭСНЕНИЯ ВОДОРОДА

Химическим эквивалентом элемента называют такое его количество, которое присоединяет или замещает 1 моль атомов водорода. Например, в соединениях HCl, H₂S, NH₃, CH₄ – эквивалент хлора, серы, азота, углерода равен соответственно 1 молю, 1/2 моля, 1/3 моля, 1/4 моля.

Эквивалентной массой называется масса эквивалента, выраженная в г/моль. Так, в приведенных выше примерах эквивалентные массы хлора, серы, азота, углерода соответственно равны 34,45 г/моль, 32/2=16 г/моль, 14/3=4,67 г/моль, 12/4=3 г/моль.

Эквивалентным объемом называется объем, занимаемый при данных условиях одним эквивалентом вещества.

Согласно закону эквивалентов (закон Рихтера – 1792-1794 гг.) вещества взаимодействуют между собой в количествах, пропорциональных их химическим эквивалентам.

Математическое выражение закона эквивалентов:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\Theta_1}{\Theta_2}$$

Эквивалентная масса элемента определяется отношением мольной массы его атомов к валентности элемента в данном соединении:

$$\Theta_{\text{эл}} = \frac{A}{B}$$

Под эквивалентом соединения понимается такое его количество, которое в данной реакции взаимодействует с одним эквивалентом водорода или с одним эквивалентом другого вещества.

$$\Theta_{\text{оксида}} = \frac{M_{\text{оксида}}}{\text{число элемента} \cdot \text{валентность элемента}}$$

$$\Theta_{\text{кислоты}} = \frac{M_{\text{кислоты}}}{\text{основность кислоты}}$$

$$\Theta_{\text{основания}} = \frac{M_{\text{основания}}}{\text{кислотность основания (количество гидроксогрупп)}}$$

$$\mathcal{E}_{\text{соли}} = \frac{M_{\text{соли}}}{\text{число атомов металла} \cdot \text{валентность металла}}$$

M - мольная масса соединений.

Эквивалентом окислителя называют такое количество окислителя, которое присоединяет один моль электронов в данной окислительно-восстановительной реакции.

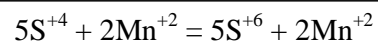
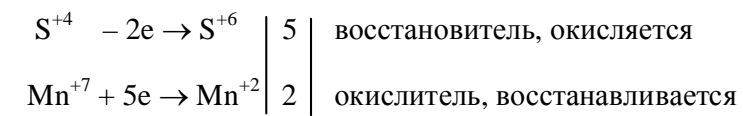
Эквивалентная масса окислителя определяется отношением его мольной массы к числу электронов, присоединенных одной молекулой окислителя.

Эквивалентом восстановителя называют такое количество восстановителя, которое отдает один моль электронов в данной окислительно-восстановительной реакции.

Эквивалентная масса восстановителя определяется отношением его мольной массы к числу электронов, отданных одной молекулой восстановителя

$$\mathcal{E} = \frac{M}{n \text{ г/моль}}$$

Например, в окислительно-восстановительной реакции :



Эквивалент KMnO_4 равен $1/5$ моля, так как $n = 5$, а его эквивалентная масса равна $\mathcal{E} = 158,0/5 = 31,6$ г/моль.

Опыт 1. Определение эквивалентной массы магния методом вытеснения водорода

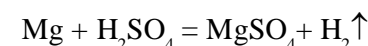
Приборы: Технохимические весы, разновесы, шпатель, реакционная колба, мерный приемник, газоотводные трубки из стекла, колба.

Реактивы: Стружка магния, раствор серной кислоты, вода.

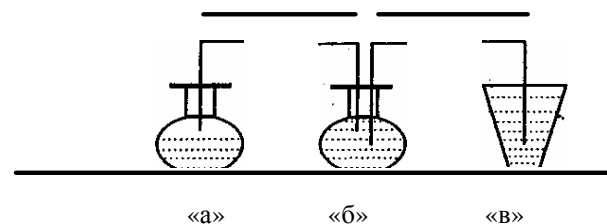
Ход работы. Эквивалентная масса водорода равна 1 г/моль. Эта масса при н.у. занимает объем 11200 мл. Эта величина из следую-

щего расчета: 22,4 л водорода (1 моль при н.у.) имеет массу 2 г, а 1 г следовательно при н.у. занимает объем в 2 раза меньше, т. е. 11,2 л или 11200 мл.

По результатам проводимого опыта рассчитывается масса магния, вытесняющего из раствора H_2SO_4 11200 мл водорода при н.у., т.е. вычисляется - эквивалентная масса магния. Реакция идет по уравнению:



Опыт проводится в приборе, изображенном на рисунке:



Налить в колбу «а» 40 мл серной кислоты мерным цилиндром. Взвесить на технохимических весах кусочек фильтровальной бумаги, затем взвесить на бумаге 0,3 г магния. Завернуть магний в фильтровальную бумагу и бросить в колбу «а» с кислотой. Быстро закрыть колбу пробкой, дождаться конца реакции и отметить объем вытесненной воды в мензурке. Записать в тетрадь:

1. Навеска магния - 0,3 г
2. Объем выделившегося водорода - V мл
3. Температура опыта - $t^\circ\text{C}$
4. Атмосферное давление - P мм рт.ст. или (кПа)
5. Давление водяного пара - h мм рт.ст. (справочник) или (кПа)
6. Давление водорода внутри прибора - (P-h) мм рт.ст. или (кПа)

Привести объем водорода к нормальным условиям:

$$V_0 = \frac{(P-h) \cdot V \cdot T_0}{P_0 \cdot T}$$

Из пропорции вычислить эквивалентную массу магния:

$$\begin{array}{l} 0,3 \text{ г Mg} - V_0 \text{ мл} \\ X - 11200 \text{ мл} \end{array}$$

Вычислить относительную ошибку:

$$\% \text{ ошибки} = \frac{\mathcal{E}_{\text{теор.}} - \mathcal{E}_{\text{практ.}}}{\mathcal{E}_{\text{теор.}}} \cdot 100\%$$

$$\mathcal{E}_{\text{практ.}} - \text{это найденный «X»}, \quad \mathcal{E}_{\text{теор.}} = \frac{A(\text{Mg})}{B(\text{Mg})}$$

Контрольные вопросы для самостоятельной работы

1. Найдите эквиваленты металлов в соединениях: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; Cr_2O_3 ; $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$; Mn_2O_7 ; K_2CO_3 ; $\text{Ni}(\text{OH})_2$; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
2. Найдите эквиваленты неметаллов в следующих соединениях: $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$.
3. Na_3BO_3 ; HClO_3 ; K_3PO_4 ; $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$.
4. Определить эквивалент металла, если при взаимодействии 7,2 г его с хлором получено 28,3 г соли. Эквивалент хлора 35,5.
5. Определить эквивалент металла, зная, что его сульфид содержит 52% металла, а эквивалент серы равен 16.
6. Один грамм некоторого металла соединяется с 1,78 г серы или с 8,89 г брома. Вычислить эквиваленты брома и металла, зная, что эквивалент серы 16.
6. 1,6 г кальция и 2,615 г цинка вытесняют из кислоты одинаковые количества водорода. Найдите эквивалент цинка, если эквивалент кальция равен 20.
7. Определить эквиваленты следующих соединений: $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$; P_2O_5 ; $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; $\text{Cr}(\text{OH})_3$; SnO_2 ; H_3BO_3 ; KOH .
8. Определить эквивалент H_3PO_4 в следующих реакциях:
$$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
$$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$$
$$\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$$
9. Определите эквивалент алюминия, если при сгорании 10 г его образуется 18,88 г оксида алюминия.

Тестовые задания на тему: «Основные понятия и законы химии»

1. Химические формулы записываются в виде:
 - 1) буквы
 - 2) химических символов элемента
 - 3) цифр
 - 4) коэффициентов
2. Вещества, которые образованы атомами разных химических элементов, называются:
 - 1) простыми
 - 2) легирующими
 - 3) сложными
 - 4) комплексными
3. Кто открыл закон постоянства состава?
 - 1) Ломоносов М.В.
 - 2) Пруст Ж. Ж.
 - 3) Менделеев Д.И.
 - 4) Дальтон Дж.
4. Кто открыл закон сохранения массы веществ?
 - 1) Дальтон Дж.
 - 2) Ломоносов М.В.
 - 3) Бутлеров А.М.
 - 4) Гей-Люссак
5. Наименьшая электронейтральная, химически неделимая частица элемента – это:
 - 1) атом
 - 2) электрон
 - 3) молекула
 - 4) нейтрон
6. Притяжение между атомами, вызываемое перекрыванием атомных орбиталей, называется:
 - 1) валентностью
 - 2) ионной связью
 - 3) химической связью
 - 4) металлической связью

7. Соединившиеся вместе атомы образуют:
- 1) изотоп
 - 2) нейтрон
 - 3) молекулу
 - 4) позитрон
8. Массовая доля кислорода будет наименьшей в соединении:
- 1) HBrO ;
 - 2) NaOH ;
 - 3) HClO ;
 - 4) TiOH
9. В сульфиде $\text{Э}_2\text{S}_3$ массовая доля Э будет наименьшей для...
- 1) алюминия
 - 2) бора
 - 3) мышьяка
 - 4) фосфора
10. Молекулярное строение имеет аллотропная модификация фосфора...
- 1) красный
 - 2) черный
 - 3) белый
 - 4) фиолетовый
11. Наибольшую температуру плавления имеет...
- 1) литий
 - 2) натрий
 - 3) калий
 - 4) рубидий
12. При температуре ниже $+16^\circ\text{C}$ полимерное строение имеет оксид...
- 1) CO_2
 - 2) NO_2
 - 3) SO_3
 - 4) SO_2
13. При обычных условиях в твердом агрегатном состоянии находится оксид...
- 1) N_2O
 - 2) N_2O_3
 - 3) NO_2
 - 4) N_2O_5
14. Старинные бронзовые предметы покрываются зеленым налетом, в результате образования на их поверхности ...
- 1) CuO
 - 2) $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$
 - 3) $\text{CuSO}_4 \cdot \text{Cu(OH)}_2$
 - 4) $\text{Cu(HCO}_3)_2$
15. Для получения цветных стекол в исходную шихту добавляют оксиды металлов. Добавки каких оксидов соответственно определяют а) красный и б) зеленый цвет стекла?
- 1) а) MnO 2) а) Cu_2O 3) а) Ag_2O 4) а) CoO
 - б) CuO б) Cr_2O_3 б) MnO б) Ag_2O
16. Какое из веществ, содержащих магний, входит в состав земной коры?
- 1) MgO
 - 2) Mg_3N_2
 - 3) MgCO_3
 - 4) MgS
17. Какое из веществ, содержащих фосфор, входит в состав земной коры?
- 1) P_2O_5
 - 2) H_3PO_4
 - 3) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
 - 4) Ca_3P_2
18. Элемент, для которого существует только одно простое вещество, – это:
- 1) фосфор
 - 2) кислород
 - 3) бром
 - 4) углерод
19. Относительная молекулярная масса будет наибольшей для
- 1) Na_3PO_4
 - 2) Tl_3PO_4
 - 3) Rb_3PO_4
 - 4) Li_3PO_4

20. Относительная молекулярная масса будет наибольшей для
- 1) Na_3PO_4
 - 2) Pb_3PO_4
 - 3) Rb_3PO_4
 - 4) K_3PO_4
21. Элемент, для которого существует несколько простых веществ, – это:
- 1) углерод
 - 2) бром
 - 3) цинк
 - 4) магний
22. Из приведенных ниже веществ к простым относится:
- 1) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
 - 2) H_2SO_4
 - 3) H_2
 - 4) HCl
23. Из приведенных ниже процессов к физическим относится:
- 1) горение угля
 - 2) электролиз воды
 - 3) гидролиз крахмала
 - 4) получение «сухого льда» при охлаждении и одновременном сжатии углекислого газа
24. Из молекул (а не из атомов или ионов) состоит:
- 1) сухой лед
 - 2) алмаз
 - 3) латунь
 - 4) поташ
25. В каком году был открыт закон А. Авогадро?
- 1) 1803
 - 2) 1748
 - 3) 1811
 - 4) 1792
26. Кто открыл закон эквивалентов?
- 1) В. Рихтер
 - 2) М.В. Ломоносов
 - 3) А. Лавуазье
 - 4) Д.И. Менделеев

27. Математическая формула, отражающая закон эквивалентов:

$$1) \lambda = \frac{h}{mv^2}$$

$$2) \frac{m_1}{m_2} = \frac{\mathcal{E}_1}{\mathcal{E}_2}$$

$$3) T = \frac{C_H \cdot \mathcal{E}}{1000}$$

$$4) V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

28. Относительную атомную массу элемента X можно вычислить по формуле:

$$1) A_r(X) = \frac{m_a(x)}{1_{a.e.m.}}$$

$$2) A_r(X) = \frac{1_{a.e.m.}}{m_a(x)}$$

$$3) A_r(X) = \frac{\mathcal{E}_1}{\mathcal{E}_2}$$

$$4) A_r(X) = \frac{m_a(x)}{V}$$

29. Молярная масса вещества определяется по формуле:

$$1) M = \frac{n}{m}$$

$$2) M = \frac{m}{n}$$

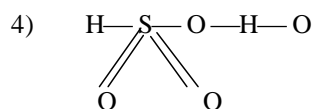
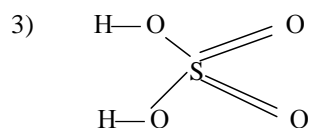
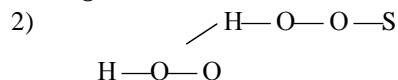
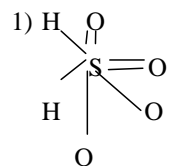
$$3) m_a = \frac{M}{N_A}$$

$$4) N = N_A \cdot n$$

30. Какие соединения называются бинарными:

- 1) соединения, состоящие из атомов одного элемента
- 2) соединения, состоящие из атомов двух элементов – $A_m B_n$
- 3) соединения, состоящие из атомов трех элементов
- 4) соединения, выполняющие каталитические функции

31. Выберите правильно написанную графическую формулу серной кислоты



32. Что определяет валентность атома:

- 1) способность атомов элементов вступать в химические реакции
- 2) способность атомов элементов образовывать аллотропные модификации
- 3) способность атомов элементов образовывать определенное число химических связей
- 4) способность атомов элементов образовывать изотопы

33. Какой объем занимают 0,2 моль любого газообразного вещества

при н.у., исходя из формулы $V_m = \frac{V}{n}$

- 1) 22,4 л
- 2) 44,8 л
- 3) 11,1 л
- 4) 4,48 л

34. Какими параметрами определяются нормальные условия – н.у.?

- 1) $t^0=25^0\text{C}$; $p=1$ атм
- 2) $t^0=0^0\text{C}$; $p=101,3$ кПа
- 3) $T=295\text{K}$; $p=760$ мм.рт.ст
- 4) $t^0=22^0\text{C}$; $p=101,3$ кПа

35. Какие вещества называются сложными?

- 1) вещества, молекулы которых состоят из атомов разных элементов
- 2) вещества, образованные одним элементом
- 3) вещества, молекулы которых состоят из атомов одного вида
- 4) это отдельный вид атомов

36. Определите вариант, характеризующий только физические свойства веществ и физические явления:

- 1) агрегатное состояние, плотность, цвет, вкус, теплопроводимость
- 2) кипение, растворение, возгонка, получение серной кислоты из ангидрида и воды, перегонка
- 3) кристаллизация, плавление, сублимация, горение угля, фильтрование
- 4) получение хлорида натрия из простых веществ, электропроводность, запах, растворение, осаждение

37. Какой признак не характеризует протекание химического процесса:

- 1) выделение газа
- 2) образование осадка
- 3) выделение теплоты
- 4) таяние льда

38. В ходе химических процессов концентрации исходных веществ:

- 1) увеличиваются
- 2) не изменяются
- 3) уменьшаются
- 4) периодически увеличиваются

39. Определите валентность азота, равную IV, в перечисленных оксидах азота:

- 1) N_2O_3
- 2) NO_2
- 3) N_2O
- 4) NO

40. Определить степень окисления азота, равную +5, в перечисленных оксидах азота:

- 1) N_2O_5
- 2) N_2O
- 3) NO
- 4) NO_2

41. Какой ряд представленных веществ являются кристаллогидратами?

- 1) K_2SO_3 ; H_3PO_4 ; $CuSO_4$; $Na_2SO_3 \cdot 7H_2O$
- 2) H_2SO_3 ; $Ca_3(PO_4)_2$; NaH_2PO_4 ; $BaCl_2 \cdot 2H_2O$
- 3) $FeSO_4 \cdot 7H_2O$; $CuSO_4 \cdot 5H_2O$; $Na_2B_4O_7 \cdot 7H_2O$; $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$
- 4) $CaHPO_4 \cdot 2H_2O$; $CaSO_4 \cdot 2H_2O$; $BaCl_2$; $CaCO_3$

42. Какое из перечисленных веществ не растворяется в воде?

- 1) SiO_2
- 2) Na_2O
- 3) $CuSO_4$
- 4) H_2SO_4

43. Какое из перечисленных веществ растворяется в воде?

- 1) C
- 2) P_2O_5
- 3) Al_2O_3
- 4) CuO

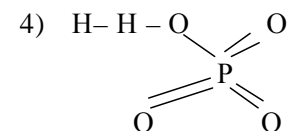
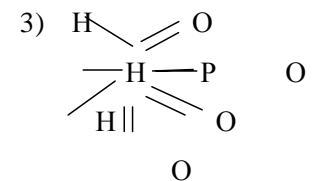
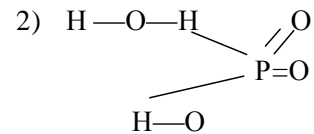
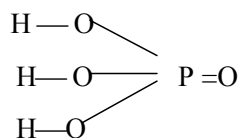
44. Ионы – это:

- 1) атомы или группы атомов, имеющие положительный или отрицательный заряд
- 2) атомы или группы атомов, которые ионизируют воздух
- 3) атомы простых веществ, проводящие электрический ток
- 4) атомы элементов, активизирующие химические процессы

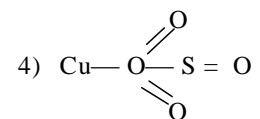
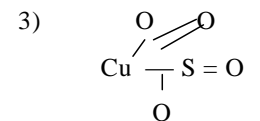
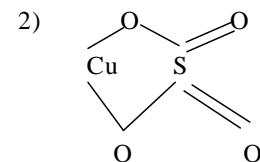
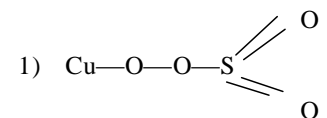
45. Индикаторами называются:

- 1) вещества, которые обратимо изменяют свой цвет в зависимости от среды растворов, т.е. pH раствора
- 2) вещества, активизирующие химический процесс
- 3) вещества, ингибирующие химический процесс
- 4) вещества, способствующие установлению химического равновесия

46. Выберите правильно написанную графическую формулу ортофосфорной кислоты:



47. Выберите правильно написанную графическую формулу сульфата меди:



48. Определить степень окисления марганца, равную +7, в перечисленных соединениях

- 1) MnO
- 2) MnO_2
- 3) KMnO_4
- 4) K_2MnO_4

49. Какой признак характеризует протекание химического процесса:

- 1) фильтрование
- 2) образование осадка
- 3) дистилляция
- 4) таяние льда

50. В ходе химических процессов концентрации продуктов реакции:

- 1) увеличиваются
- 2) не изменяются
- 3) уменьшаются
- 4) периодически уменьшаются

Тема 4. СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН В СВЕТЕ ТЕОРИИ СТРОЕНИЯ АТОМА

Перечень вопросов для собеседования:

1. Эксперименты, послужившие доказательством сложности структуры атома:

- а) - прохождение электрического тока через разбавленные растворы и разряженные газы;
- б) - открытие катодных лучей;
- в) - открытие рентгеновских лучей;
- г) - открытие явления радиоактивности;
- д) - открытие процессов электролиза;
- е) - эксперименты Милликена.

2. Модели строения атома:

- а) - В.Томсона, Д.Томсона - электронно-ионная;
- б) - Х.Нагаоки - планетарная;
- в) - Э.Резерфорда - ядерная;
- г) - Н.Бора - квантовая.

3. Начала волновой механики. Характеристики четырех квантовых чисел: а) главного, б) орбитального, в) магнитного, г) спинного. Принцип Паули.

4. Многоэлектронные атомы. Правило Хунда, принцип наименьшей энергии. (Конкретные примеры их использования).

5. Энергоемкость энергоуровней и подуровней. Электронные конфигурации и электронно-структурные схемы атомов.

6. Энергия ионизации атома, сродство к электрону, электроотрицательность, атомные и ионные радиусы, их изменение в периодах и группах.

7. Периодический закон и периодическая система в свете теории строения атома.

Контрольные вопросы для самостоятельной работы

1. Химические свойства определяются тремя субатомными частицами. Что это за частицы, какую они имеют массу и какой заряд они несут?

2. Укажите число протонов, нейтронов и электронов для атомов представленных ниже изотопов:

Число протонов нейтронов электронов

а) ^{13}C _____

б) ^{55}Mn _____

в) ^{97}Mo _____

3. Какая частица имеет большее число протонов, чем электронов:

а) - атом натрия в) сульфид-ион

б) - атом серы г) ион натрия.

4. Атом, какого элемента имеет электронную конфигурацию:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

3. В подгруппе щелочных металлов (от Li до Cs) цезий является наименее электроотрицательным, чем это можно объяснить?

4. Почему у элементов подгруппы Mn преобладают металлические, а у элементов подгруппы F - неметаллические свойства?

5. Почему «O» и «S», имея в наружном слое одинаковое число электронов, проявляют разную валентность?

7. Сколько электронных слоев имеется у частиц: C; C^{+2} ; C^{+4} ; C^{-4} ?

8. Масса ядра атома некоторого изотопа равна 181 а.е.м. В электронной оболочке атома содержится 73 электрона. Указать: а) сколько протонов и нейтронов содержится в ядре атома; б) какой это элемент; в) напишите электронную конфигурацию этого элемента.

10. Написать электронно-графические конфигурации элементов с порядковыми номерами: №№ 25; 53; 39; 35; 81; 92.

11. Установить химические свойства элемента с № 20, исходя из строения его атома.

12. Для какой группы простых веществ характерно явление фотоэффекта:

а) - благородных газов

б) - щелочных металлов

в) - галогенов

г) - металлов платиновой группы.

13. Вывести формулы высших оксидов и их гидроксидов у элементов с порядковыми номерами: 19, 23, 33, 42, 75.

14. Для атома углерода возможны два различных электронных состояния, выраженные следующими конфигурациями:

$1s^2 2s^2 2p^2$ и $1s^2 2s^1 2p^3$

Как называются эти состояния атома, как перейти от первого состояния ко второму?

Тестовые задания на тему: «Строение атома. Периодический закон в свете теории строения атома»

1. Орбиталь, имеющую сферическую форму, называют:

1) f – орбиталью

2) s - орбиталью

3) p – орбиталью

4) d- орбиталью

2. Орбитали, имеющие форму гантели или правильной восьмерки, называют:

1) d-орбиталями

2) p-орбиталями

3) s-орбиталями

4) f – орбиталями

3. Какова электронная конфигурация атома натрия?

1) $1s^2 2s^2 2p^6 3d^5$

2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$

4) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10}$

4. Изотопы элемента различаются:

1) по числу протонов

2) по числу валентных электронов

3) по числу нейтронов

4) по числу нуклонов

5. Отрицательно и положительно заряженные микрочастицы называют:

1) ионами

2) радикалами

3) изотопами

4) электронами

6. Какое квантовое число характеризует ориентацию электронного облака относительно направленного магнитного поля?

1) n – главное

2) m_l – магнитное

3) l – орбитальное

4) спиновое

7. Металл (Me) образует оксид состава Me_2O_3 . В невозбуждённом состоянии атом металла имеет электронную конфигурацию валентного слоя:

- 1) ns^2np^3
- 2) ns^2np^1
- 3) ns^2np^2
- 4) ns^2np^5

8. Из перечисленных ниже характеристик атомов элементов периодически изменяется:

- 1) заряд ядра атома
- 2) относительная атомная масса
- 3) число электронов на внешнем энергетическом уровне
- 4) число нейтронов

9. Оксид, в котором степень окисления элемента равна +4, - это:

- 1) SO_2
- 2) SO_3
- 3) P_2O_5
- 4) Al_2O_3

10. Металлический характер свойств элементов в ряду $Mg \rightarrow Ca \rightarrow Sr \rightarrow Ba$:

- 1) уменьшается
- 2) возрастает
- 3) не изменяется
- 4) уменьшается периодически

11. В ряду $C \rightarrow Si \rightarrow Ge \rightarrow Sn \rightarrow Pb$ неметаллические свойства элементов:

- 1) не изменяются
- 2) ослабевают
- 3) возрастают
- 4) возрастают периодически

12. Три частицы: Ne^0 , Na^+ и F^- имеют одинаковое число:

- 1) нейтронов
- 2) протонов
- 3) электронов
- 4) нуклонов

13. Побочные подгруппы (В-подгруппы) это группы:

- 1) s-элементов
- 2) p-элементов
- 3) d-элементов
- 4) а-элементов

14. Атомный номер 20 принадлежит элементу:

- 1) калий – K
- 2) титан – Ti
- 3) кальций – Ca
- 4) аргон - Ar

15. На 3d-подуровне максимально может находиться:

- 1) $6e$
- 2) $18e$
- 3) $10e$
- 4) $14e$

16. Какое квантовое число характеризует общий запас энергии электронов в атоме и размеры электронного облака?

- 1) орбитальное-l
- 2) главное-n
- 3) спиновое- m_s
- 4) магнитное- m_l

17. Максимально на энергоуровне n может находиться электронов:

- 1) n^2
- 2) $2n^2$
- 3) $2n$
- 4) $2(2n+1)$

18. Какова электронная конфигурация атома калия?

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- 2) $1s^2 2s^2 2p^6$
- 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$
- 4) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3p^6 3s^1$

19. Какой из указанных неметаллов образует с водородом соединение типа H_2E ?

- 1) Si
- 2) S
- 3) As
- 4) Cl

20. В атоме кислорода содержится электронов:

- 1) восемь
- 2) шестнадцать
- 3) десять
- 4) шесть

21. В III периоде самый активный восстановитель:

- 1) Cl
- 2) P
- 3) Na
- 4) Al

22. Какое квантовое число характеризует момент собственного вращения?

- 1) m_s
- 2) n
- 3) m_l
- 4) l

23. Оксид, в котором степень окисления элемента равна +7, - это:

- 1) SO_2
- 2) SO_3
- 3) Fe_2O_3
- 4) Mn_2O_7

24. Вертикальная последовательность элементов по возрастанию порядкового номера, обладающих одноподобным электронным строением, называется:

- 1) периодом
- 2) группой
- 3) рядом напряжений
- 4) четным рядом в периоде

25. Максимальное число электронов, которые могут занимать р-подуровень:

- 1) восемь
- 2) шесть
- 3) два
- 4) десять

26. Сколько атомных орбиталей атома лития – Li могут принять участие в образовании химической связи?

- 1) одна
- 2) три
- 3) две
- 4) пять

27. Атом какого элемента в невозбужденном состоянии имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$?

- 1) калия - K
- 2) кальция - Ca
- 3) натрия – Na
- 4) скандия -Sc

28. Химические формулы записываются в виде:

- 1) буквы
- 2) химических символов элемента
- 3) цифр
- 4) коэффициентов

29. Часть пространства, включающая 90 и более % электронного облака, называется:

- 1) атомной орбиталью
- 2) электронным облаком
- 3) молекулой
- 4) волной

30. Какова электронная конфигурация атома хлора?

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3p^2 3d^5$
- 4) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^5 3s^2$

31. Вещества, которые образованы атомами разных химических элементов, называются:

- 1) простыми
- 2) легирующими
- 3) сложными
- 4) комплексными

32. Горизонтально расположенный ряд химических элементов, начинающийся атомом щелочного металла и заканчивающийся атомом благородного газа, называется:

- 1) группой
- 2) орбиталью
- 3) периодом
- 4) четным рядом

33. Какова электронная конфигурация атома мышьяка?

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$
- 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 3f^5$
- 4) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$

34. В группе сверху вниз металлические свойства:

- 1) ослабевают
- 2) усиливаются
- 3) не изменяются
- 4) ослабевают периодически

35. Частицу, имеющую положительный заряд, называют:

- 1) электрон
- 2) нейтрон
- 3) протон
- 4) нуклон

36. Наименьшая электронейтральная, химически неделимая частица элемента – это:

- 1) атом
- 2) электрон
- 3) молекула
- 4) моль

37. Сколько валентных электронов находится у фосфора на внешнем энергетическом уровне?

- 1) три
- 2) пять
- 3) четыре
- 4) шесть

38. Какова электронная конфигурация атома фосфора?

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
- 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$
- 4) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^3 3s^2$

39. В современной Периодической системе всего:

- 1) 8 периодов
- 2) 7 периодов
- 3) 6 периодов
- 4) 9 периодов

40. Формула хлорида стронция:

- 1) $SrCl_2$
- 2) $SrCl$
- 3) $SrCl_3$
- 4) Sr_2Cl_3

41. Сколько атомных орбиталей атома калия могут принять участие в образовании химической связи?

- 1) три
- 2) одна
- 3) две
- 4) пять

42. Притяжение между атомами, вызываемое перекрыванием атомных орбиталей, называется:

- 1) валентностью
- 2) ионной связью
- 3) химической связью
- 4) металлической связью

43. Электронная конфигурация атома цинка соответствует формуле:

- 1) $1s^2 2s^2 2p^4$
- 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3p^6 3d^{10} 4s^2$
- 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

44. Какие, из перечисленных обозначений орбиталей неверны?

- 1) $1s^2$
- 2) $1s^2 2p^6$
- 3) $4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$
- 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

45. Соединившиеся вместе атомы образуют:

- 1) изотоп
- 2) нейтрон
- 3) молекулу
- 4) позитрон

46. При переходе в подгруппе VII A сверху вниз окислительная активность свободного галогена (F_2 ; Cl_2 ; Br_2 ; I_2):

- 1) усиливается
- 2) падает
- 3) колеблется
- 4) не изменяется

47. Максимальное число электронов, которые могут занимать f-подуровень:

- 1) восемь
- 2) шесть
- 3) четырнадцать
- 4) десять

48. В третьем периоде самый активный окислитель:

- 1) хлор
- 2) сера
- 3) натрий
- 4) фосфор

49. Сколько неспаренных электронов имеет невозбуждённый атом углерода?

- 1) один
- 2) четыре
- 3) два
- 4) три

50. Максимально на энергетическом подуровне может находиться электронов:

- 1) $N_1 = 2(2l + 1)$
- 2) $N_1 = 2l + 1$
- 3) $N_1 = 2n$
- 4) $N_1 = 2n^2$

51. В IV периоде самый активный восстановитель:

- 1) калий
- 2) кальций
- 3) мышьяк
- 4) бром

52. Сколько неспаренных электронов имеет атом азота?

- 1) два
- 2) три
- 3) один
- 4) пять

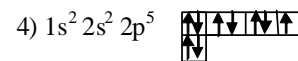
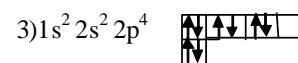
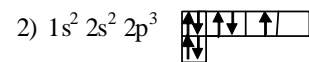
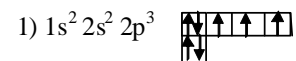
53. Во втором периоде самый сильный восстановитель:

- 1) литий
- 2) кислород
- 3) фтор
- 4) азот

54. Максимально на энергоуровне n может находиться электронов:

- 1) $N = 2n$
- 2) $N = n^2$
- 3) $N = 2n^2$
- 4) $N = 2(2n^2 + 1)$

55. Согласно правилу Хунда электронно-графическая конфигурация атома азота будет такой:



56. Номер периода для элемента рутений – это

- 1) 2
- 2) 3
- 3) 4
- 4) 5

57. Массовая доля кислорода будет наименьшей в соединении:

- 1) HBrO
- 2) NaOH
- 3) HClO
- 4) TiOH

58. Число протонов в ядре атома ${}^7\text{Li}$ равно:

- 1) 3
- 2) 4
- 3) 6
- 4) 7

59. Формула высшего оксида элемента с электронной конфигурацией атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$:

- 1) $\text{Э}_2\text{O}$
- 2) $\text{Э}_2\text{O}_3$
- 3) $\text{Э}_2\text{O}_5$
- 4) $\text{Э}_2\text{O}_7$

60. В сульфиде $\text{Э}_2\text{S}_3$ массовая доля Э будет наименьшей для...

- 1) алюминия
- 2) бора
- 3) мышьяка
- 4) фосфора

61. Наибольшее число электронов имеет...

- 1) атом натрия
- 2) ион S^{4+}
- 3) ион Ti^{3+}
- 4) ион Cr^{6+}

62. Число электронов равно числу нейтронов в...

- 1) атоме бериллия
- 2) ионе S^{2-}
- 3) ионе F^-
- 4) атоме Cr

63. Облучением молибдена дейтронами был впервые получен элемент...

- 1) цирконий
- 2) ниобий
- 3) технеций
- 4) рутений

64. Число неспаренных электронов в ионе Pd^{4+} , находящемся в основном состоянии, равно...

- 1) 0
- 2) 2
- 3) 4
- 4) 6

65. Формула высшей кислородсодержащей кислоты, образованной некоторым элементом - $\text{H}_2\text{ЭO}_4$. Какую конфигурацию валентных электронов может иметь этот элемент в основном состоянии?

- 1) $2s^2 2p^4$
- 2) $3s^2 3p^4$
- 3) $4s^2 4d^4$
- 4) $4f^6$

66. Элемент проявляет в соединениях максимальную степень окисления +5. Какую конфигурацию валентных электронов может иметь этот элемент в основном состоянии?

- 1) $2p^5$
- 2) $2s^2 2p^3$
- 3) $3s^2 3d^3$
- 4) $4s^2 3d^1 4f^2$

67. Определите электронную конфигурацию иона Ag^+ в основном электронном состоянии (этот ион может быть получен при действии ультрафиолетового излучения на атом аргона):

- 1) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
- 2) $[\text{Ne}] 3s^1 3p^6$
- 3) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
- 4) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6 4s^1$

68. Сколько электронов и протонов содержит ион MnO_4^- ...

- 1) 119p, 119
- 2) 5p, 1e
- 3) 57p, 58e
- 4) 57p, 57e

69. Сколько электронов и протонов содержит ион CO_3^{2-} ...

- 1) 60p, 60e
- 2) 4p, 2e
- 3) 30p, 32e
- 4) 30p, 30e

70. Среди приведенных атомов наибольшее значение сродства к электрону имеет...

- 1) F
- 2) Cl
- 3) Br
- 4) I

71. Среди приведенных атомов наименьшее значение энергии ионизации имеет...

- 1) Cs
- 2) Ca
- 3) P
- 4) Se

72. Атом какого элемента имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$:

- 1) кремний
- 2) азот
- 3) фосфор
- 4) хлор

73. Электроотрицательность углерода:

- 1) больше, чем у азота, и меньше, чем у бора
- 2) меньше, чем у кремния, и больше, чем у фосфора
- 3) больше, чем у азота и фтора
- 4) меньше, чем у азота и кислорода

74. Наибольшей относительной молекулярной массой обладает:

- 1) BeO
- 2) CaO
- 3) MgO
- 4) BaO

75. Способность отдавать электроны атомом элемента увеличивается в ряду:

- 1) Ca, Mg, Be
- 2) B, C, F
- 3) Al, Mg, Na
- 4) S, Cl, F

76. Элемент, для которого существует только одно простое вещество, - это:

- 1) фосфор
- 2) кислород
- 3) бром
- 4) углерод

77. Относительная молекулярная масса будет наибольшей для:

- 1) Na_3PO_4
- 2) Ti_3PO_4
- 3) Rb_3PO_4
- 4) Li_3PO_4

78. Распределение электронов по энергетическим уровням атома марганца:

- 1) 2; 8; 8; 7
- 2) 2; 8; 13; 2
- 3) 2; 8; 10
- 4) 2; 8; 8; 10; 5

79. Электроотрицательность элементов уменьшается в ряду:

- 1) P, N, Ba"
- 2) C, Si, Sn
- 3) Te, F, Si
- 4) H, O, F

80. Элемент, для которого существует несколько простых веществ, - это:

- 1) углерод
- 2) бром
- 3) цинк
- 4) магний

81. Относительная молекулярная масса будет наибольшей для:

- 1) CrCl_3
- 2) AlCl_3
- 3) PCl_3
- 4) FeCl_3

82. В ионе Al^{3+} число полностью заполненных энергетических подуровней равно:

- 1) 5
- 2) 2
- 3) 3
- 4) 4

83. Способность принимать электроны атомом элемента уменьшается в ряду:

- 1) Al, S, Mg
- 2) S, Al, Na
- 3) B, C, O
- 4) Se, S, Cl

84. Относительная молекулярная масса будет наибольшей для:

- 1) Na_3PO_4
- 2) Tl_3PO_4
- 3) Rb_3PO_4
- 4) K_3PO_4

85. При переходе в подгруппе I A сверху вниз восстановительная активность щелочных металлов:

- 1) усиливается
- 2) падает
- 3) колеблется
- 4) не изменяется

86. Сколько неспаренных электронов имеет невозбуждённый атом серы?

- 1) один
- 2) четыре
- 3) два
- 4) три

87. В II A группе самый активный восстановитель:

- 1) бериллий
- 2) барий
- 3) магний
- 4) стронций

88. В VIA группе самый активный окислитель:

- 1) калий
- 2) кальций
- 3) мышьяк
- 4) бром

89. Число энергетических уровней и число внешних электронов атомов мышьяка равны соответственно:

- 1) 4, 6
- 2) 2, 5
- 3) 3, 7
- 4) 4, 5

90. В ряду элементов $Cs > Rb > K > Na > Li$ увеличивается:

- 1) атомный номер
- 2) атомный радиус
- 3) число валентных электронов
- 4) электроотрицательность

**Тема: ПРИРОДА ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ
И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ**

Перечень вопросов для собеседования:

1. Условия образования химической связи.
2. Типы химических связей.
3. Ковалентная связь. Методы валентных связей. неполярная и полярная ковалентная связь.
4. Механизмы образования ковалентной связи:
 - а) - за счет неспаренных электронов невозбужденных атомов;
 - б) - за счет неспаренных электронов возбужденных атомов;
 - в) - по донорно-акцепторному механизму.
5. Свойства ковалентной связи.
6. Гибридизация атомных электронных орбиталей δ и π - связи.
7. Ионная связь
8. Металлическая связь.
9. Водородная связь.
10. Межмолекулярные взаимодействия.

Контрольные вопросы для самостоятельной работы

1. К какому типу связи относится связь между атомами в молекулах:
KJ; Na_2S ; Br_2 ; P_2O_5 ; CH_4 ; BaO ; $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$; KOH ; CO ; AsH_3 ; Na_3PO_4 .
2. Какая пара указанных элементов при химическом взаимодействии имеет максимальную тенденцию образовывать соединения с ионной связью?
 - а) Си и F;
 - б) С и N;
 - в) Na и F;
 - г) Li и Ca
3. Дополните приведенную ниже схему словами: «усиливается» или «уменьшается» и укажите направление стрелками: ионный характер связи; ковалентный характер связи; LiF ; BeF_2 ; BF_3 ; CF_4 ; NF_3 ; OF_2 ; F_2 и объясните почему?

4. Наиболее ионным является соединение:
 - а) CCl_4 (ж) в) KCl (тв)
 - б) SiO_2 (тв) г) NH_3 (г)
5. Молекула какого соединения неполярна: CF_4 ; NH_3 ; H_2S ; HCl ; CCl_4 ?
6. Примером неполярной молекулы, имеющей полярную ковалентную связь, будет:
 - а) N_2 в) NH_3 д) BeH_2
 - б) H_2O г) CCl_4 е) H_2S
7. неполярные молекулы имеют сложные вещества:
 - а) CO в) CO_2 д) BCl_3 ж) CCl_4 и) SiO_2
 - б) CH_4 г) BeCl_2 е) CS_2 з) H_2O к) N_2O
8. Из трех веществ: LiH ; KH ; CsH - ионный характер химической связи между атомами больше у ...
9. В каких из соединений между атомами образуется ковалентная связь по донорно-акцепторному механизму?
 - а) KCl в) CCl_4 д) CO
 - б) NH_4Cl г) CO_2 е) BaO
10. Какой тип гибридизации характерен для молекул: гидрида бериллия; хлорида бора; метана?
11. В каком из перечисленных веществ больше всего выражена полярность связи?
 - а) сероводород в) фосфин
 - б) хлор г) хлороводород
12. Валентные орбитали атома бора в молекуле BF_3 гибридизованы по типу:
 - а) sp в) sp^3
 - б) sp^2 г) d^2sp^3

Тестовые задания на тему: «Природа химической связи и строение молекул»

1. В молекуле какого вещества связь ковалентная неполярная?

- 1) F_2
- 2) $CaCl_2$
- 3) HF
- 4) BaO

2. В молекуле какого вещества связь ковалентная полярная?

- 1) KCl
- 2) Cl_2
- 3) P_2O_5
- 4) Ca

3. Формула хлорида цинка:

- 1) $ZnCl_3$
- 2) Zn_2Cl
- 3) $ZnCl_2$
- 4) Zn_2Cl_3

4. Укажите соединение с ионной связью:

- 1) HF
- 2) KCl
- 3) P_2O_5
- 4) CO_2

5. Оксид, в котором степень окисления элемента равна +5, - это:

- 1) SO_2
- 2) ZnO
- 3) P_2O_5
- 4) Cr_2O_3

6. Укажите соединения с ковалентной полярной связью:

- 1) KI
- 2) PCl_5
- 3) N_2
- 4) $NaCl$

7. Укажите молекулу с ионной связью:

- 1) N_2
- 2) CCl_4

3) Na_2O

4) Na

8. Общая формула нитрата, образованного химическим элементом №12 (Mg), имеет вид:

- 1) $MgNO_3$
- 2) $Mg(NO_3)_2$
- 3) Mg_3NO_3
- 4) $Mg_2(NO_3)_3$

9. Оксид, в котором степень окисления элемента равна +3, - это:

- 1) SO_2
- 2) SO_3
- 3) Fe_2O_3
- 4) CrO

10. Отношение числа атомов Al:O в оксиде алюминия равно:

- 1) 1:3
- 2) 2:3
- 3) 3:2
- 4) 2:5

11. В каких из нижеперечисленных соединениях между атомами образуется ковалентная связь по донорно-акцепторному механизму?

- 1) KCl
- 2) NH_4Cl
- 3) CO
- 4) CaO

12. В каком из перечисленных веществ больше всего выражена полярность связи?

- 1) сероводород – H_2S
- 2) хлор – Cl_2
- 3) хлороводород – HCl
- 4) PH_3

13. Валентные орбитали атома бора в молекуле BF_3 гибридизованы по типу:

- 1) sp
- 2) sp^3
- 3) sp^2
- 4) sp^4

14. Сколько атомных орбиталей атома лития – Li могут принять участие в образовании химической связи?

- 1) одна
- 2) три
- 3) две
- 4) четыре

15. Какая пара указанных элементов при химическом взаимодействии имеет максимальную тенденцию образовывать соединение с ионной связью?

- 1) Cu и Fe
- 2) Na и Cl
- 3) P и Cl
- 4) N и H

16. В соединении HCl ковалентная связь:

- 1) полярная
- 2) неполярная
- 3) нейтральная
- 4) образована по донорно – акцепторному механизму

17. Валентные орбитали у атома углерода в молекуле метана можно описать на основе представлений о гибридизации типа:

- 1) sp^2
- 2) sp
- 3) sp^3
- 4) sp^5

18. Ионным является соединение:

- 1) $BaCl_2$
- 2) NH_3
- 3) SiO_2
- 4) CO_2

19. Указать химический состав соединения, полученного в результате реакции $Ca + P \rightarrow$:

- 1) Ca_2P_3
- 2) Ca_3P_2
- 3) CaP
- 4) CaP_3

20. Связь, возникающая между неметаллами с различными значениями электроотрицательностей, за счет обобществлённых пар электронов называется:

- 1) металлической
- 2) ковалентной полярной
- 3) ковалентной неполярной
- 4) водородной

21. Какого состава образуется осадок при взаимодействии растворов солей Na_3PO_4 и $Ca(NO_3)_2$?

- 1) $CaPO_4$
- 2) $NaNO_3$
- 3) $Ca_3(PO_4)_2$
- 4) $Ca_2(PO_4)_3$

22. Ионным является соединение:

- 1) CsCl
- 2) CO_2
- 3) P_2O_5
- 4) NH_3

23. Укажите соединение с ионной связью:

- 1) CaO
- 2) PCl_3
- 3) N_2O_5
- 4) H_2O

24. Связь, осуществляемая парой электронов, называется:

- 1) ионной
- 2) металлической
- 3) ковалентной
- 4) водородной

25. В соединении P_2O_5 ковалентная связь:

- 1) полярная
- 2) неполярная
- 3) близка к водородной
- 4) металлической

26. В молекуле какого вещества связь ковалентная неполярная?

- 1) O_2
- 2) P_2O_5
- 3) NaOH
- 4) HF

27. Укажите соединения с ионной связью:

- 1) Na_2O
- 2) NH_3
- 3) CO_2
- 4) P_2O_5

28. В молекуле какого вещества связь ковалентная неполярная?

- 1) CH_4
- 2) Cl_2
- 3) PCl_5
- 4) KCl

29. Сколько атомных орбиталей атома лития могут принять участие в образовании химической связи?

- 1) одна
- 2) три
- 3) две
- 4) пять

30. Валентные орбитали атома бериллия в молекуле BeCl_2 гибридизованы по типу:

- 1) sp^3
- 2) sp
- 3) sp^2
- 4) sp^4

31. В молекуле какого вещества связь ковалентная полярная?

- 1) N_2O_5
- 2) Br_2
- 3) NaI
- 4) Ca

32. Отношение числа атомов Cr:O в оксиде хрома равно:

- 1) 2:3
- 2) 3:2
- 3) 1:7
- 4) 1:8

33. Сколько атомных орбиталей атома калия могут принять участие в образовании химической связи?

- 1) три
- 2) одна
- 3) две
- 4) шесть

34. Притяжение между атомами, вызываемое перекрыванием атомных орбиталей, называется:

- 1) валентностью
- 2) водородной связью
- 3) химической связью
- 4) осмосом

35. В молекуле какого вещества связь ковалентная неполярная?

- 1) I_2
- 2) Ba
- 3) N_2O_5
- 4) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

36. Связь, осуществляемая обобществленной парой электронов, называется

- 1) ионной
- 2) ковалентной полярной
- 3) ковалентной неполярной
- 4) металлической

37. Укажите соединение с ионной связью:

- 1) CaCl_2
- 2) CO_2
- 3) P_2S_3
- 4) H_2O

38. Соединениями с ковалентной полярной и ковалентной неполярной связью являются соответственно:

- 1) вода и сероводород
- 2) бромид калия и азот
- 3) аммиак и водород
- 4) кислород и метан

39. Путем соединения атомов одного и того же химического элемента образуется связь:

- 1) ионная
- 2) ковалентная полярная
- 3) ковалентная неполярная
- 4) водородная

40. Кристаллическая решетка графита:

- 1) ионная
- 2) молекулярная
- 3) атомная
- 4) металлическая

41. Верны ли следующие суждения о щелочных металлах? А. Во всех соединениях они имеют степень окисления +1. Б. С галогенами они образуют соединения с ионной связью.

- 1) верно только А
- 2) верно только Б
- 3) верны оба суждения
- 4) оба суждения неверны

42. Вещества только с ионной связью приведены в ряду:

- 1) F_2 , CCl_4 , KCl
- 2) $NaBr$, Na_2O , KI
- 3) SO_2 , P_4 , CaF_2
- 4) H_2S , Br_2 , K_2S

43. Соединения с ионной связью образуются при взаимодействии:

- 1) CH_4 и O_2
- 2) NH_3 и HCl
- 3) C_2H_6 и HNO_3
- 4) SO_3 и H_2O

44. Азот проявляет одинаковую степень окисления в каждом из двух соединений:

- 1) NH_3 , N_2O_3
- 2) HNO_2 , Li_3N
- 3) Mg_3N_2 , NH_3
- 4) NH_3 , HNO_2

45. Кристаллическая решетка оксида углерода (IV):

- 1) ионная
- 2) молекулярная
- 3) металлическая
- 4) атомная

46. Какие из приведенных утверждений верны? А. Вещества с молекулярной решеткой имеют низкие температуры плавления и низкую электропроводность. Б. Вещества с атомной решеткой пластичны и обладают высокой электрической проводимостью:

- 1) верно только А
- 2) верно только Б
- 3) верны оба утверждения
- 4) оба утверждения неверны

47. Кристаллическую структуру, подобную структуре алмаза, имеет:

- 1) кремнезем SiO_2
- 2) оксид натрия Na_2O
- 3) оксид углерода (II) CO
- 4) белый фосфор P_4

48. Вещества с атомной кристаллической решеткой:

- 1) легкоплавки
- 2) тугоплавки
- 3) летучи
- 4) легко подвергаются электролитической диссоциации в растворах

49. Вещество, имеющее водородные связи:

- 1) вода – H_2O
- 2) водород – H_2
- 3) хлорид бария – $BaCl_2$
- 4) кальций – Ca

50. Ион, в котором ковалентная связь образована по донорно-акцепторному механизму:

- 1) хлорид – ион (Cl^-)
- 2) гидроксид – ион (OH^-)
- 3) ион аммония (NH_4^+)
- 4) ион натрия (Na^+)

Тема. ЭНЕРГЕТИКА И КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Раздел химии, рассматривающий скорости и механизмы химических реакций называется химической кинетикой.

Скоростью химической реакции называется изменение концентрации одного из реагирующих веществ и продуктов их взаимодействия в единицу времени, в единице реакционного пространства.

$$v = -\frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = -\frac{\Delta C}{\Delta t} \quad (\text{моль/л})$$

Это определение справедливо как для гомогенных, так и для гетерогенных процессов. В первом случае реакционным пространством является объем реакционного сосуда, а во втором - поверхность, на которой протекает реакция.

Скорость химической реакции зависит от следующих факторов:

1) природы реагирующих веществ и условий протекания реакций;
2) концентрации; 3) температуры; 4) давления (объема); 5) катализаторов. А в случае гетерогенных систем - и от ряда других условий: состояния поверхности раздела фаз, условий тепло- и массообмена.

Основной закон химической кинетики - закон действия масс (1867г. норвежские ученые Гульдберг и Вааге, русский ученый Бекетов).

В гомогенной среде при неизменной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.

Для химической реакции: $mA + nB = pC + qD$ этот закон выразится уравнением: $v = k \cdot C_A^m \cdot C_B^n$, где C_A и C_B молярные концентрации веществ, А и В (моль/л), m и n - стехиометрические коэффициенты, k - коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости химической реакции. Физический смысл k - она равна скорости химической реакции, когда концентрации каждого из реагирующих веществ составляют: $C_A = 1$ моль/л и $C_B = 1$ моль/л.

Зависимость скорости химической реакции от температуры устанавливается правилом Вант-Гоффа.

При повышении температуры на каждые 10° скорость большинства химических реакций увеличивается в 2-4 раза.

Математически эта зависимость выражается соотношением:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

где v_{t_2} и v_{t_1} - скорости реакций при конечной и начальной температурах;

γ - температурный коэффициент скорости химической реакции, показывающий, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры реагирующих веществ на 10° .

$$\gamma = \frac{k_{t+10}}{k_t},$$

где k_t - константа скорости реакции при k_t начальной температуре; k_{t+10} - константа скорости реакции при температуре, увеличенной на 10° .

Более точно, чем по правилу Вант-Гоффа, зависимость константы скорости химической реакции «k» от температуры описывается уравнением С. Аррениуса:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}},$$

где e – основание натуральных логарифмов, равно 2,71828;

E_a – энергия активации;

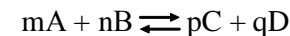
R – универсальная газовая постоянная;

A – постоянная, независимая от температуры;

T – температура по шкале Кельвина.

Химическое равновесие

Химическое равновесие присуще только обратимым процессам, протекающим в двух взаимнопротивоположных направлениях. Оно характеризует такое состояние системы реагирующих веществ, при котором скорости прямой и обратной реакции выравниваются.



Согласно закону действия масс скорости прямой и обратной реакции выразятся соответственно:

$$v_1 = k_1 \cdot C_A^m \cdot C_B^n \quad v_2 = k_2 \cdot C_C^p \cdot C_D^q$$

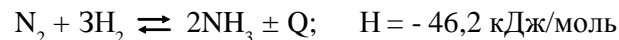
При установившемся динамическом равновесии скорости прямого и обратного процесса выравниваются ($v_1 = v_2$), поэтому можно записать тождество двух выражений:

$k_1 \cdot C_A^m \cdot C_B^n = k_2 \cdot C_C^p \cdot C_D^q$, из которого следует:

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{C_C^p \cdot C_D^q}{C_A^m \cdot C_B^n} \quad \text{где } K - \text{ константа химического равновесия.}$$

Принцип Ле-Шателье

Если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, производится какое-либо внешнее воздействие (изменяется концентрация, температура, давление), то оно благоприятствует протеканию той из двух противоположных реакций, которая ослабляет воздействие



Увеличение концентрации азота или водорода смещает химическое равновесие в сторону образования аммиака.

С увеличением концентрации аммиака химическое равновесие смещается в сторону распада его на исходные реагенты.

С увеличением температур системы равновесие смещается в сторону эндотермического процесса.

С уменьшением температуры равновесие смещается в сторону экзотермического процесса.

Увеличение давления благоприятствует смещению равновесия в сторону образования меньшего количества молекул.

Уменьшение давления способствует смещению химического равновесия в сторону образования большего количества молекул.

Опыт № 1. Влияние природы реагирующих веществ на скорость химической реакции

Приборы: Штатив с закрепленной пробиркой, газоотводной трубкой, кристаллизатор, фильтровальная бумага, секундомер.

Реактивы: 0,1 н растворы уксусной и соляной кислот, гранулированный цинк.

Ход работы. Укрепить в штативе пробирку с газоотводной трубкой, свободный конец которой опустить в кристаллизатор с водой. Другую пробирку, заполненную водой, перевернуть вверх дном и опустить в кристаллизатор на 2/3 объема заполненный 0,1 н раствором уксусной кислоты, затем внести туда 2-3 гранулы цинка, предварительно промытые водой и высушенные фильтровальной бумагой.

Закрывать пробирку с пробкой с газоотводной трубкой, конец которой под водой подвести под отверстие пробирки с водой (следить, чтобы в пробирку не проник воздух и чтобы вылилась из нее вода).

С помощью секундомера отметить время заполнения пробирки газом. По окончании опыта вылить уксусную кислоту из пробирки, промыть цинк, высушить его фильтровальной бумагой. Провести опыт снова, заполнив пробирку на 2/3 объема 0,1 н раствором соляной кислоты.

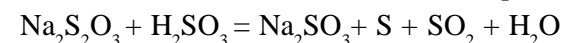
Сравнить скорость взаимодействия с цинком соляной и уксусной кислот одинаковой концентрации.

Опыт № 2. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

Приборы: Три пронумерованных стакана, мерные цилиндры.

Реактивы: 0,1 н раствор тиосульфата натрия, 2 н раствор серной кислоты.

Ход работы: а) к 1 мл 1 н раствору тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$ приливают 1 мл 2 н раствора серной кислоты. Наблюдается помутнение раствора, которое вызвано взаимодействием тиосульфата натрия и серной кислоты с выделением свободной серы:



Время, затрачиваемое от начала реакции до заметного помутнения раствора, характеризует скорость реакции; б) в три пронумерованных стаканчика цилиндром отмерить согласно данным таблицы тиосульфата натрия и дистиллированную воду. В три пробирки отмерить цилиндром по 10 мл серной кислоты. Затем в первый стакан выливаем из пробирки серную кислоту и тщательно перемешиваем. Фиксируем время появления мутни. Аналогично проводятся опыты в последующих двух стаканах. В тетради начертите таблицу и впишите в нее результат эксперимента.

№/№ стакана	Объем			Условная концентрация $Na_2S_2O_3$	Время появления мутни (1)	Скорость реакции в условных единицах
	$Na_2S_2O_3$	H_2O	H_2SO_4			
1	5	10	10	1С		
2	10	5	10	2С		
3	15	-	10	3С		

По данным опыта построить график, отложив на оси абсцисс условные концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а на оси ординат - скорости реакции

$$V = \frac{1}{t}$$

Сделать выводы о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Согласуются ли ваши наблюдения с законом действия масс?

Опыт № 3. Зависимость скорости реакции от температуры

Приборы: Штатив с пробирками, мерные цилиндры, термометр.

Реактивы: Растворы тиосульфата натрия, серной кислоты, холодная и горячая дистиллированная вода.

Ход работы. В три пробирки налить цилиндром по 5 мл тиосульфата натрия, в другие три - по 5 мл раствора серной кислоты. Разделить их на три пары - с тиосульфатом натрия и серной кислотой в каждой паре. Первую пару поставить в стакан с холодной водой. Измерить температуру воды в стакане. Вторую пару пробирок поставить в стакан с водой на 10° выше, чем в первом, а третью пару пробирок - на 10° выше, чем в первом стакане. Затем взять первую пару пробирок, слить содержимое в одну пробирку и встряхнуть, поставив ее обратно в воду и зафиксировать время появления пути в пробирке. И тоже самое проделать с двумя другими парами пробирок.

Записать результаты в тетрадь по форме:

№/№ стакана	Объем		Температура	Время появления муты (t)	Скорость реакции в условных Единицах $v = \frac{1}{t}$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2SO_4			
1	5	5	$^\circ\text{C}$		
2	5	5	$^\circ\text{C}+10^\circ$		
3	5	5	$^\circ\text{C}+20^\circ$		

Построить график зависимости скорости от температуры и сделать выводы.

Опыт № 4. Влияние катализаторов на скорость реакции

Приборы: Штатив с пробирками, спички, лучинка.

Реактивы: 30% раствор пероксида водорода, диоксида марганца.

Ход работы. Разложение пероксида водорода при обыкновенной температуре происходит медленно. Реакцию можно ускорить, введя катализатор. Налить в пробирку 1-2 мл раствора пероксида водорода и всыпать немного диоксида марганца. Выделяющийся газ испытать тлеющей лучинкой. Написать уравнение реакции и сделать вывод.

Опыт № 5. Скорость реакции в гетерогенной системе

Приборы: Штатив с пробирками.

Реактивы: Кусковой и измельченный до тонкого порошка мрамор, раствор соляной кислоты.

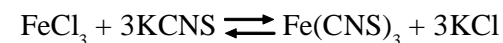
Ход работы. Реакция в гетерогенной системе, в отличие от реакции в гомогенной системе, происходит не во всем объеме, а лишь на поверхности раздела фаз. Скорость химического взаимодействия сильно зависит от степени измельчения.

В две пробирки налить по 1/4 объема соляной кислоты. В одну пробирку бросить кусочек мрамора, в другую - столько же измельченного мрамора. В какой пробирке реакция идет быстрее? Написать уравнение реакции и сделать вывод.

Опыт № 6. Смещение химического равновесия при повышении концентрации реагирующих веществ

Приборы: Штатив с пробирками, химический стакан. (III).

Ход работы. Для проведения опыта используется следующая реакция



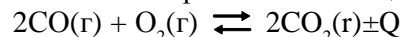
В стаканчике смешать небольшое количество FeCl_3 и KCNS . Разбавить полученный раствор дистиллированной водой так, чтобы раствор был прозрачен. Полученный раствор разделить поровну в четыре пробирки. В первую пробирку добавить немного концентрированного раствора KCNS , во вторую - раствора FeCl_3 , в третью - немного кристаллического KCl , а четвертую оставить для сравнения.

Сравнить цвета жидкостей в пробирках. По изменению окраски можно судить о смещении равновесия в ту или иную сторону. Объяснить изменение цвета на основании закона действующих масс. Сделать вывод.

Контрольные вопросы для самостоятельной работы

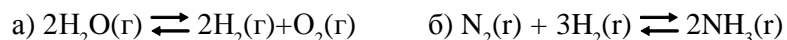
1. Реакция $A_2(g) + B_2(g) = 2AB(g)$ протекает в газовой фазе при столкновении молекул A_2 и B_2 . Если удвоить концентрацию каждого из реагирующих веществ (т.е. A_2 и B_2), сохраняя при этом одинаковыми все остальные условия взаимодействия, то во сколько раз изменится скорость химической реакции?

2. В реакционной системе в равновесии находятся:



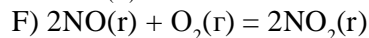
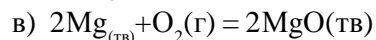
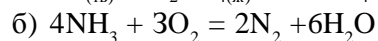
Как будет смещаться равновесие (вправо, влево), если в системе произвести изменения: а) добавить CO_2 ; б) увеличить объем; в) повысить давление; г) удалить CO_2 ; д) повысить температуру.

3. В какой реакции повышение давления в системе приводит к повышению выхода продуктов реакции:



4. Вычислить, во сколько раз возрастет скорость химической реакции при повышении температуры с 20 до 40° С. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.

5. Написать выражение скорости следующих химических реакций:



6. Написать выражение скорости химической реакции, протекающей в гомогенной системе по схеме: $A + 2B = C$, и определить, во сколько раз увеличится скорость реакции, если: а) концентрация А увеличится в 2 раза; б) концентрация В увеличится в 3 раза; в) концентрация А и В увеличится в 2 раза?

7. В каких указанных ниже случаях имеет место каталитическая реакция:

а) скорость реакции взаимодействия водорода с бромом увеличивается при нагревании;

б) интенсивность реакции горения угля возрастает после его измельчения;

в) скорость реакции разложения пероксида водорода увеличивается при внесении в него диоксида марганца;

г) скорость реакции горения фосфора повышается при внесении его в атмосферу чистого кислорода.

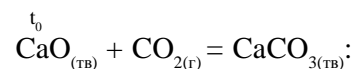
8. В реакции $C + 2H_2 = CH_4$ концентрация водорода увеличится в 2 раза. Во сколько раз возрастет скорость химической реакции?

9. Рассчитайте, как изменится скорость прямой и скорость обратной реакции, идущей по уравнению: $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3$, если увеличится давление в 2 раза? Сместится ли при этом равновесие?

Тестовые задания

на тему: «Энергетика и кинетика химических процессов. Химическое равновесие»

1. Укажите верный вариант кинетического уравнения реакции



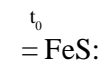
1) $v = k \cdot C_{CaO} \cdot C_{CO_2}$

2) $v = k \cdot C_{CO_2}$

3) $v = k \cdot C_{O_2}$

4) $v = k \cdot C_{CaCO_3}$

2. Укажите верный вариант кинетического уравнения реакции $Fe + S$



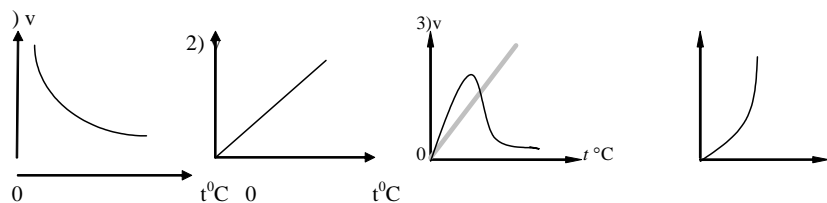
1) $v = k \cdot C_{Fe} \cdot C_S$

2) $v = k$

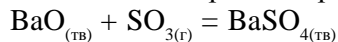
3) $v = k \cdot C_{Fe}$

4) $v = k \cdot C_{FeS}$

3. Какой график показывает изменение скорости (v) простой одностадийной реакции при возрастании температуры?



4. Укажите верный вариант кинетического уравнения реакции



- 1) $v = k \cdot C_{\text{SO}_3}$
- 2) $v = k \cdot C_{\text{BaO}} \cdot C_{\text{SO}_3}$
- 3) $v = k \cdot C_{\text{BaO}}$
- 4) $V = k \cdot C_{\text{BaSO}_4}$

5. Реакция, в которой изменение давления не вызывает смещения равновесия, это:

- 1) $2\text{HBr}_{(r)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(r)} + \text{Br}_{2(r)}$
- 2) $2\text{N}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{N}_2\text{O}_{(r)}$
- 3) $\text{N}_{2(r)} + 3\text{H}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(r)}$
- 4) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$

6. При повышении давления равновесие системы, описываемое уравнением: $\text{N}_{2(r)} + 3\text{H}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(r)}$, сдвигается таким образом, что образуется больше:

- 1) $\text{NH}_{3(r)}$
- 2) $\text{N}_{2(r)}$
- 3) $\text{N}_{2(r)}$ и $\text{H}_{2(r)}$
- 4) $\text{NH}_{3(r)}$ и $\text{H}_{2(r)}$

7. В какую сторону сместится равновесие системы $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ при повышении давления?

- 1) влево
- 2) вправо
- 3) не сместится
- 4) частично влево

8. В какую сторону сместится равновесие системы $\text{N}_2\text{O}_3 \rightleftharpoons \text{NO} + \text{NO}_2$ при понижении давления?

- 1) влево
- 2) вправо
- 3) не сместится
- 4) частично влево

9. Какое соотношение представляет собой константа равновесия – K_p для химического равновесия, описываемого уравнением реакции $2\text{NO}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(r)}$?

- 1) $K_p = \frac{C_{\text{NO}_2}^2}{C_{\text{NO}}^2 \cdot C_{\text{O}_2}}$;
- 2) $K_p = \frac{C_{\text{NO}} \cdot C_{\text{O}_2}}{C_{\text{NO}_2}}$;
- 3) $K_p = \frac{C_{\text{NO}_2}}{C_{\text{NO}} \cdot C_{\text{O}_2}}$;
- 4) $K_p = \frac{C_{\text{NO}_2}}{C_{\text{NO}} \cdot C_{\text{O}_2}}$

10. Во сколько раз увеличивается скорость химической реакции при повышении температуры от 10 до 40°C, если $\gamma = 3$?

- 1) $\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = 3^{\frac{40 - 10}{10}} = 3^3 = 27$
- 2) $v_{t_2} \cdot v_{t_1} = \gamma(t_2 - t_1) = 3(40 - 10) = 90$
- 3) $v_{t_2} = (t_2 - t_1) = (40 - 10) = 30$
- 4) $v_{t_2} = (t_2 - t_1) = (10 - 40) = -30$

11. Указать, в сторону какого процесса сместится химическое равновесие при увеличении температуры: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$; - DH:

- 1) не сместиться
- 2) влево
- 3) вправо
- 4) частично в сторону экзотермического процесса

12. Правильная запись кинетического уравнения химической реакции: $2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$

- 1) $v = k \cdot C_{\text{NO}_2}^2 \cdot C_{\text{H}_2\text{O}}$
- 2) $v = k \cdot C_{\text{NO}_2}^2$
- 3) $v = C_{\text{NO}_2} \cdot C_{\text{H}_2\text{O}}$
- 4) $v = k \cdot C_{\text{H}_2\text{O}}$

13. В какой реакции, повышение давления в системе приводит к повышению выхода продуктов реакции?

- 1) $\text{N}_{2(\text{r})} + 3\text{H}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{r})}$
- 2) $\text{CO}_{(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{r})} + \text{H}_{2(\text{r})}$
- 3) $\text{N}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(\text{r})}$
- 4) $\text{CaCO}_{3(\text{тв})} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(\text{тв})} + \text{CO}_{2(\text{r})}$

14. Укажите верный вариант кинетического уравнения реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 \uparrow$:

- 1) $v = k \cdot C_{\text{N}_2}$
- 2) $v = k \cdot C_{\text{N}_2} \cdot C_{\text{H}_2}^3$
- 3) $v = k$
- 4) $v = k \cdot C_{\text{H}_2}^3$

15. При повышении температуры, химическое равновесие системы, описываемое уравнением $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$, $+\Delta H$ сдвигается таким образом, что:

- 1) образуется больше NO
- 2) образуется больше O_2
- 3) образуется больше N_2 и O_2
- 4) не оказывает влияние на смещение равновесия

16. В какую сторону сместится равновесие системы: $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ при уменьшении давления?

- 1) не сместится
- 2) вправо
- 3) влево
- 4) частично вправо

17. Какое соотношение представляет собой константа равновесия – K_p для химического равновесия, описываемого уравнением реакции: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$?

$$1) K_p = \frac{C_{\text{NH}_3}^2}{C_{\text{N}_2} \cdot C_{\text{H}_2}^3}; \quad 2) K_p = \frac{C_{\text{NH}_3}^2}{C_{\text{N}_2} \cdot C_{\text{H}_2}^3};$$

$$3) K_p = \frac{C_{\text{N}_2} \cdot C_{\text{H}_2}^3}{C_{\text{NH}_3}^2}; \quad 4) K_p = \frac{C_{\text{N}_2} \cdot C_{\text{H}_2}^3}{C_{\text{NH}_3}^2}$$

18. Математическое выражение правила Вант-Гоффа записывается:

$$1) v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma \cdot t_2 - t_1$$

$$2) v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

$$3) v_{t_2} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

$$4) v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma \cdot (t_2 - t_1)$$

19. Укажите верный вариант кинетического уравнения $\text{Cd}_{(\text{тв})} + \text{S}_{(\text{тв})} = \text{CdS}_{(\text{тв})}$:

- 1) $v = k$
- 2) $v = k \cdot C_{\text{Cd}} \cdot C_{\text{S}}$
- 3) $v = k \cdot C_{\text{S}}$
- 4) $v = k \cdot C_{\text{CdS}}$

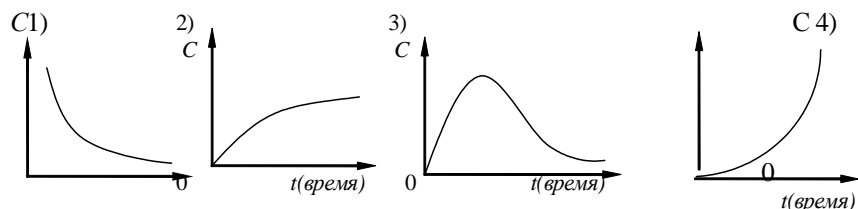
20. Правильная запись кинетического уравнения для реакции $\text{N}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{NO}_{(\text{r})}$:

- 1) $v = k$
- 2) $v = k \cdot C_{\text{N}_2} \cdot C_{\text{O}_2}$
- 3) $v = C_{\text{N}_2} \cdot C_{\text{O}_2}^2$
- 4) $v = k \cdot C_{\text{NO}}^2$

21. В какую сторону сместится равновесие схемы $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{HCl}$, $-\Delta H$ при повышении температуры?

- 1) влево
- 2) вправо
- 3) не сместится
- 4) частично вправо

22. Какой график показывает уменьшение концентрации исходных реагентов в химических реакциях?



23. Химическое равновесие $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HClO}$ сместится в сторону образования продуктов при добавлении...

- 1) дистиллированной воды
- 2) раствора хлороводородной кислоты
- 3) хлорида натрия
- 4) раствора хлорноватистой кислоты

24. Реакция, химическое равновесие которой сместится в сторону образования исходных веществ, как при понижении температуры, так и повышении давления:

- 1) $\text{N}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(\text{r})}; -\Delta H$
- 2) $4\text{HCl}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{Cl}_{2(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}; +\Delta H$
- 3) $2\text{SO}_{3(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})}; -\Delta H$
- 4) $2\text{CO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{2(\text{r})}; +\Delta H$

25. Реакция, химическое равновесие которой сместится в сторону образования исходных веществ, как при повышении температуры, так и понижении давления:

- 1) $2\text{NO}_{(\text{r})} + \text{SO}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{(\text{r})} + \text{SO}_{3(\text{r})} -\Delta H$
- 2) $\text{NO}_{(\text{r})} + \text{SO}_{3(\text{r})} \rightleftharpoons \text{SO}_{2(\text{r})} + 2\text{NO}_{(\text{r})} +\Delta H$
- 3) $\text{N}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(\text{r})} +\Delta H$
- 4) $3\text{Fe}_2\text{O}_3_{(\text{тв})} + \text{H}_2_{(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{Fe}_3\text{O}_4_{(\text{тв})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} -\Delta H$

26. Равновесие реакции $\text{FeO}_{(\text{r})} + \text{CO}_{(\text{r})} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(\text{r})} + \text{CO}_{2(\text{r})} - \Delta H$ сместится вправо при:

- 1) повышении давления
- 2) введении дополнительно FeO
- 3) понижении температуры
- 4) понижении концентрации CO_2

27. В гомогенной системе $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ концентрацию вещества А увеличили в 2 раза. Скорость этой реакции увеличилась в:

- 1) 4 раза
- 2) 8 раз
- 3) 16 раз
- 4) 32 раза

28. В некоторой реакции температурный коэффициент равен 2. При повышении температуры от 0°C до 50°C скорость ее увеличивается в:

- 1) 4 раза
- 2) 16 раз
- 3) 32 раза
- 4) 64 раза

29. Равновесие в реакции: $\text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$ смещается при добавлении:

- 1) K_2HPO_4
- 2) KOH
- 3) KCl
- 4) H_2O

30. На скорость химической реакции между раствором серной кислоты и железом не оказывает влияния:

- 1) концентрация кислоты
- 2) измельчение железа
- 3) температура реакции
- 4) увеличение давления

31. Химическое равновесие в системе $\text{CO}_{2(\text{r})} + \text{C}_{(\text{тв})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{r})}; +\Delta H$ сместится вправо при:

- 1) повышении давления
- 2) понижении температуры
- 3) повышении концентрации CO
- 4) повышении температуры

32. Для увеличения скорости химической реакции $\text{Mg}_{(тв)} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_{2(г)}$ необходимо:

- 1) добавить несколько кусочков магния
- 2) увеличить концентрацию ионов водорода
- 3) уменьшить температуру
- 4) увеличить концентрацию ионов магния

33. Изменение давления оказывает влияние на смещение равновесия в системе:

- 1) $\text{SO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$
- 2) $2\text{HI}_{(г)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(г)} + \text{I}_{2(г)}$
- 3) $\text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(г)} + \text{H}_{2(г)}$
- 4) $\text{N}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(г)}$

33а. С наибольшей скоростью при обычных условиях протекает реакция:

- 1) $2\text{Ba} + \text{O}_2 = 2\text{BaO}$
- 2) $\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{BaCO}_3 \downarrow$
- 3) $\text{Ba} + 2\text{H}^+ = \text{Ba}^{2+} + \text{H}_2$
- 4) $\text{Ba} + \text{S} = \text{BaS}$

34. При одновременном повышении температуры и понижении давления химическое равновесие сместится вправо в системе:

- 1) $\text{H}_{2(г)} + \text{S} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}_{(г)}$; $-\Delta\text{H}$
- 2) $2\text{SO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(г)}$; $-\Delta\text{H}$
- 3) $2\text{NH}_{3(г)} \rightleftharpoons \text{N}_{2(г)} + 3\text{H}_{2(г)}$; $+\Delta\text{H}$
- 4) $2\text{HCl}_{(г)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(г)} + \text{Cl}_{2(г)}$; $+\Delta\text{H}$

35. Для увеличения скорости реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$ $-\Delta\text{H}$ необходимо:

- 1) увеличить концентрацию CO
- 2) уменьшить концентрацию O_2
- 3) понизить давление
- 4) понизить температуру

36. При повышении давления равновесие смещается вправо в системе:

- 1) $2\text{CO}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)}$
- 2) $\text{C}_2\text{H}_{4(г)} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_{2(г)} + \text{H}_{2(г)}$
- 3) $\text{PCl}_{3(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{5(г)}$
- 4) $\text{H}_{2(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{HCl}_{(г)}$

37. Горение аммиака $4\text{NH}_{3(г)} + 3\text{O}_{2(г)} = 2\text{N}_{2(г)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$ $-\Delta\text{H}$ является реакцией:

- 1) соединения, каталитической, эндотермической
- 2) замещения, каталитической, экзотермической
- 3) окислительно-восстановительной, некаталитической, экзотермической
- 4) обмена, некаталитической, эндотермической

38. Для увеличения скорости химической реакции $\text{Zn}_{(тв)} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_{2(г)}$ необходимо:

- 1) уменьшить концентрацию ионов цинка
- 2) увеличить концентрацию ионов водорода
- 3) уменьшить температуру
- 4) увеличить концентрацию ионов цинка

39. Обратимой реакции соответствует уравнение:

- 1) $\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$
- 3) $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$
- 4) $\text{Na}_2\text{O} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

40. Какая термодинамическая система называется замкнутой, в которой:

- 1) имеет место обмен энергией и веществом с другими системами и окружающей средой
- 2) осуществляется обмен с другими системами только энергией, но не веществом
- 3) обмен с другими системами энергией и веществом исключен
- 4) отмечается однородность во всех своих частях

41. Какая термодинамическая система называется изолированной, в которой:

- 1) обмен с другими системами энергией и веществом исключен
- 2) осуществляется обмен с другими системами только энергией, но не веществом
- 3) имеет место обмен энергией и веществом с другими системами и окружающей средой
- 4) имеет границы и поверхности раздела граничащих фаз

42. Зависимость константы скорости химической реакции «K» от температуры описывается уравнением С. Аррениуса:

$$1) Y = \frac{k_{t+10}}{k_t}$$

$$2) K = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

$$3) V = k \cdot C_A^m \cdot C_B^n$$

$$4) V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}}$$

43. В каких указанных ниже случаях имеет место каталитическая реакция:

- 1) скорость реакции взаимодействия водорода с бором увеличивается при нагревании
- 2) интенсивность реакции горения угля возрастает после его измельчения
- 3) скорость реакции разложения пероксида водорода увеличивается при внесении в него диоксида марганца
- 4) скорость реакции горения фосфора повышается при внесении его в атмосферу чистого кислорода

44. В термодинамических системах возможность химической реакции и направление ее хода определяются изобарно – изотермическим потенциалом, или энергией Гиббса. При самопроизвольном переходе системы из одного состояния в другое величина потенциала должна быть:

$$1) \Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0 > 0$$

$$2) \Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0 < 0$$

$$3) \Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0 = 0$$

$$4) \Delta G^0_{\text{реакции}} = \sum \Delta G^0_{\text{прод.реакции}} - \sum \Delta G^0_{\text{исх.веществ}}$$

45. Для химической реакции вида $mA + nB = pC + qD$ как правильно записать математическую формулу следствия из закона Г.Гесса:

$$1) V = k \cdot C_A^m \cdot C_B^n$$

$$2) \Delta H = (p\Delta H_{\text{обр}} C + q\Delta H_{\text{обр}} D) - (m\Delta H_{\text{обр}} A + n\Delta H_{\text{обр}} B)$$

$$3) \Delta H = (\Delta H_{\text{обр}} C + \Delta H_{\text{обр}} D) - (\Delta H_{\text{обр}} A + \Delta H_{\text{обр}} B)$$

$$4) V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}}$$

46. Тепловой эффект реакции при изобарном процессе ($p = \text{const}$) равен:

$$1) \text{ изменению энтальпии: } Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$$

$$2) \text{ изменению внутренней энергии: } Q_p = U_2 - U_1 = \Delta U$$

$$3) \text{ сумме энтальпии: } Q_p = H_1 + H_2$$

$$4) \text{ сумме энтропии: } Q_p = S_1 + S_2$$

47. Тепловой эффект реакции при изохорном процессе ($V = \text{const}$) равен:

$$1) Q_v = H_2 - H_1 = \Delta H$$

$$2) Q_v = U_2 - U_1 = \Delta U$$

$$3) \text{ сумме энтальпии: } Q_v = H_1 + H_2$$

$$4) \text{ сумме энтропии: } Q_v = S_1 + S_2$$

48. Какая термодинамическая система называется открытой, в которой:

1) обмен с другими системами энергией и веществом исключен

2) одна фаза и в ней нет границ раздела

3) имеет место обмен энергией и веществом с другими системами и окружающей средой

4) осуществляется обмен с другими системами только энергией, но не веществом

49. Какая термодинамическая система называется химической, в которой:

1) имеют место процессы, сопровождающиеся энергетическими эффектами, но без изменения химической природы вещества

2) вещества, составляющие такую систему, все или часть из них взаимодействует между собой, при этом имеют место энергетические эффекты и изменение химической природы компонентов системы

3) одна фаза и в ней нет границ раздела

4) осуществляется обмен с другими системами только энергией, но не веществом

Тема: КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

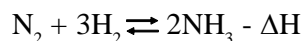
Классификация химических реакций

Явления, при которых одни вещества превращаются в другие, отличающиеся от исходных составом и свойствами, и при этом не происходят изменения состава ядер атомов, называются *химическими*.

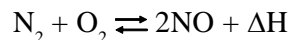
Все известные химические процессы можно разделить на несколько категорий по определенным характерным признакам:

I. По признаку выделения или поглощения теплоты реакции подразделяются на *экзотермические* и *эндотермические*.

Экзотермическими реакциями называются реакции, протекающие с выделением теплоты:



Эндотермическими реакциями называются реакции, протекающие с поглощением теплоты из окружающей среды:



Количество выделенной или поглощенной теплоты в ходе химической реакции, называется *тепловым эффектом* процесса, который зависит от температуры и давления и, как правило, измеряется в кДж. Каждое вещество обладает определенной энтальпией - тепло-содержанием. Энтальпию обозначают латинской буквой «Н» и она является мерой энергии, накапливаемой веществом при его образовании. Тепловой эффект реакции при постоянном давлении ΔH представляет собой разность энтальпий конечных продуктов реакции (обозначается $\text{H}_{\text{кон.}}$) и исходных реагентов ($\text{H}_{\text{исх.}}$), т.е.

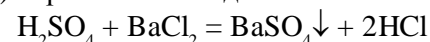
$$\Delta\text{H} = \text{H}_{\text{кон.}} - \text{H}_{\text{исх.}}$$

Тепловой эффект химических реакций измеряют с помощью специальных приборов – калориметров, устройство которых описывается в курсах физики и физической химии.

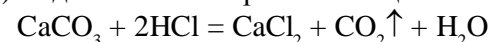
II. По признаку обратимости химические реакции делятся на *необратимые* и *обратимые*.

Необратимыми реакциями называются реакции, идущие в одном направлении до конца. Признаками необратимости химических процессов являются три определяющих фактора:

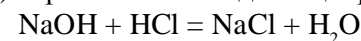
а) образование осадка:



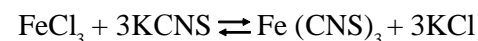
б) выделение газообразного вещества:



в) образование малодиссоциированного вещества:

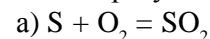


Обратимыми реакциями называются реакции, протекающие в двух взаимно противоположных направлениях. Достаточно подробно эти процессы нами рассматривались при изучении концепции: «Кинетика химических процессов и химическое равновесие»:

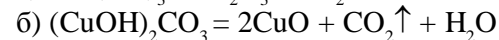
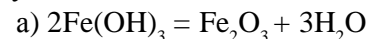


III. По признаку изменения числа исходных реагентов и конечных продуктов реакции, а также по механизмам их протекания, химические процессы делятся на:

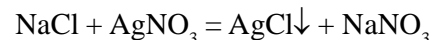
1. *Реакции соединения*, в результате которых из двух или более веществ образуется одно новое:



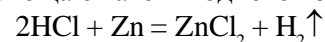
2. *Реакции разложения*, в ходе которых из одного вещества образуются два или более новых:



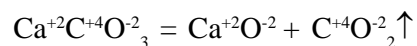
3. *Реакции обмена*, в результате которых реагирующие вещества обмениваются своими составными частями:



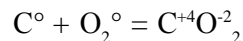
4. *Реакции замещения*, протекающие между простыми и сложными веществами, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов сложного вещества:



IV. По признаку изменения степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, различают реакции, протекающие без изменения степеней окисления атомов, и с изменением степеней окислений атомов.



Химические реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются *окислительно-восстановительными*.



Степенью окисления называется условный заряд, обусловленный отдачей или присоединением электронов микрочастицами, или смещением электронной плотности в сторону более электроотрицательного элемента.

Степень окисления вычисляется, как правило, исходя из предположения, что соединение состоит только из ионов. Степень окисления может иметь нулевое, отрицательное и положительное значения, которое обычно выражают арабскими цифрами со знаком (+) или (-) и ставят над символом элемента в правом верхнем углу. Нулевое значение степени окисления имеют атомы в молекулах простых веществ, например, водорода, хлора, азота, т.к. в этом случае электронное облако в равной мере принадлежит обоим атомам. Если вещество находится в атомном состоянии, то степень окисления его атомов также равна нулю.

Алгебраическая сумма степеней окисления атомов в соединении всегда равна нулю, а в сложном ионе – заряду иона.

Окислительно-восстановительными реакциями называются реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

Окислением называется процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом, сопровождающийся повышением степени окисления.

Восстановлением называется процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом, сопровождающийся понижением степени окисления.

Восстановителями называются атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны. (Все металлы, водород, уголь, H_2S ; CO ; H_2SO_3 ; HJ ; HCl ; HBr ; FeSO_4 ; SnCl_2).

Окислителями называются атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны (KMnO_4 ; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; O_2 ; O_3 ; H_2O_2 ; HNO_3 ;

H_2SO_4 (конц); PbO_2 ; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, ионы Ag^+ и Au^{+3} , хлораты, электрический ток на аноде).

Эквивалентом окислителя называют такое количество окислителя, которое присоединяет 1 моль электронов в данной окислительно-восстановительной реакции.

Эквивалентом восстановителя называют такое количество восстановителя, которое отдает 1 моль электронов в данной окислительно-восстановительной реакции.

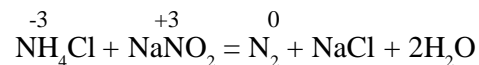
Для определения эквивалентной массы окислителя следует молярную массу разделить на число электронов, присоединенных одной молекулой окислителя.

Для определения эквивалентной массы восстановителя следует молярную массу разделить на число электронов, отданных одной молекулой восстановителя.

Классификация окислительно-восстановительных реакций

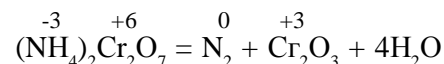
1. Межмолекулярные реакции.

К ним относятся такие реакции, которые протекают с изменением степени окисления атомов в разных молекулах.



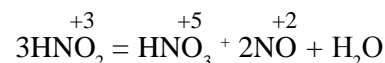
2. Внутримолекулярные реакции.

Это такие реакции, которые протекают с изменением степени окисления разных атомов в одной и той же молекуле.



3. Реакция диспропорционирования.

Такие реакции сопровождаются одновременным увеличением и уменьшением степени окисления атомов одного и того же элемента.



Опыт № 1. Восстановление ионов меди металлическим железом

Приборы: Штатив с пробирками, наждачная бумага.

Реактивы: Раствор сульфата меди, наждачная бумага.

В пробирку налить 2 мл раствора сульфата меди и опустить в нее на несколько минут железный гвоздь, поверхность которого очищена наждачной бумагой. Что происходит? Написать уравнение реакции. Указать окислитель и восстановитель.

Опыт № 2. Окисление ионов йода хлорной водой

Приборы: Штатив с пробирками.

Реактивы: Раствор иодида калия, хлорная вода, свежеприготовленный раствор крахмала.

В пробирку налить 1 мл раствора KI. По каплям прибавить хлорную воду. Что происходит?

Разбавить содержимое пробирки водой до слабо-желтой окраски. Прилить раствор крахмала. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Указать окислитель и восстановитель.

Опыт № 3. Восстановление молекулы йода до ионов йода сернисто-кислым натрием

Приборы: Штатив с пробирками.

Реактивы: Раствор йода, раствор свежеприготовленного сульфита натрия.

Налить в пробирку 2 мл раствора йода и свежеприготовленного раствора сульфита натрия. Раствор обесцвечивается и выделяется сернистый газ. Написать уравнение реакции.

Опыт № 4. Окисление ионов двухвалентного железа марганцовой кислотой

Приборы: Штатив с пробирками.

Реактивы: Растворы перманганата калия, серной кислоты и свежеприготовленного сульфата железа (II).

В пробирку налить 2 мл раствора перманганата калия и 1-2 мл 2 н серной кислоты. Прилить в пробирку свежеприготовленного раствора сульфата двухвалентного железа. В результате реакции образуется бесцветный раствор $MnSO_4$. Написать уравнение реакции. Указать окислитель и восстановитель.

Опыт № 5. Окисление ионов двухвалентного марганца до ионов марганцовой кислоты

Приборы: Штатив с пробирками, газовая горелка.

Реактивы: Растворы азотной кислоты и нитрата марганца, порошкообразный диоксид свинца.

Ход работы: Внести в пробирку 1-2 капли раствора $Mn(NO_3)_2$, прибавить на кончике шпателя немного диоксида свинца - PbO_2 , прилить 2-3 мл азотной кислоты (1:1). Осторожно нагреть до кипения. Дать раствору отстояться. В результате реакции образуется марганцовая кислота лилового цвета.

Опыт № 6. Восстановление семивалентного марганца в зависимости от реакции среды до шести-, четырех-, двухзарядного состояния

Приборы: Штатив с пробирками.

Реактивы: Растворы перманганата калия, сульфита натрия, концентрированного едкого калия, серной кислоты.

а) в пробирку с 2 мл раствора перманганата калия добавить 2 мл концентрированного едкого калия и по каплям раствор сульфита натрия - Na_2SO_3 до перехода окраски в зеленую, т.е. до образования K_2MnO_4 .

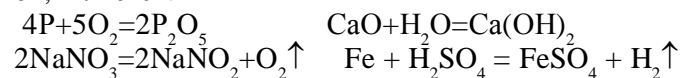
б) в пробирку с 2 мл раствора перманганата калия добавить раствор Na_2SO_3 до появления темно-коричневого осадка MnO_2 .

в) в пробирку с 2 мл раствора перманганата калия добавить 2 мл раствора серной кислоты и по каплям Na_2SO_3 до обесцвечивания. $MnSO_4$ - бесцветный.

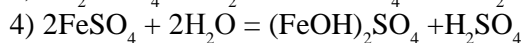
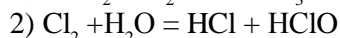
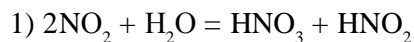
Написать для всех опытов уравнения реакций. Указать окислитель и восстановитель.

Контрольные вопросы для самостоятельной работы

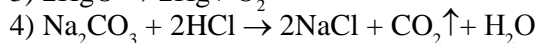
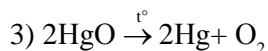
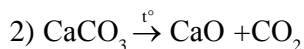
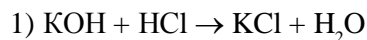
1. Реакцией, которая идет без изменения степеней окисления элементов, является:



2. Протекание реакции диспропорционирования сопровождается увеличением и уменьшением степени окисления атомов одного и того же элемента. К ним нельзя отнести реакцию:



3. Какое из приведенных уравнений изображает реакцию окисления - восстановления?



4. Какой из перечисленных процессов является медленным окислением?

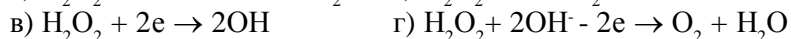
1) горение магния на воздухе

2) воспламенение бензина

3) ржавление железа

4) взрыв смеси водорода с кислородом

5. Пероксид водорода - H_2O_2 проявляет как окислительные, так и восстановительные свойства. Эти процессы можно представить следующими схемами:



В каких из приведенных схем проявляет себя как восстановитель?

1) а, б 3) а, в

2) в, г 4) б, г

6. В реакции, протекающей по схеме



окислению подвергаются элементы следующего ряда:

1) N; S 3) C; N

2) S; Cr 4) Cr; N

7. В реакции: $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$

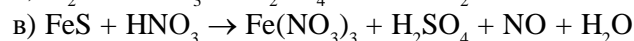
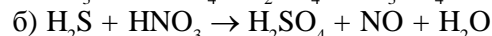
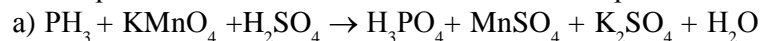
1) водород восстанавливается в соединении

2) водород окисляется в соединении

3) сера восстанавливается в соединении

4) сера окисляется в соединении

8. Завершить окислительно-восстановительные реакции:



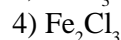
9. В реакции $\text{As}_2\text{S}_3 + 28\text{HNO}_3(\text{конц}) = 2\text{H}_3\text{AsO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 28\text{NO}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$ окисляются элементы....

10. Восстановите левую часть уравнения химической реакции по известной правой: $\dots = 2\text{MnSO}_4 + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$.

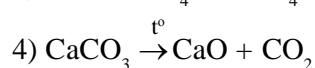
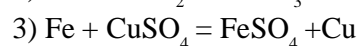
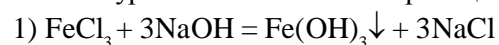
Тестовые задания на тему:

**«Классификация химических реакций.
Окислительно-восстановительные реакции»**

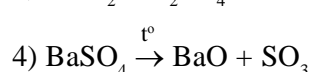
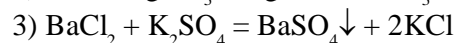
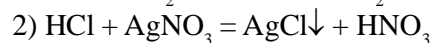
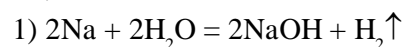
1. При взаимодействии железа с разбавленной соляной кислотой ($\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow$) образуется:



2. Укажите уравнение химической реакции соединения:



3. Укажите реакцию, которая протекает с изменением степени окисления:



4. Укажите уравнение химической реакции замещения:

- 1) $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
- 3) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$
- 4) $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NaCl}$

5. Из перечисленных веществ окислителями являются:

- 1) KMnO_4
- 2) Na
- 3) H_2S
- 4) NH_3

6. Чему равна степень окисления азота в соединении $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$?

- 1) +5
- 2) +3
- 3) +6
- 4) +10

7. В соединении KMnO_4 марганец имеет степень окисления:

- 1) +4
- 2) +7
- 3) 0
- 4) +8

8. В реакции $\text{As}_2\text{S}_3 + 28\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = 2\text{H}_3\text{AsO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 28\text{NO}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$ окисляются элементы:

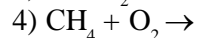
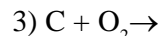
- 1) As, S
- 2) N, S
- 3) S, H
- 4) N, H

9. С каким из указанных веществ взаимодействует ортофосфорная кислота?

- 1) Ba
- 2) HNO_2
- 3) CO_2
- 4) P_2O_5

10. Какая из указанных схем реакций приведёт к образованию угарного газа CO ?

- 1) $\text{C} + \text{H}_2 \rightarrow$
- 2) $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$



11. Какая из следующих реакций является реакцией разложения?

- 1) $2\text{KBr} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl} + \text{Br}_2$
- 2) $\text{P}_2\text{O}_5 + 6\text{KOH} = 2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$

12. Какая из схем относится к реакциям соединения:

- 1) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ}$
- 2) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 3) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 4) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow$

13. Реакция, которая идёт без изменения степеней окисления элементов, является:

- 1) $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$
- 2) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$
- 3) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$
- 4) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$

14. С каким из указанных веществ взаимодействует калий?

- 1) HCl
- 2) CO_2
- 3) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 4) KCl

15. Если смешать растворы CaCl_2 и AgNO_3 , то произойдёт реакция:

- 1) замещения
- 2) двойного обмена
- 3) нейтрализации
- 4) соединения

16. Какое из приведённых уравнений является реакцией нейтрализации?

- 1) $\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaO} + \text{CO}_2$
- 3) $2\text{HgO} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Hg} + \text{O}_2 \uparrow$
- 4) все вышеуказанные

17. Реакция, которая идёт с изменением степеней окисления элементов, является:

- 1) $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$
- 3) $\text{Na}_2\text{O} + \text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4$
- 4) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{NaNO}_3$

18. Чему равна степень окисления фосфора в Mg_3P_2 ?

- 1) +3
- 2) 0
- 3) -3
- 4) +5

19. Степень окисления атома рубидия Rb:

- 1) +2
- 2) +1
- 3) +4
- 4) +3

20. При взаимодействии железа с разбавленной соляной кислотой ($\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow$) образуется:

- 1) FeCl_2
- 2) FeCl_3
- 3) FeCl_4
- 4) FeCl_5

21. С каким из указанных веществ реагирует натрий?

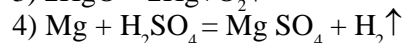
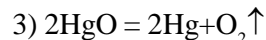
- 1) NaOH
- 2) SO
- 3) H_2O
- 4) N_2O

22. Какое из указанных веществ взаимодействует с водой?

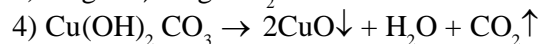
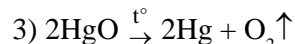
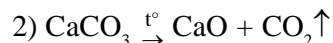
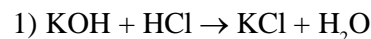
- 1) CaO
- 2) SiO_2
- 3) ZnO
- 4) CuO

23. Реакцией, которая идёт без изменения степеней окисления, является:

- 1) $2\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 2) $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$



24. Какое из приведённых уравнений является окислительно-восстановительной реакцией?



25. Сколько молекул ортофосфорной кислоты образуется при взаимодействии оксида фосфора(V) с водой $\text{H}_2\text{O} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$?

- 1) две
- 2) три
- 3) одна
- 4) четыре

26. Какие пары соединений не могут реагировать между собой?

- 1) CaH_2 и H_2O
- 2) Na_2O и SO_3
- 3) CO_2 и SO_2
- 4) CaO и H_2O

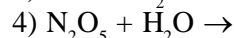
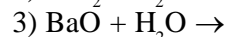
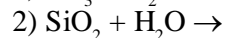
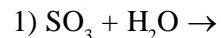
27. В реакции $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$ водород в соединении:

- 1) восстанавливается
- 2) окисляется
- 3) окисляется и восстанавливается
- 4) не восстанавливается и не окисляется

28. Карбонат калия реагирует в растворе с веществами ряда:

- 1) CO_2 ; SO_3 ; H_3PO_4 ; CaO ; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- 2) BaCl_2 ; HNO_3 ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; H_2O ; $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- 3) CO ; KOH ; HCl ; N_2O ; CuCl_2
- 4) CaCl_2 ; SiO ; N_2O_5 ; N_2O ; FeCl_3

29. Учитывая растворимость оксидов в воде, определите, какая из реакций, схемы которых указаны ниже, не будет протекать:



30. Сколько молекул воды образуется в результате реакции между гидроксидом калия и серной кислотой ($\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$)?

- 1) две
- 2) четыре
- 3) одна
- 4) шесть

31. Какой из перечисленных процессов является медленным окислением?

- 1) горение магния на воздухе
- 2) ржавление железа
- 3) взрыв смеси водорода с кислородом
- 4) горение метана

32. Какую из реакций, схемы которых приведены ниже, можно использовать для получения гидроксида алюминия?

- 1) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 2) $\text{AlCl}_3 + \text{NaOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$
- 3) $\text{AlCl}_3 + \text{NaOH}_{(\text{недостаток})} \rightarrow$
- 4) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{HCl} \rightarrow$

33. Приливание кислоты к растворам солей натрия в некоторых случаях может помочь их определению. Какую соль нельзя определить таким способом?

- 1) Na_2S
- 2) Na_2CO_3
- 3) Na_2SO_4
- 4) Na_2SiO_3

34. С соляной кислотой не будет взаимодействовать:

- 1) Cu
- 2) Al
- 3) Zn
- 4) K

35. Какое из приведённых уравнений изображает окислительно-восстановительную реакцию?

- 1) $\text{CsOH} + \text{HNO}_3 = \text{CsNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $2\text{HgO} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Hg} + \text{O}_2 \uparrow$
- 3) $\text{BaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{BaO} + \text{CO}_2 \uparrow$
- 4) $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CuO} \downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

36. Учитывая растворимость оксидов в воде, определите, какая из реакций, схемы которых указаны ниже, не будет протекать?

- 1) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 2) $\text{Rb}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 3) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 4) $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

37. Сколько молекул воды сообразуется в результате реакции нейтрализации между гидроксидом бария и серной кислотой ($\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$)?

- 1) одна
- 2) две
- 3) четыре
- 4) шесть

38. Указать, химический состав соединения, полученного в результате реакции $\text{Ca} + \text{P} \rightarrow$:

- 1) Ca_2P_3
- 2) Ca_3P_2
- 3) CaP
- 4) CaP_5

39. Какова степень окисления серы в гидросульфате натрия – NaHSO_4 ?

- 1) +2
- 2) +5
- 3) +6
- 4) +4

40. Какие свойства проявляет оксид серы (IV)?

- 1) окислительные
- 2) восстановительные
- 3) окислительные и восстановительные
- 4) не восстановительные и не окислительные

41. Какой из оксидов реагирует с водой?

- 1) SiO_2
- 2) CuO
- 3) BaO
- 4) SiO

42. Какого состава образуется осадок при взаимодействии растворов солей Na_3PO_4 и $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$?

- 1) CaPO_4
- 2) NaNO_3
- 3) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- 4) $\text{Ca}_2(\text{PO}_4)_3$

43. Химические реакции, в результате которых из двух веществ образуется одно вещество, называют:

- 1) реакциями соединения
- 2) реакциями обмена
- 3) реакциями замещения
- 4) реакциями разложения

44. Если смешать растворы CaCl_2 и AgNO_3 , то произойдет реакция:

- 1) нейтрализации
- 2) двойного обмена
- 3) замещения
- 4) соединения

45. В соединении KMnO_4 марганец имеет степень окисления:

- 1) +7
- 2) 0
- 3) +4
- 4) +5

46. Укажите уравнение химической реакции замещения:

- 1) $2\text{Ba} + \text{O}_2 = 2\text{BaO}$
- 2) $\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{KCl}$
- 3) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
- 4) $2\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

47. Укажите реакцию, которая протекает с изменением степеней окисления:

- 1) $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + \text{H}_2 \uparrow$
- 2) $\text{BaO} + \text{SO}_3 = \text{BaSO}_4 \downarrow$
- 3) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} = \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaNO}_3$
- 4) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$

48. Укажите уравнение химической реакции разложения:

- 1) $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$
- 2) $2\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
- 4) $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$

49. Укажите реакцию, которая протекает с изменением степени окисления:

- 1) $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$
- 2) $\text{CaO} + \text{SO}_2 = \text{CaSO}_3$
- 3) $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HNO}_3$

50. С какими из перечисленных веществ реагирует соляная кислота?

- 1) Zn
- 2) Cu
- 3) Pt
- 4) Au

51. Какое из перечисленных веществ является восстановителем?

- 1) NH_3
- 2) KMnO_4
- 3) HNO_3
- 4) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

52. Чему равна степень окисления фосфора в соединении $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?

- 1) +4
- 2) +3
- 3) +5
- 4) +10

53. В реакции $2\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{I}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaI} + \text{SO}_2 \uparrow$ изменяют степени окисления элементы:

- 1) натрий и йод
- 2) сера и йод
- 3) натрий и кислород
- 4) йод и кислород

54. С каким из указанных веществ взаимодействует соляная кислота?

- 1) CaCO_3
- 2) Cu

- 3) Pt
4) Ag
55. В соединении K_2CrO_4 хром имеет степень окисления:
1) 0
2) +6
3) +7
4) +4
56. С каким из указанных соединений реагирует барий?
1) H_2O
2) KOH
3) CO
4) N_2O
57. Какая из приведённых ниже реакций протекает без изменения степени окисления?
1) $2K + 2H_2O = 2KOH + H_2 \uparrow$
2) $Na_2O + H_2O = 2NaOH$
3) $2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$
4) $2Na_2SO_3 + I_2 = Na_2SO_4 + 2NaI + SO_2$
58. Укажите химическую реакцию, в результате которой из одного вещества образуется два или несколько новых веществ?
1) $Cu_2(OH)_2CO_3 \xrightarrow{t^\circ} 2CuO + CO_2 \uparrow + H_2O$
2) $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2 \uparrow$
3) $CaO + SO_3 = CaSO_4$
4) $Pb(NO_3)_2 + H_2SO_4 = PbSO_4 \downarrow + 2HNO_3$
59. Какое из приведённых уравнений отражает окислительно-восстановительный процесс?
1) $FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3 + 3NaCl$
2) $Fe(OH)_3 \xrightarrow{t^\circ} Fe_2O_3 + H_2O$
3) $2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$
4) $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$
60. Степень окисления серы в сернистой кислоте (H_2SO_3) равна:
1) +4
2) +6
3) 0
4) +7
61. Сколько молекул воды образуется в результате реакции нейтрализации между серной кислотой и гидроксидом натрия ($H_2SO_4 + NaOH \rightarrow$)?
1) одна
2) две
3) четыре
4) шесть
62. С разбавленной соляной кислотой не может взаимодействовать:
1) калий - K
2) цинк - Zn
3) медь - Cu
4) барий - Ba
63. Сколько молекул фосфорной кислоты образуется при взаимодействии оксида фосфора (V) с водой $H_2O + P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4$?
1) одна
2) четыре
3) две
4) три
64. В реакции $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2 \uparrow$ цинк в соединении:
1) восстанавливается
2) окисляется
3) восстанавливается и окисляется
4) не восстанавливается и не окисляется
65. Укажите уравнение химической реакции замещения:
1) $Ba + H_2SO_4 = BaSO_4 + H_2 \uparrow$
2) $CaO + SO_3 = CaSO_4$
3) $Bi(NO_3)_3 + 3NaOH = Bi(OH)_3 \downarrow + 3NaNO_3$
4) $BaCO_3 = BaO + CO_2$
66. В третьем периоде самый активный окислитель:
1) хлор
2) сера
3) натрий
4) фосфор

67. К растворам, содержащих ионы: K^+ , Pb^{2+} , Zn^{2+} , Fe^{2+} прилили раствор сульфида натрия (Na_2S), при этом осадки сульфидов металлов выпали во всех случаях, кроме:

- 1) сульфида калия – K_2S
- 2) сульфида свинца – PbS
- 3) сульфида цинка – ZnS
- 4) сульфида железа – Fe

68. В третьем периоде самый активный восстановитель:

- 1) хлор
- 2) натрий
- 3) сера
- 4) магний

69. Во втором периоде самый сильный восстановитель:

- 1) литий
- 2) кислород
- 3) фтор
- 4) азот

70. Ионные реакции между щелочами и кислотами называют реакциями:

- 1) замещения
- 2) присоединения
- 3) нейтрализации
- 4) обратимыми

71. Чему равна степень окисления азота в оксиде N_2O_5 ?

- 1) +5
- 2) 0
- 3) +4
- 4) +3

72. Какие из указанных веществ взаимодействуют с водой?

- 1) CaO
- 2) CuO
- 3) SiO_2
- 4) SiO

73. Степень окисления хрома увеличивается в ряду:

- 1) $K_2Cr_2O_7$, Cr_2O_3 , CrO_3 ;
- 2) $CrCl_3$, CrO_3 , $Cr_2(SO_4)_3$;
- 3) H_2CrO_4 , $CrSO_4$, $KCrO_2$;
- 4) $Cr(OH)_2$, $KCrO_2$, $K_2Cr_2O_7$

74. Какое уравнение правильно описывает растворение железа в 20% азотной кислоте?

- 1) $Fe + 2HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_2 + H_2\uparrow$
- 2) $Fe + 6HNO_3 \rightarrow 2Fe(NO_3)_3 + 3H_2\uparrow$
- 3) $3Fe + 8HNO_3 \rightarrow 3Fe(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$
- 4) $4Fe + 10HNO_3 \rightarrow 4Fe(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$

75. В химической реакции образовались следующие продукты: S , NO , H_2O . Исходные вещества...

- 1) $H_2S + HNO_2$
- 2) $SO_2 + HNO_3$
- 3) $H_2SO_4 + N_2$
- 4) $SO_2 + NH_3$

76. Какое вещество может реагировать с водным раствором каждого из перечисленных веществ: азотная кислота, гидроксид бария, бромид бария?

- 1) Na_2SO_4
- 2) NH_3
- 3) $Zn(OH)_2$
- 4) $(NH_4)_2CO_3$

77. Какое вещество может реагировать с водным раствором каждого из перечисленных веществ: хлороводородная кислота, нитрат бария, гидроксид натрия?

- 1) KOH
- 2) NH_4I
- 3) $Zn(OH)_2$
- 4) $(NH_4)_2SO_3$

78. Какой реактив позволит разделить смесь цинка и магния?

- 1) разбавленная азотная кислота
- 2) раствор гидроксида натрия
- 3) разбавленная соляная кислота
- 4) раствор сульфата меди (II)

79. Какой реактив позволит разделить смесь серы и сульфида цинка?

- 1) концентрированная серная кислота
- 2) разбавленная соляная
- 3) разбавленный раствор гидроксида калия
- 4) цинк

80. Азот в лабораторных условиях получают...

- 1) перегонкой жидкого воздуха
- 2) разложением нитрата аммония
- 3) окислением аммиака
- 4) разложением нитрата аммония

81. Получаемая в промышленности серная кислота представляет собой раствор...

- 1) SO_2 в H_2O
- 2) SO_3 в H_2O
- 3) SO_3 в концентрированной H_2SO_4
- 4) SO_2 в аккумуляторной кислоте

82. Получение аммиака в промышленности основано на реакции:

- 1) $\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $3\text{NaNO}_3 + 8\text{Al} + 5\text{NaOH} + 18\text{H}_2\text{O} \rightarrow 8\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{NH}_3\uparrow$
- 3) $2\text{NO}_2 + 7\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$

83. Получение гидроксида натрия в промышленности основано на реакции:

- 1) $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow + \text{Cl}_2$
- 2) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$
- 3) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaOH}$
- 4) $\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{NaOH}$

84. Соляная кислота реагирует со следующими парами веществ:

- 1) Hg, Fe
- 2) CaCO_3 , FeO
- 3) SO_2 , KOH
- 4) Cu, CuO

85. Из раствора хлорида натрия выпадает осадок при добавлении:

- 1) AgNO_3
- 2) NH_4NO_3
- 3) KNO_3
- 4) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

86. Из раствора сульфата цинка (II) выпадает осадок при добавлении каждого из веществ набора:

- 1) HCl, LiOH
- 2) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, BaCl_2
- 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HNO_3
- 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$

87. Аммиак реагирует в присутствии воды с каждым из веществ набора:

- 1) хлорид железа (III), бромоводородная кислота, гидрокарбонат аммония
- 2) хлорид натрия, сероводород, хлорид алюминия
- 3) азотная кислота, сульфат калия, гидроксид меди (II)
- 4) сульфат цинка, сульфат меди (II), хлорид железа (III)

88. В реакции $\text{As}_2\text{S}_3 + 28\text{HNO}_3(\text{конц.}) = 2\text{H}_3\text{AsO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 28\text{NO}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$ восстановителями являются пары элементов:

- 1) As, S
- 2) N, S
- 3) S, H
- 4) N, H

89. В третьем периоде самый активный окислитель:

- 1) хлор
- 2) натрий
- 3) сера
- 4) магний

90. В пятом периоде самый активный восстановитель:

- 1) стронций
- 2) молибден
- 3) рубидий
- 4) ниобий

**Тема : РАСТВОРЫ. КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ. СПОСОБЫ
ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ.
ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ ЗАДАННОЙ
КОНЦЕНТРАЦИИ**

Концентрацией раствора называется количественная мера, характеризующая содержание растворенного вещества в определенном массовом или объемном количестве раствора или растворителя.

Существуют различные способы численного выражения концентрации растворов.

1. *Массовая доля растворенного вещества* - отношение растворенного вещества к общей массе раствора.

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}}$$

где ω - массовая доля растворенного вещества
 $m_{\text{в-ва}}$ - масса растворенного вещества
 $m_{\text{р-ра}}$ - масса раствора

ω - выражают в процентах или долях единицы. Так, если доля CuCl_2 в растворе составляет 0,1 г, или 10%, то под этим подразумевается, что в 100 г раствора содержится 10 г CuCl_2 и 90 г воды.

Если для приготовления раствора с известной массовой долей нам дано вещество - кристаллогидрат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, то расчет осложняется. Например: сколько грамм $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ потребуется для приготовления 1 кг 8%-ного раствора?

Вначале вычисляем, сколько безводной соли должен содержать 1 кг 8%-го раствора.

$$\begin{array}{l} 100 \text{ г раствора} - 8 \text{ г CuSO}_4 \\ 1000 \text{ г раствора} - X \text{ г} \end{array} \quad X = \frac{8 \cdot 1000}{100} = 80 \text{ г}$$

Далее рассуждаем так: мольная масса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ равна 250 г/моль.

$$\begin{array}{l} 250 \text{ г CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} - 160 \text{ г CuSO}_4 \\ X \text{ г CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} - 80 \text{ г CuSO}_4 \end{array} \quad X = \frac{80 \cdot 250}{160} = 125 \text{ г}$$

Если известна плотность раствора и его объем, то $m_{\text{р-ра}} = \rho \cdot V$, отсюда

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{\rho \cdot V} \cdot 100 \%$$

2. Молярная или мольно-объемная концентрация - число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора.

$$C_M = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 1000}{M \cdot V}, \quad \text{отсюда } m_{\text{в-ва}} = \frac{M \cdot C_M \cdot V}{1000},$$

где $m_{\text{в-ва}}$ - масса растворенного вещества в г;

M - молярная масса растворенного вещества в г/моль;

C_M - молярная концентрация раствора (или молярность);

V - объем раствора в мл.

3. Нормальная или эквивалентная концентрация, или молярная концентрация эквивалента - число единиц эквивалентных масс растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора.

$$C_M = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 1000}{\mathcal{E} \cdot V}, \quad \text{отсюда } m_{\text{в-ва}} = \frac{M \cdot C_n \cdot V}{1000},$$

где: $m_{\text{в-ва}}$ - масса растворенного вещества в г;

\mathcal{E} - эквивалентная масса растворенного вещества, г-экв;

C_n - нормальная концентрация раствора (или нормальность);

V - объем раствора в мл.

Приготавливая нормальные растворы, вычисляют эквивалентные массы кислот, оснований, солей:

$$\mathcal{E}_k = \frac{M}{nH}; \quad \mathcal{E}_{\text{осн}} = \frac{M}{nOH}; \quad \mathcal{E}_c = \frac{M}{nMe \cdot B},$$

где: M - мольная масса; nH - число атомов водорода; nOH - число гидроксидных групп в молекуле основания; nMe - число атомов металлов; B - его окислительное число.

Концентрацию растворов часто определяют титрованием.

Титрование - определение неизвестной концентрации одного раствора по известной концентрации другого путем измерения объемов реагирующих растворов.

Объемы реагирующих растворов обратно пропорциональны их нормальностям.

$$\frac{C_{n1} V_1}{C_{n2} V_2} = 1 \quad \text{где } C_{n1} V_1 - \text{объем и нормальность одного раствора}$$

$$C_{n1} V_1 = C_{n2} V_2 \quad C_{n1} V_1 - \text{объем и нормальность другого раствора}$$

Титр - число граммов растворенного вещества в 1 мл раствора. Титр раствора можно вычислить, пользуясь следующими формулами:

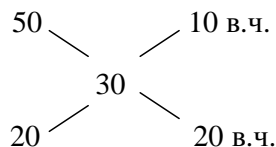
$$T = \frac{\text{навеска}}{\text{объем}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{V}; \quad T = \frac{C_{\text{н}} \cdot \Xi}{1000}$$

Зная титр раствора, можно определить нормальность раствора:

$$C_{\text{н}} = \frac{T \cdot 1000}{\Xi}$$

В практике для приготовления растворов часто используют правило «смешения». Рассмотрим это на примере.

Из 50%-ного и 20%-ного требуется приготовить 30%-ный раствор. Слевой стороны мы записываем то, что нам дано - 50 и 20% растворы. На середине по диагонали то, что требуется получить - 30% раствор. По диагонали вычитаем из большего числа меньшее.



Следовательно, на 10 в.ч. 50%-ного раствора надо взять 20 в.ч. 20% раствора. Смешав эти количества, мы получим 30% раствор.

Переход от одного способа выражения концентрации к другому

Пример: Вычислить процентную концентрацию 1,152 м раствора серной кислоты, плотность которой равна 1,07.

Решение: Записываем выражение $C\%$ и $C_{\text{м}}$:

$$C\% = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 100}{\rho \cdot v}; \quad C_{\text{м}} = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 1000}{M \cdot V}$$

В оба эти выражения входит $m_{\text{в-ва}}$, т.е. масса растворенного вещества. Эта величина при изменении способа выражения концентрации раствора остается постоянной. Выразим ее исходя из $C\%$ и $C_{\text{м}}$:

$$m_{\text{в-ва}} = \frac{C\% \cdot \rho \cdot V}{100}; \quad m_{\text{в-ва}} = \frac{C_{\text{м}} \cdot M \cdot V}{1000}$$

Поскольку величина постоянная, то приравняем правые части полученных выражений:

$$\frac{C\% \cdot \rho \cdot V}{100} = \frac{C_{\text{м}} \cdot M \cdot V}{1000}$$

Решая это уравнение относительно $C\%$, получаем:

$$C\% = \frac{C_{\text{м}} \cdot M \cdot V}{10 \cdot \rho \cdot V} = \frac{C_{\text{м}} \cdot M}{10 \rho} = \frac{1,152 \cdot 98}{10 \cdot 1,07} = 10,55\%$$

Приготовление разбавленных растворов из более концентрированных

Пример: Сколько мл 42,92%-ного раствора азотной кислоты плотностью 1,265 нужно взять для приготовления 6 л 20%-ного раствора плотностью 1,115?

Решение: Для удобства записей все характеристики концентрированного раствора будем обозначать индексом «1». А характеристики разбавленного раствора индексом «2». Запишем выражение концентрации обоих растворов.

$$C\%_1 = \frac{m_{\text{в-ва1}}}{\rho_1 \cdot V_1} \cdot 100; \quad C\%_2 = \frac{m_{\text{в-ва2}}}{\rho_2 \cdot V_2} \cdot 100$$

Выразим массу растворенного вещества:

$$m_{\text{в-ва1}} = \frac{C\%_1 \cdot \rho_1 \cdot V_1}{100}; \quad m_{\text{в-ва2}} = \frac{C\%_2 \cdot \rho_2 \cdot V_2}{100}$$

т.к. при разбавлении концентрированного раствора добавляется только растворитель, а масса растворенного вещества остается постоянной, т.е. $m_{\text{в-ва1}} = m_{\text{в-ва2}}$, то можно приравнять правые части выражений:

$$\frac{C\%_1 \cdot \rho_1 \cdot V_1}{100} = \frac{C\%_2 \cdot \rho_2 \cdot V_2}{100}$$

отсюда искомый объем концентрированного раствора:

$$V_1 = \frac{C\%_2 \cdot \rho_2 \cdot V_2}{C\%_1 \cdot \rho_1} = \frac{20 \cdot 1,115 \cdot 6000}{42,92 \cdot 1,265} = 2464 \text{ мл}$$

Контрольные вопросы для самостоятельной работы

1. Каково количество буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и сколько воды надо взять для приготовления 2-х кг 5% раствора $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ (в расчете на безводную соль)?
2. Сколько граммов сернистого натрия Na_2SO_3 потребуется для приготовления 5л 8% раствора, плотность которого равна 1,075 г/мл?
3. Сколько воды необходимо прибавить к 200 мл 30% раствора HCl ($d=1,10$), чтобы получить 5%-ный раствор?
4. Сколько граммов нужно взять для приготовления 600 мл 0,5 н раствора NaOH ?
5. Сколько граммов глауберовой соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ потребуется для приготовления 2-х литров 0,5 н раствора Na_2SO_4 ?
6. В 3 л раствора соляной кислоты содержится 15,8 г HCl . Вычислить молярную концентрацию.
7. Определить нормальность раствора серной кислоты, в 250 мл которого содержится 24,5 г.
8. Определить молярную и нормальную концентрацию 16%-ного раствора NaOH ($d=1,18$).
9. Сколько мл 2н раствора H_2SO_4 потребуется для приготовления 600 мл 0,5н раствора?
10. Сколько граммов HCl содержится в 250 мл 10%-ного раствора, плотность которого 1,05 г/мл?
11. Сколько воды необходимо прилить к 200 мл раствора с массовой долей гидроксида натрия 30% для приготовления раствора с массовой долей NaOH 6%?

Тема: ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ. ИОННЫЕ УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ

Вода весьма слабый электролит и диссоциирует в очень малой степени по уравнению: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$

Применив к процессу диссоциации воды закон действия масс, получим уравнение:

$$K = \frac{C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-}}{C_{\text{H}_2\text{O}}} \quad (1)$$

где K - константа диссоциации воды. При $t^\circ\text{C} = 22^\circ\text{C}$ $K = 1,8 \cdot 10^{-16}$ моль/л. Откуда следует, что только незначительная часть молекул воды диссоциирована. Поэтому концентрацию недиссоциированных молекул воды можно считать величиной постоянной.

$$C_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{л}} \text{H}_2\text{O}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{1000}{18,01} = 55,56 \text{ моль/л}$$

Представьте уравнение (1) в виде $C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-} = K \cdot C_{\text{H}_2\text{O}}$. Можно заметить, что произведение концентраций ионов $C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-}$ равно произведению двух постоянных величин и является, таким образом, величиной постоянной.

Произведение $C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-}$ - называется **ионным произведением воды**, и обозначается $K_{\text{в}}$.

$$K_{\text{в}} = C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-} \quad (2)$$

Численное значение ионного произведения воды зависит от температуры. При повышении температуры $K_{\text{в}}$ увеличивается. При 22°C $K_{\text{в}} = 1 \cdot 10^{-14}$ моль²/л². В чистой воде концентрация ионов водорода равна концентрации гидроксид-ионов.

$$C_{\text{H}^+} = C_{\text{OH}^-} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

Любой водный раствор содержит как ионы H^+ , так ионы OH^- . Добавление к воде кислот повышает концентрацию ионов H^+ в растворе, при этом понижается концентрация ионов OH^- . Наоборот, в растворах оснований концентрация ионов OH^- повышается, а концентрация ионов H^+ уменьшается. Однако, в любом растворе ионное произведение $C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-}$ остается постоянным, поэтому, если известна

концентрация ионов водорода, можно рассчитать концентрацию гидроксид-ионов.

$$C_{\text{OH}^-} = \frac{K_{\text{в}}}{C_{\text{H}^+}} \quad (3) \text{ и наоборот}$$

$$C_{\text{H}^+} = \frac{K_{\text{в}}}{C_{\text{OH}^-}} \quad (4)$$

Таким образом, реакция среды любого раствора может охарактеризована концентрацией только одного иона. Принято характеризовать ее концентрацией ионов H^+ :

- если $C_{\text{H}^+} = 10^{-7}$ моль/л, то среда нейтральная
- если $C_{\text{H}^+} > 10^{-7}$ моль/л, то среда кислая
- если $C_{\text{H}^+} < 10^{-7}$ моль/л, то среда щелочная

Описанные способы выражения кислотности и щелочности раствора представляют некоторые неудобства вследствие громоздкости, поэтому в качестве характеристики среды, используют водородный показатель рН. Понятие «водородный показатель» было введено датским химиком Серенсеном в 1909 г.: буква «р» - начальная буква датского слова *potenz* - математическая степень, буква Н - символ водорода.

Водородный показатель - величина, характеризующая концентрацию водородных ионов и численно равна отрицательному десятичному логарифму этой концентрации (в моль/л).

$$\text{pH} = \lg C_{\text{H}^+} \quad (5)$$

При 295 К (22°C) в нейтральной среде $\text{pH}=7$, в кислой среде $\text{pH} < 7$, а в щелочной среде $\text{pH} > 7$.

Логарифмируя уравнение (2) и изменяя знаки на противоположные, получим уравнение (6), связывающее рН и рОН :

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad (6)$$

Используя полученное уравнение, по известной величине рН можно определить рОН.

Для экспериментального определения реакции среды применяют кислотно-основные индикаторы, окраска которых изменяется в зависимости от концентрации ионов H^+ .

В лабораторной практике применяют индикаторную бумагу, которая выпускается с приложением цветной шкалы, показывающей, какому значению рН соответствует то или иное окрашивание бумаги. Для более точного определения рН широко применяют специальные приборы рН-метры.

Экспериментальная часть

Наблюдение изменения окраски различных индикаторов в растворах в зависимости от реакции среды.

Приборы: Штатив с пробирками.

Реактивы: Вода дистиллированная, вода водопроводная, раствор соляной кислоты, раствор гидроксида натрия, индикаторы: фенолфталеин, лакмус, метилоранж универсальный.

Ход работы. Возьмите четыре пробирки, налейте в каждую по 5 капель дистиллированной воды. В первую пробирку добавьте одну каплю фенолфталеина, во вторую - одну каплю метилоранжа, в третью - каплю лакмуса, в четвертую - опустить бумажку универсального индикатора. Наблюдайте окраску индикатора в дистиллированной воде.

Результаты опыта запишите в таблицу 1.

Проделайте те же опыты с водопроводной водой, растворами хлороводородной кислоты и гидроксида натрия. Сделайте выводы о реакции среды (кислая, щелочная, нейтральная) и рН.

Результаты опыта запишите в таблицу.

Раствор	Окраска жидкого индикатора				Среда	рН
	метилоранж	фенолфталеин	лакмус	универсальный		
Вода дистиллированная						
Вода водопроводная						
HCl						
NaOH						

Контрольные вопросы для самостоятельной работы

1. Раствор какого вещества в воде имеет щелочную среду: хлорид натрия, хлороводород, карбонат натрия или хлорид аммония?
2. Раствор какого вещества в воде имеет кислую среду: сульфат калия, гидроксид бария, сульфид кальция или хлорид цинка?

3. Когда в раствор щелочи приливают избыток кислоты, рН среды может измениться следующим образом:

- 1) возрастать с 7 до 8 2) возрастать с 3 до 8
3) уменьшаться с 7 до 6 4) уменьшаться с 9 до 5

4. Раствор азотной кислоты полностью ионизирован в воде. Чему равно значение рН 0,01 М раствора HNO_3 ?

- 1) 1 3) 10
2) 2 4) 12

5. Чему равна концентрация (моль/л) ионов водорода C_{H^+} в 0,1 М растворе HCl при полной ее диссоциации?

- 1) 2 3) $1 \cdot 10^{-2}$
2) $2 \cdot 10^{-1}$ 4) $2 \cdot 10^{-2}$

6. Чему равен рН 0,01 М раствора гидроксида калия?

- 1) 0,01 3) 10
2) 2 4) 12

7. В растворе нитрата алюминия среда будет:

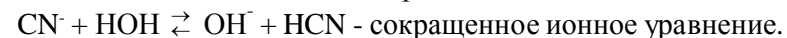
- 1) щелочной
2) нейтральной
3) кислой.

Тема: ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ, ТИПЫ ГИДРОЛИЗА

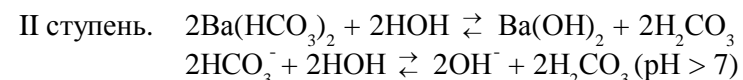
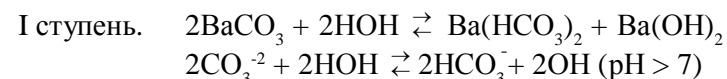
Гидролизом соли называется процесс взаимодействия ионов растворенной соли с водой, приводящий к образованию слабых электролитов. При этом часто меняется рН раствора.

Разнообразные реакции гидролиза солей можно свести к следующим трем видам:

I. Соли, образованные сильными основаниями и слабой кислотой, например: KNO_2 ; KCN ; BaCO_3 ; K_3PO_4 :

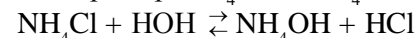


Соли, образованные слабой многоосновной кислотой, гидролизуются ступенчато с образованием кислых солей. Количество стадий гидролиза пропорционально основности кислоты, например:

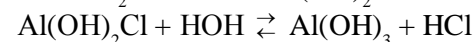
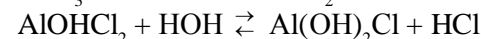
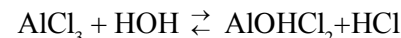


Более сильно выражен гидролиз по I ступени, т.к. ион HCO_3^- является более слабым электролитом, чем H_2CO_3 .

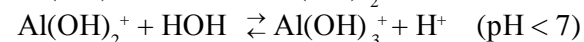
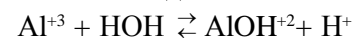
II. Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой, например: NH_4Cl ; CuSO_4 ; FeCl_2 ; $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.



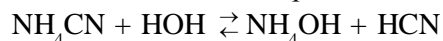
В случае, если соль образована многокислотным основанием, то гидролиз протекает ступенчато, а количество ступеней пропорционально кислотности основания, с образованием основных солей, например:



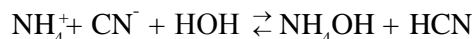
в ионном виде:



III. Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой. Соли этого типа гидролизуются в наиболее высокой степени, так как их ионы одновременно связывают ионы водорода и гидроксид-ионы воды, сдвигая равновесие диссоциации воды, например:



в ионном виде



В зависимости от соотношения констант диссоциации, образующихся при гидролизе кислоты и основания, растворы солей этого типа могут иметь слабокислую или слабощелочную реакцию, т.е. pH близко к 7.

Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой (NaCl ; K_2SO_4 ; NaNO_3 ; CsCl), не подвергаются гидролизу, так как при их взаимодействии с водой не могут быть получены слабые электролиты.

В системе $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ равновесие не нарушается, поэтому в растворах этих солей $\text{pH} = 7$.

Соли подвергаются гидролизу в различной степени. *Степенью гидролиза* называется отношение «гидролизированных» молекул соли, находящихся в растворе, к общему числу молекул соли.

К важнейшим факторам, влияющим на степень гидролиза, можно отнести: природу вещества, температуру, разбавления, реакцию среды.

Опыт № 1. Определение характера гидролиза

Приборы: Штатив с пробирками.

Реактивы: Дистиллированная вода, растворы соды - Na_2CO_3 , хлорида цинка - ZnCl_2 , нитрата натрия - NaNO_3 раствор лакмуса.

Ход работы. Взять четыре пробирки. В первую налить 2 мл дистиллированной воды, во вторую - 2 мл соды - Na_2CO_3 в третью - 2 мл ZnCl_2 , в четвертую - 2 мл раствора NaNO_3 . Прилить в каждую пробирку по 2-3 капли раствора лакмуса. Какие из этих солей подвергаются гидролизу? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Опыт № 2. Влияние температуры на степень гидролиза

Приборы: Штатив с пробирками.

Реактивы: Растворы бикарбоната натрия, ацетата натрия, фенолфталеина.

Ход работы: а) к 2 мл раствора бикарбоната натрия прибавить 2-3 капли раствора фенолфталеина. Пробирку нагреть до кипения, наблюдать изменения окраски раствора. Написать уравнения реакции гидролиза бикарбоната натрия в молекулярной и ионной формах. Объяснить причину усиления окраски при нагревании;

б) к 2 мл раствора ацетата натрия прибавить 2-3 капли фенолфталеина. Пробирку нагреть до кипения и наблюдать усиление окраски раствора. Написать уравнение реакции гидролиза ацетата натрия (CH_3COONa) в молекулярной и ионной формах. Объяснить, почему окраска при нагревании усиливается, а при охлаждении исчезает.

Опыт № 3. Влияние разбавления раствора на степень гидролиза

Приборы: Штатив с пробирками.

Реактивы: Раствор хлористой сурьмы, дистиллированная вода.

Ход работы. К 1-2 мл раствора хлористой сурьмы SbCl_3 по каплям прибавить дистиллированной воды до образования осадка основной соли. Написать уравнение реакции, считая, что вначале образуется основная соль $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$, которая затем отщепляет воду и превращается в SbOCl

Полученный осадок сохранить для следующего опыта.

Опыт № 4. Влияние реакции среды на степень гидролиза. Обратимость гидролиза

Приборы: Штатив с пробирками.

Реактивы: Раствор соляной кислоты, дистиллированная вода, основная соль - SbOCl .

Ход работы. К осадку основной соли (от предыдущего опыта) прилить по каплям соляную кислоту до растворения осадка. Затем опять добавить воду для выпадения осадка. Объяснить наблюдаемые явления. Иметь в виду, что вначале увеличение концентрации одного из продуктов гидролиза (кислоты или щелочи) смещает равновесие в сторону уменьшения степени гидролиза.

Опыт № 5. Необратимый гидролиз (гидролиз соли слабого основания или слабой кислоты)

Приборы: Штатив с пробирками.

Реактивы: Раствор сульфата алюминия, раствор карбоната натрия.

Ход работы. К 1-2 мл раствора сульфата алюминия $Al_2(SO_4)_3$ прилить 1-2 мл раствора карбоната натрия. Пробирку нагреть до кипения. Наблюдать выделение пузырьков углекислого газа и образование осадка $Al(OH)_3$. Написать уравнения реакций в ионной и молекулярной формах:

- а) образование карбоната алюминия
- б) гидролиза карбоната алюминия.

Почему гидролиз карбоната алюминия практически идет до конца.

Контрольные вопросы для самостоятельной работы

1. Написать уравнения реакций гидролиза: $BaCO_3$; $Cu(NO_3)_2$; $FeSO_4$; CH_3COONH_4 . Указать среду.

2. Чтобы ослабить или прекратить гидролиз раствора хлорида железа (III), необходимо немного добавить:

- а) соляной кислоты
- б) гидроксида калия
- в) твердой соли $NaCl$
- г) дистиллированной воды.

3. Добавление, какого вещества к воде приведет к возрастанию ее pH свыше 7?

- 1) Na_2CO_3 ; 2) $NaCl$; 3) $AlCl_3$; 4) HCl

4. Восстановить левую часть ионного уравнения реакции и составить молекулярные уравнения по известным продуктам гидролиза:

- а) $\rightleftharpoons Fe(OH)_2 + H^+$
- б) $\rightleftharpoons 2Al(OH)_3 + 3CO_2 + Na_2SO_4$

5. Укажите, какие из приведенных ниже солей будут подвергаться гидролизу, какова реакция среды в растворах этих солей?

- а) $NaBr$; $NaClO_4$; $NaCN$
- б) K_2CO_3 ; K_2SO_4 ; KNO_2
- в) $BaCl_2$; $Ba(CH_3COO)_2$; $AlCl_3$

1. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярной, ионной и сокращенной ионной формах и указать, как изменилась в результате гидролиза реакция среды (pH) в растворах следующих солей:



Тестовые задания на тему: «Гетерогенные и гомогенные дисперсные системы. Растворы»

1. Диссоциация серной кислоты включает:

- 1) 3 степени
- 2) 1 степень
- 3) 2 степени
- 4) 4 степени

2. Раствор какой соли будет иметь $pH > 7$:

- 1) BaS
- 2) $NaCl$
- 3) $Zn(NO_3)_2$
- 4) NH_4Cl

3. В результате диссоциации серной кислоты образуются ионы:

- 1) H^+ и SO_3^{2-}
- 2) Cu^{2+} и SO_4^{2-}
- 3) H^+ и SO_4^{2-}
- 4) H^+ ; HSO_4^- и SO_4^{2-}

4. Раствор какой соли будет иметь $pH < 7$?

- 1) $CuSO_4$
- 2) K_3PO_4
- 3) $NaNO_3$
- 4) Na_2SO_3

5. Какая из перечисленных солей, подвергается гидролизу?

- 1) K_2S
- 2) KNO_3
- 3) $BaCl_2$
- 4) Na_2SO_4

6. Хорошо растворимые в воде основания называют:

- 1) солями
- 2) индикаторами
- 3) щелочами
- 4) амфолитами

7. Фенолфталеин окрашивается в растворе щелочи в:

- 1) желтый цвет
- 2) малиновый цвет
- 3) синий цвет
- 4) белый цвет

8. Химической формуле слабого электролита соответствует соединение:

- 1) NaOH
- 2) H_2SO_4
- 3) H_2CO_3
- 4) HCl

9. Химической формуле сильного электролита соответствует соединение:

- 1) H_2SiO_3
- 2) H_2SO_4
- 3) H_2SO_3
- 4) H_2S

10. Раствор какой соли будет иметь $pH < 7$?

- 1) $AgNO_3$
- 2) K_2CO_3
- 3) NaCN
- 4) KNO_3

11. Соль $Ba(NO_2)_2$ образована:

- 1) сильной кислотой и слабым основанием
- 2) сильным основанием и слабой кислотой
- 3) слабым основанием и слабой кислотой
- 4) сильным основанием и сильной кислотой

12. Каким значением водородного показателя характеризуется кислотность раствора?

- 1) $pH > 7$
- 2) $pH < 7$
- 3) $pH = 7$
- 4) $pH = 0$

13. При диссоциации каких электролитов образуется хлорид - ион Cl^- ?

- 1) $BaCl_2$
- 2) $Ca(ClO_4)_2$
- 3) NaClO
- 4) $KClO_3$

14. При взаимодействии железа с разбавленной соляной кислотой ($Fe + HCl \rightarrow$) образуется:

- 1) $FeCl_2$
- 2) $FeCl_3$
- 3) $FeCl_4$
- 4) Fe_2Cl_3

15. Укажите химическую формулу слабого электролита:

- 1) H_2S
- 2) KOH
- 3) NaCl
- 4) KNO_3

16. Гидроксиды, которые в растворе одновременно образуют и катионы водорода H^+ и гидроксид - анионы OH^- , называются:

- 1) нейтральными
- 2) амфотерными
- 3) кислотными
- 4) растворимыми

17. Диссоциация комплексного соединения $Na_3[Co(NO_2)_6]$ протекает:

- 1) $Na_3[Co(NO_2)_6] \rightleftharpoons 3Na^+ + [Co(NO_2)_6]^{3-}$
- 2) $Na_3[Co(NO_2)_6] \rightleftharpoons Na_3Co^{3+} + 6NO_2^-$
- 3) $Na_3[Co(NO_2)_6] \rightarrow 3Na^+ + [Co(NO_2)]^-$
- 4) $Na_3[Co(NO_2)_6] \rightarrow 3Na^+ + 6Co^{2+} + NO_2^-$

18. Укажите химическую формулу слабого электролита:

- 1) NaOH
- 2) KNO_3
- 3) H_2CO_3
- 4) H_2SO_4

19. Какая из следующих солей подвергается гидролизу?

- 1) Na_3PO_4
- 2) KNO_3
- 3) RbCl
- 4) Na_2SO_4

20. Сколько молекул ортофосфорной кислоты образуется при взаимодействии оксида фосфора(V) с водой $\text{H}_2\text{O} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$?

- 1) две
- 2) три
- 3) одна
- 4) пять

21. Какая из перечисленных солей подвергается гидролизу?

- 1) CuSO_4
- 2) Na_2SO_4
- 3) KNO_3
- 4) KCl

22. Какая из перечисленных солей не подвергается гидролизу?

- 1) KCl
- 2) $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$
- 3) FeCl_2
- 4) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

23. Карбонат калия реагирует в растворе с веществами ряда:

- 1) CO_2 ; SO_3 ; H_3PO_4 ; $\text{Ba}(\text{OH})_2$; SiO
- 2) BaCl_2 ; HNO_3 ; H_2O ; $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 3) CO ; KOH ; HCl ; H_2O ; N_2O
- 4) HCl ; BaO ; $\text{Ba}(\text{OH})_2$; SiO ; SiO_2

24. Учитывая растворимость оксидов в воде, определите, какая из реакций, схемы которых указаны ниже, не будет протекать:

- 1) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 2) $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 3) $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 4) $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

25. Укажите, какой ряд состоит только из амфотерных гидроксидов:

- 1) $\text{Mn}(\text{OH})_2$; $\text{Cr}(\text{OH})_2$; $\text{Cu}(\text{OH})_2$; $\text{Fe}(\text{OH})_2$; KOH
- 2) $\text{Sn}(\text{OH})_2$; $\text{Pb}(\text{OH})_2$; $\text{Cr}(\text{OH})_3$; $\text{Zn}(\text{OH})_2$; $\text{Al}(\text{OH})_3$;
- 3) $\text{Al}(\text{OH})_3$; KOH ; $\text{Mg}(\text{OH})_2$; $\text{Ba}(\text{OH})_2$; $\text{Cr}(\text{OH})_3$
- 4) KOH ; $\text{Zn}(\text{OH})_2$; $\text{Ba}(\text{OH})_2$; NaOH ; $\text{Pb}(\text{OH})_2$

26. Сколько молекул воды образуется в результате реакции между гидроксидом калия и серной кислотой ($\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$)?

- 1) две
- 2) четыре
- 3) одна
- 4) пять

27. Какую из реакций, схемы которых приведены ниже, можно использовать для получения гидроксида алюминия?

- 1) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 2) $\text{AlCl}_3 + \text{NaOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$
- 3) $\text{AlCl}_3 + \text{NaOH}_{(\text{недостаток})} \rightarrow$
- 4) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{HCl} \rightarrow$

28. Ионы H^+ обеспечивают реакцию среды:

- 1) щелочную
- 2) кислую
- 3) нейтральную
- 4) солевую

29. Приливание кислоты к растворам солей натрия в некоторых случаях может помочь их определению. Какую соль нельзя определить таким способом?

- 1) Na_2S
- 2) Na_2SiO_3
- 3) Na_2SO_4
- 4) Na_2CO_3

30. С соляной кислотой не будет взаимодействовать:

- 1) Cu
- 2) Al
- 3) Zn
- 4) Na

31. При диссоциации какого электролита образуется иодид-ион I^- ?

- 1) NaI
- 2) KIO_3
- 3) I_2
- 4) KIO_4

32. Система, не имеющая границ и поверхностей раздела, называется:

- 1) гомогенной
- 2) изолированной
- 3) гетерогенной
- 4) замкнутой

33. Двухфазная система, имеющая границы и поверхности раздела, называется:

- 1) гомогенной
- 2) изолированной
- 3) открытой
- 4) гетерогенной

34. Электролиты в водных растворах диссоциируют на:

- 1) катионы и атомы
- 2) катионы и анионы
- 3) протоны и нейтроны
- 4) электроны и протоны

35. Учитывая растворимость оксидов в воде, определите, какая из реакций, схемы которых указаны ниже, не будет протекать?

- 1) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 2) $\text{Rb}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 3) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 4) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

36. Сколько молекул воды сообразуется в результате реакции нейтрализации между гидроксидом бария и серной кислотой ($\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow ?$)

- 1) одна
- 2) две
- 3) четыре
- 4) три

37. Указать раствор, имеющий щелочную реакцию среды:

- 1) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 2) BaCl_2
- 3) ZnCl_2
- 4) Na_2SO_4

38. Какая из перечисленных солей подвергается гидролизу?

- 1) BaS
- 2) Na_2SO_4
- 3) KNO_3
- 4) RbCl

39. Какая из следующих солей подвергается гидролизу?

- 1) CaCO_3
- 2) BaBr_2
- 3) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- 4) NaCl

40. Какой из оксидов реагирует с водой?

- 1) SiO_2
- 2) CuO
- 3) BaO
- 4) SiO

41. Раствор какого из указанных веществ имеет кислую реакцию среды ($\text{pH} < 7$) ?

- 1) H_2SO_4
- 2) BaCl_2
- 3) NaOH
- 4) NaNO_3

42. Сульфиды s-элементов I группы периодической системы хорошо растворимы в воде. Их растворы имеют среду:

- 1) слабокислую
- 2) щелочную
- 3) сильнокислую
- 4) нейтральную

43. Обменные процессы между ионами соли и воды, приводящие к образованию слабых электролитов, называют:

- 1) гидролизом
- 2) электролизом
- 3) нейтрализацией
- 4) осмосом

44. Раствор какой соли имеет $pH < 7$:

- 1) $NaCl$
- 2) $CuSO_4$
- 3) Na_3PO_4
- 4) K_2SO_4

45. Диссоциация ортофосфорной кислоты включает:

- 1) 1 ступень
- 2) 4 ступень
- 3) 3 ступени
- 4) 4 ступени

46. Определите химическую формулу сильного электролита:

- 1) HNO_3
- 2) $AgCN$
- 3) $Fe(OH)_2$
- 4) NH_4CN

47. При диссоциации какого элемента образуются хлорид-ионы Cl^- ?

- 1) $BaCl_2$
- 2) $HClO_4$
- 3) $KClO_3$
- 4) $NaClO$

48. Добавление какого вещества к воде приведёт к возрастанию её pH свыше 7 :

- 1) $NaOH$
- 2) HCl
- 3) CuO
- 4) $Zn(NO_3)_2$

49. В результате диссоциации сульфата меди образуются ионы:

- 1) H^+ и SO_4^{2-}
- 2) Cu^{2+} и SO_4^{2-}
- 3) H^+ и SO_3^{2-}
- 4) Cu^{2+} и H^+

50. Ионы OH^- обеспечивают реакцию среды:

- 1) кислую
- 2) нейтральную
- 3) щелочную
- 4) амфотерную

51. Хорошо растворимые в воде основания называют:

- 1) индикаторами
- 2) щелочами
- 3) солями
- 4) кислотами

52. Диссоциация комплексного соединения $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ протекает согласно уравнению:

- 1) $[Cu(NH_3)_4]SO_4 \rightleftharpoons [Cu(NH_3)_4]^{2+} + SO_4^{2-}$
- 2) $[Cu(NH_3)_4]SO_4 \rightarrow [Cu(NH_3)_4]^{4+} + SO_4^{2-}$
- 3) $[Cu(NH_3)_4]SO_4 \rightarrow Cu^{2+} + [(NH_3)_4SO_4]^{2-}$
- 4) $[Cu(NH_3)_4]SO_4 \rightleftharpoons Cu(NH_3)^{4+} + SO_4^{2-}$

53. Какое из веществ в данном растворе практически полностью диссоциирует на ионы металла и гидроксид-анион OH^- ?

- 1) $Cu(OH)_2$
- 2) $Mn(OH)_2$
- 3) KOH
- 4) $Al(OH)_3$

54. Какая из нижеперечисленных солей подвергается гидролизу?

- 1) $BaCl_2$
- 2) K_2S
- 3) $NaNO_3$
- 4) $CsCl$

55. Растворы каких из веществ имеют щелочную реакцию среды ($pH > 7$)?

- 1) KOH
- 2) KCl
- 3) $Zn(NO_3)_2$
- 4) NH_4Cl

56. Сколько молекул воды образуется в результате реакции нейтрализации между серной кислотой и гидроксидом натрия ($H_2SO_4 + NaOH \rightarrow$)?

- 1) одна
- 2) две
- 3) четыре
- 4) три

57. С разбавленной соляной кислотой не может взаимодействовать:

- 1) калий - К
- 2) цинк - Zn
- 3) медь – Cu
- 4) барий - Ва

58. В результате диссоциации азотной кислоты образуются ионы:

- 1) H^+ и NO_3^-
- 2) Cu^{2+} и SO_4^{2-}
- 3) H^+ и NO_2^-
- 4) H^+ и NO_3^{4-}

59. Укажите ряд, в котором все соли подвергаются гидролизу?

- 1) K_2S ; $CuSO_4$; $Fe(NO_3)_3$; NH_4Cl ; Na_2CO_3
- 2) KCl ; $RbNO_3$; Na_2SO_4 ; $Ba(NO_3)_2$; $FeCl_3$
- 3) $CsCl$; $NaNO_3$; K_2SO_4 ; $FeSO_4$; $Zn(NO_3)_2$
- 4) $Al_2(SO_4)_3$; K_2SO_3 ; $NaNO_3$; $CuSO_4$; $BaCl_2$

60. Какая из нижеприведённых солей гидролизу не подвергается?

- 1) $NaNO_3$
- 2) $ZnCl_2$
- 3) K_3PO_4
- 4) K_2SO_3

61. При диссоциации каких электролитов образуется сульфат-ион (SO_4^{2-})?

- 1) K_2SO_4
- 2) HCl
- 3) Na_2SO_3
- 4) Na_2S

62. Какая из перечисленных солей подвергается гидролизу?

- 1) $BaCl_2$
- 2) Na_3PO_4
- 3) $CsNO_3$
- 4) KCl

63. Раствор какой соли будет иметь $pH > 7$?

- 1) Rb_2CO_3
- 2) KCl
- 3) $CuSO_4$
- 4) NH_4Cl

64. Укажите химическую формулу слабого электролита:

- 1) $HClO_4$
- 2) $NaNO_3$
- 3) H_2SiO_3
- 4) KCl

65. К растворам, содержащим ионы: K^+ , Pb^{2+} , Zn^{2+} , Cd^{2+} прилили раствор сульфида натрия (Na_2S), при этом осадки сульфидов металлов выпали во всех случаях, кроме:

- 1) сульфида калия – K_2S
- 2) сульфида свинца – PbS
- 3) сульфида цинка – ZnS
- 4) сульфида цинка – CdS

66. Химическая формула сильного электролита:

- 1) K_2SO_4
- 2) $Fe(OH)_3$
- 3) H_2S
- 4) $Mn(OH)_2$

67. При диссоциации какого электролита образуется хлорид-ион Cl^- :

- 1) $Ca(ClO)_2$
- 2) $CaCl_2$
- 3) $HClO_4$
- 4) $NaClO$

68. Какие из указанных веществ взаимодействуют с водой?

- 1) CaO
- 2) CuO
- 3) SiO_2
- 4) SiO

69. Для подавления гидролиза сульфида натрия к раствору следует добавить...

- 1) гидроксид натрия
- 2) дистиллированную воду
- 3) азотную кислоту
- 4) соляную кислоту

70. Укажите пару веществ, водные растворы которых имеют $pH > 7$:

- 1) Na_2O , $NaNO_3$
- 2) $Ca(OH)_2$, CaI_2
- 3) NH_3 , Na_2CO_3
- 4) CaO , SO_3

71. Слабокислая среда возникает при растворении соли ...

- 1) Na_2CO_3
- 2) Na_3PO_4
- 3) Na_2HPO_4
- 4) $ZnCl_2$

72. Водный раствор вещества «А» имеет нейтральную среду, а водный раствор вещества «В» - кислую среду. Растворы «А» и «В» реагируют друг с другом. Укажите эти вещества:

- 1) «А» - $NaCl$, «В» - $Ca(NO_3)_2$
- 2) «А» - $Ca(NO_2)_3$, «В» - H_3PO_4
- 3) «А» - $CuCl_2$, «В» - CH_3COOH
- 4) «А» - NaF , «В» - $BaCl_2$

73. Водный раствор вещества «А» имеет кислую среду, а водный раствор вещества «В» - нейтральную среду. Растворы «А» и «В» реагируют друг с другом. Укажите эти вещества:

- 1) «А» - H_2SO_4 , «В» - $BaCl_2$
- 2) «А» - K_2CO_3 , «В» - $CaCl_2$
- 3) «А» - $CuCl_2$, «В» - $Fe(NO_3)_2$
- 4) «А» - Na_2CO_3 , «В» - $Ba(OH)_2$

74. Укажите пару веществ, водные растворы которых имеют $pH < 7$:

- 1) H_2S , Na_2S
- 2) $KHSO_4$, K_2SO_4
- 3) SO_2 , $Zn(NO_3)_2$
- 4) K_3PO_4 , P_2O_5

75. В водном растворе гидроксида цезия $pH = 12$. Найдите молярную концентрацию ионов Cs^+ в этом растворе (моль/л):

- 1) 10^{-12}
- 2) 10^{-2}
- 3) 1
- 4) 12

76. В водном растворе гидроксида лития $pH = 12$. Найдите молярную концентрацию ионов Li^+ в этом растворе (моль/л):

- 1) 10^{-12}
- 2) 10^{-2}
- 3) 0,1
- 4) 10

77. Водный раствор какого из перечисленных веществ имеет кислую среду?

- 1) P_2O_3
- 2) K_2O
- 3) CH_3CHO
- 4) CH_3NH_2

78. Водный раствор какого из перечисленных веществ имеет щелочную среду?

- 1) CaO
- 2) CO_2
- 3) NH_4Br
- 4) глюкоза

79. Щелочная среда образуется при растворении соли:

- 1) $FeCl_3$
- 2) $(NH_4)_2SO_4$
- 3) K_2S
- 4) KI

80. И анион, и катион гидролизуются в растворе соли:

- 1) силикат натрия
- 2) сульфид аммония
- 3) ацетат калия
- 4) хлорид меди(II)

81. Только анион гидролизуеться в растворе соли:

- 1) ацетат аммония
- 2) иодид калия
- 3) бромид алюминия
- 4) фторид натрия

82. И катион, и анион не гидролизуются в растворе соли:

- 1) нитрат лития
- 2) сульфат меди(II)
- 3) хлорид железа(III)
- 4) карбонат рубидия

83. И катион, и анион не гидролизуются в растворе соли:

- 1) хлорид аммония
- 2) хлорид бария
- 3) хлорид железа(III)
- 4) ацетат бария

84. Только катион гидролизуется в растворе соли:

- 1) сульфат аммония
- 2) сульфид аммония
- 3) карбонат натрия
- 4) нитрат лития

85. Укажите ряд, который состоит только из основных оксидов:

- 1) Li_2O , K_2O , BaO , FeO , CrO , Cu_2O , SrO
- 2) CO_2 , P_2O_5 , CaO , Al_2O_3 , Cs_2O , SO_3 , PbO
- 3) SnO , N_2O_5 , BeO , SrO , Rb_2O , PbO , Fe_2O_3
- 4) SO_2 , SiO_2 , CaO , FeO , PbO , CrO , SO_3

86. Какую из реакций, схемы которых приведены ниже, можно использовать для получения гидроксида цинка?

- 1) $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 2) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{избыток}}$
- 3) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{недостаток}}$
- 4) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{HCl} \rightarrow$

87. Учитывая растворимость оксидов в воде, определите, какая из реакций, схемы которых указаны ниже, не будет протекать:

- 1) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 2) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 3) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 4) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

88. Ионы OH^- обеспечивают реакцию среды:

- 1) щелочную
- 2) кислую
- 3) нейтральную
- 4) солевую

89. Указать раствор, имеющий кислую реакцию среды:

- 1) K_2S
- 2) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- 3) CuCl_2
- 4) NaCl

90. Диссоциация серной кислоты включает:

- 1) 1 ступень
- 2) 4 ступени
- 3) 3 ступени
- 4) 2 ступени

91. Суспензиями называются дисперсные системы, в которых ...

- 1) газообразные частицы распределены в жидкости
- 2) газообразные частицы распределены в газе
- 3) жидкость распределена в другой, нерастворяющей ее жидкости
- 4) твердые частицы распределены в жидкости

92. Эмульсиями называют дисперсные системы, в которых...

- 1) газообразные частицы распределены в жидкости
- 2) газообразные частицы распределены в газе
- 3) одна жидкость распределена в другой, нерастворяющей ее жидкости
- 4) твердые частицы распределены в жидкости

93. Коллоидными системами называют дисперсные системы, в которых размер частиц колеблется в пределах:

- 1) менее 1 нм
- 2) 1-100 нм
- 3) более 100 нм
- 4) более 1000 нм

94. В истинных растворах размер растворенных частиц колеблется в пределах:

- 1) менее 1 нм
- 2) 1-100 нм
- 3) более 150 нм
- 4) более 2000 нм

95. Слабым электролитом является:

- 1) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 2) K_2SO_4
- 3) H_3PO_4
- 4) HI

96. Для приготовления 2л 2,0 М раствора необходимо взять гидроксид калия (моль):

- 1) 1
- 2) 2
- 3) 3
- 4) 4

97. Электролит, который не диссоциирует ступенчато, это:

- 1) $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- 2) H_2SO_4
- 3) H_3PO_4
- 4) Na_2SO_4

98. Кислые соли не может образовать кислота:

- 1) ортофосфорная
- 2) метафосфорная
- 3) сероводородная
- 4) серная

99. Соль, водный раствор которой имеет окраску, это:

- 1) FeCl_3
- 2) AgBr
- 3) Ag_3PO_4
- 4) AgCl

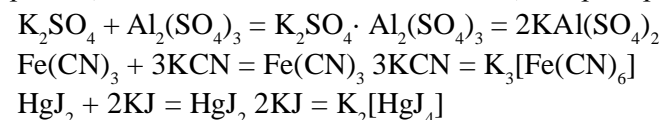
100. Сумма коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации сульфата хрома (III) равна:

- 1) 3
- 2) 4
- 3) 5
- 4) 6

Тема. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Соединения, образованные из атомов в результате возникновения между ними химической связи, называются соединениями первого порядка. Это такие соединения, как оксиды, кислоты, основания и соли.

Молекулярные соединения, образованные в результате присоединения друг к другу нейтральных молекул без возникновения новых связующих электронных пар, называются соединениями высшего порядка (или комплексными соединениями), например:



Комплексными соединениями называются соединения, характеризующиеся наличием хотя бы одной ковалентной связи, возникшей по донорно-акцепторному механизму.

В химии комплексных соединений большая роль отводится координационной теории, основанной Альфредом Вернером. Суть теории можно свести к следующим положениям:

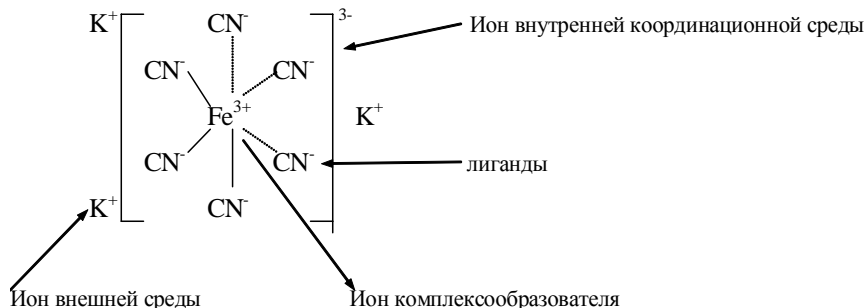
1. Центральное положение в комплексном соединении занимает комплексообразователь - обычно положительно заряженный ион (чаще всего металл).

2. Вокруг комплексообразователя координированы лиганды (старое название адденды), т.е. ионы противоположного знака или нейтральные молекулы.

3. Комплексообразователь или ганды образуют внутреннюю координационную среду комплексного соединения, заключенную в квадратные скобки.

4. Ионы, не вошедшие во внутреннюю координационную среду, составляют внешнюю среду комплексного соединения.

5. Число, показывающее, сколько лигандов удерживает комплексообразователь, называют координационным числом.

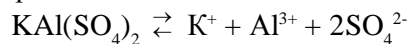


Для написания формулы комплексного соединения надо знать:

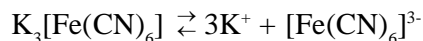
1. Заряд (степень окисления) комплексобразователя.
2. Заряд лигандов.
3. Координационное число.
4. Ионы внешней среды.

Соединения высшего порядка диссоциируют двояко:

а) на простые ионы



б) на комплексные ионы, состоящие из более простых ионов:



Заряд комплексного иона равен алгебраической сумме зарядов комплексобразователя и лигандов.

Опыт № 1. Диссоциация двойной соли

Приборы: Штатив с пробирками, газовая горелка.

Реактивы: Растворы железо-аммонийных квасцов, гидроксида натрия, роданида калия, хлорида бария, лакмусовая бумажка.

Ход работы. В три пробирки поместите по 3 капли раствора железо-аммонийных квасцов - $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. В одну пробирку добавьте 5 капель раствора NaOH. Закройте пробирку ватным тампоном, на который положите лажную лакмусовую бумажку. Нагрейте. Что наблюдается? Во вторую пробирку прибавьте 2 капли раствора KCNS. Отметьте цвет раствора. В третью пробирку прилейте раствор хлорида бария - BaCl_2 . Что наблюдаете?

Составьте уравнения проделанных реакций. Составьте уравнения электролитической диссоциации железо-амонийных квасцов.

Опыт № 2. Сравнение устойчивости солей железа

Приборы: Штатив с пробирками.

Реактивы: Растворы хлорида железа, роданида калия, гексацианоферрата калия - $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, свежеприготовленного сульфата железа (II).

Ход работы: а) к 2 каплям раствора FeCl_3 прибавьте 1-2 капли раствора KCNS. Наблюдайте появление кроваво-красного окрашивания вследствие образования роданида железа (III) $\text{Fe}(\text{CNS})_3$. Составьте уравнение реакции. Эта реакция характерна для иона Fe^{+3} и применяется для его обнаружения;

б) проделайте аналогичный опыт, взяв вместо FeCl_3 , $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Убедитесь в том, что раствор этой соли не содержит ионов Fe^{3+} ;

в) поместите в пробирку 2-3 капли раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, в другую пробирку 2-3 капли раствора FeCl_3 . Прибавьте в каждую пробирку одинаковое количество свежеприготовленного раствора FeSO_4 . Наблюдайте образование синего осадка турнбулевой сини $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ в первой пробирке. Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт № 3. Получение комплексных катионов и анионов

Приборы: Штатив с пробирками.

Реактивы. Растворы нитрата серебра, соляной кислоты, аммиака, азотной кислоты.

Ход работы: а) образование аммиаката серебра.

К 2-3 каплям раствора AgNO_3 прибавьте 2-3 капли раствора HCl. Что наблюдаете?

Возьмите часть полученного осадка и прибавьте к нему 8-10 капель раствора аммиака. Что происходит? К полученному раствору прибавьте по каплям раствор HNO_3 до кислой реакции. Что образуется? Составьте уравнения реакции образования осадка и его перехода в раствор.

б) образование аммиаката меди.

Приборы: Штатив с пробирками.

Реактивы: Растворы сульфата меди и аммиака.

Ход работы. К 2-3 каплям раствора CuSO_4 прибавляйте по каплям раствор аммиака до образования голубого осадка. Возьмите часть взмученного осадка и прибавьте к нему избыток NH_4OH . Что

происходит? Составьте уравнения реакций. Укажите заряд комплексобразователя и его координационное число.

в) образование тетраиодо - (II) меркурат-иона.

Приборы: Штатив с пробирками.

Реактивы: Растворы нитрата ртути и иодида калия.

Ход работы. К 2-3 каплям раствора нитрата ртути - $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ добавьте по каплям разбавленный раствор иодида калия - KI . Что наблюдаете? Возьмите часть взмученного осадка и прилейте к нему избыток раствора KI . Составьте уравнения реакций.

г) образование гексафторо-(III) феррат-иона

Приборы: Штатив с пробирками.

Реактивы: Растворы хлорида железа (III) и фторида натрия.

Ход работы. К 2-3 каплям раствора хлорида железа (III) добавьте 3-4 капли раствора фторида натрия. Наблюдайте исчезновение желтой окраски раствора вследствие образования комплексных ионов. Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Опыт № 4. Влияние концентрации раствора на комплексобразование

Приборы: Штатив с пробирками.

Реактивы: Растворы хлорида кобальта, роданида калия.

Ход работы. К 3-4 каплям раствора CoCl_2 в пробирке прилейте насыщенный раствор KSCN . Что наблюдаете? Составьте уравнение реакции. Половину объема раствора отлейте в другую пробирку и разбавьте дистиллированной водой. Наблюдайте изменение окраски раствора.

Опыт № 5. Гидратная изомерия хлорида хрома (III)

Приборы: Штатив с пробирками, газовая горелка.

Реактивы: Кристаллы $\text{CrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, раствор хлорида олова(II).

Ход работы. Несколько кристаллов $\text{CrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ растворите в воде в присутствии 1-2 капель раствора SnCl_2 . Раствор нагревайте в течение 3-5 минут и наблюдайте изменение окраски, связанные с перестройкой комплекса: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3 \rightarrow [\text{CrCl}_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$.

Опыт № 6. Диссоциация комплексных ионов

Приборы: Штатив с пробирками.

Реактивы: Растворы сульфата меди, гидроксида аммония, гидроксиданатрия, сульфита аммония.

Ход работы: а) возьмите в две пробирки по 3-4 капли CuSO_4 . В одну добавьте 1-2 капли NH_4OH , в другую 2-3 капли $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Отметьте цвет осадка. Затем в первую пробирку по каплям прибавьте избыток раствора аммиака. Что наблюдаете? Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной формах;

б) приготовьте раствор аммиака меди путем приливания избытка NH_4OH к 3-4 каплям раствора CuSO_4 (до растворения образовавшегося вначале осадка). Полученный раствор разлейте в две пробирки. В одну пробирку влейте раствор NaOH , в другую раствор $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Что наблюдаете? Объясните наблюдаемое явление, исходя из значений произведения растворимости для $\text{Cu}(\text{OH})_2$, CuS и значений константы нестойкости ионов.

Контрольные вопросы для самостоятельной работы

1. Определить заряд комплексобразователя в ионе $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$.
2. Определить величину и знак заряда комплексных ионов, образуемых
а) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]$ б) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{Cl}_3]$ в) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]$
3. Определить заряд комплексобразователя в ионах: $[\text{Co}(\text{NH}_3)\text{Cl}]^{2+}$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^+$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]^0$
4. Написать комплексные ионы в солях: $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$
 $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$
5. Как будет изменяться заряд комплексного иона при постепенном замещении молекул NH_3 ионами NO_2^- соли $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$? Написать формулы получающихся соединений?
6. Хлористое серебро растворяется в растворе аммиака. Какой комплексный ион образуется?
7. На какие ионы распадается двойная соль $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ при диссоциации?
8. На какие ионы распадается комплексная соль $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ при диссоциации?
9. Дать названия комплексным солям $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{CE}]\text{CE}_2$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{NO}_2)_2]\text{Cl}$.

Химия биогенных элементов

Мировому научному сообществу хорошо известно, что экологическая проблема загрязнения окружающей среды является первоочередной и наиболее острой, а одним из мощнейших факторов ее возникновения является пресыщение различных экосистем химическими соединениями, которые разрушительно действуют на основные компоненты биосферы.

Особая роль в этом процессе отводится макро- и микроэлементам, которые оказывают влияние на изменения в различных экосистемах на биогенном уровне: воздушном и водном бассейнах, почвах, растениях, живых организмах. Пути миграции элементов, их трансмутации и неодинаковая динамика поглощения из окружающей среды определяются комплексом химических, биологических и физических концепций и законов.

Все живые организмы реагируют на изменения, происходящие в окружающем пространстве, к которому они легко приспосабливаются и адаптируются в нем, подчиняясь законам, действующим на четырех уровнях, восходящих по сложности: организм – популяция – биоценоз – экосистема. На все видовые популяции оказывают влияние экологические факторы – *абиотические, биотические, и антропогенные*, имеющие разную природу, специфику и спектр действия.

К *абиотическим факторам* относят свет, температурные градиенты, давление, влажность воздуха, рельеф местности, адвекция и конвекция ветровых потоков, солевой состав воды – это характерные свойства неживой природы, которые оказывают влияние на живые организмы. Повышенные температурные градиенты атмосферы при пониженной влажности воздуха сильно нарушают сбалансированность обмена веществ, скорость биохимических и физиологических процессов, протекающих в живых организмах под воздействием ферментов, снижая транслокационную активность макро- и микроэлементов.

Биотические факторы определяют формы воздействия одних биоценозов и популяций на другие, а *антропогенные факторы* – это различные формы деятельности общества людей, приводящие к изменениям природы, как среды обитания других видов, влияние которых стремительно растет.

В настоящее время судьба живого покрова Земли и всех видов

организмов глобально зависит от *антропогенного воздействия* на природу, а значит, находится в руках человеческого общества.

Наука концептуально объяснила участие макро- и микроэлементов в процессах обмена веществ, сбалансированных в клетках растительного и животного происхождения, а научная практика в последние годы доказала необходимость и полезность их для многих живых организмов, хотя значение отдельных микрокомпонентов в их жизни изучено в недостаточной степени.

К числу основных биогенных элементов, формирующих биосинтез новых веществ в живых клетках, относят: азот (N), фосфор (P), калий (K), кальций (Ca), магний (Mg), бор (B), марганец (Mn), серу (S), медь (Cu), железо (Fe), молибден (Mo), ванадий (V), кобальт (Co), цинк (Zn), йод (I), селен (Se) и другие.

Выявлено, что многие микроэлементы входят в состав ферментов, витаминов, гормонов и других органических соединений, участвующих в активации и стабилизации жизненно необходимых биогенных процессов – фотосинтеза, ассимиляции, диссимиляции, дыхания, брожения, гниения и т.д. Причем, учеными отмечено, что наиболее высокой интенсивностью биологической миграции отличаются те элементы, которые в окружающей среде содержатся в небольшом количестве, что сказывается на динамике их поглощения и дальнейшей концентрации в клетках живых организмов, которые активно захватывают их из окружающей среды.

В свое время В.И. Вернадскому удалось установить, что живые организмы, интегрируя процесс перераспределения химических элементов в земной коре, сами подвергаются изменениям, что находит отражение в химическом составе живых организмов, тем самым доказывая идентичность химического состава земной коры и живых организмов.

Климатические условия, состав коренных пород с определенной минеральной структурой и степенью ее дисперсности, биологический круговорот и водная миграция элементов, их синергетическое и антагонистическое совместное воздействие постепенно формируют химический состав почв. В свою очередь, почвы, являясь биохимической и геохимической системами, обеспечивают обмен веществ между земной корой и атмосферой – источником газовой и водной среды оболочки Земли. Зачастую вынос элементов из почвы посредством водной миграции уравнивается его накоплением при

биологическом поглощении из внешней среды. В таких случаях природа сама дифференцирует экологическое нормирование, в результате чего наступает динамическое биохимическое равновесие.

В 1940 году академиком Б.Б. Польшовым выведен коэффициент поглощения элементов (K_0), характеризующий интенсивность вовлечения химического элемента в биологический круговорот, который определяется частным от деления количества элемента в золе растений на его количество в исходной породе земной коры. Данные значений коэффициентов биологического поглощения химических элементов позволяют отследить динамику и интенсивность миграции элементов.

Химия S-элементов

Общая характеристика S-элементов. S-семейство периодической системы Д.И. Менделеева состоит из 14 химических элементов, характеризующихся заполнением электронами в их атомах, S-подуровня внешнего энергочуровня, ёмкость которого не превышает одного или двух электронов, в зависимости от химического адреса элементов. Элементы IA группы имеют конфигурацию внешнего энергочуровня - $nS^1(\uparrow)$, а элементы II A группы и гелия – $nS^2(\uparrow\downarrow)$.

Элементы S-семейства в свободном состоянии, исключая водород и гелий, представляют собой типичные, химически активные металлы, обладающие характерным блеском на свежем срезе, высокими градиентами электрической проводимости и теплопроводности. S-элементы являются ярко выраженными восстановителями, легко отдающие валентные S-электроны, проявляя положительные степени окисления (+1 и +2). Они отличаются малыми значениями энергий ионизации и сродства к электрону, при относительно больших радиусах атомов и ионов.

Элементы S-семейства в преобладающем большинстве образуют гетерополярные соединения с ионным типом связи, за исключением водорода, для которого характерна ковалентная связь в соединениях даже с самыми электроотрицательными элементами. В отдельных соединениях лития, бериллия и магния можно также констатировать наличие частично ковалентной связи.

Большинство природных соединений натрия, калия и стронция растворимы в воде и слабых кислотах, поэтому ионы этих металлов могут мигрировать из водных растворов в организм растений, животных и человека. Водород, натрий, калий, магний, кальций являются жизненно необходимыми для живых организмов.

Содержание кальция констатируется практически во всех вегетативных и генеративных растительных органах, чаще всего в виде оксалатов, фосфатов, сульфатов или солей пектиновой кислоты. Обменный кальций оказывает влияние на развитие корневой системы, являющейся проводником комплексного питания и влаги всех растений, поэтому его отсутствие или пониженные за пороговые концентрации, активируют процесс разрушения клеток растений, пропитанных пектиновыми веществами и липоидами, которые при отсутствии кальция растворяются.

Обменный кальций и магний являются сильными антагонистами большинства катионов тяжелых металлов, поэтому строят барьер против избыточной их миграции в растения, вместе с тем активируя процессы передвижения углеводов в растениях. Они участвуют в физиологической и химической трансмутации азотсодержащих соединений, влияя на активность ферментов, таких как каталаза, инвертаза, обеспечивающих биогенные процессы, протекающие в живых клетках.

Тема: ЭЛЕМЕНТЫ I А ГРУППЫ - ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ

Общая характеристика. В I А группу входят щелочные металлы: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr. Своё название они получили от гидроксидов этих металлов, которые издавна назывались щелочами. Каждый новый период периодической системы Д.И. Менделеева начинается атомом щелочного металла, за исключением первого периода, который возглавляет атом водорода.

Химическая активность металлов определяется их способностью к отдаче электронов и характеризуется двумя основными параметрами: энергией ионизации (потенциалом ионизации) и стандартным электродным потенциалом - φ° , отличающихся друг от друга тем, что энергия ионизации определяет процесс отрыва электронов от атомов металла в газовой среде, а электродные потенциалы измеряют в растворах.

Все щелочные металлы имеют высокие по абсолютной величине отрицательные стандартные окислительно-восстановительные потенциалы, характеризующие их как очень сильные восстановители.

У атомов щелочных металлов на внешнем энергетическом уровне находится по одному валентному электрону. Все элементы I А группы очень сходны по свойствам, что объясняется однотипным строением не только валентной электронной оболочки, но и предвнешней оболочки, за исключением лития.

С ростом радиуса атома в I А группе: $\text{Li} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{Rb} \rightarrow \text{Cs} \rightarrow \text{Fr}$, при последовательном переходе от одного элемента к другому, ослабевает связь валентного электрона с ядром, что приводит к уменьшению энергии ионизации, сродства к электрону и увеличению тенденции к отдаче электронов, при этом восстановительная активность от лития к францию усиливается. В результате ионизации образуются катионы Me^+ , имеющие устойчивую электронную конфигурацию атомов благородных газов.

По химической активности литий уступает другим щелочным металлам, несмотря на то, что его стандартный окислительно-восстановительный потенциал наиболее отрицателен ($\varphi_{\text{Li}^+/\text{Li}}^{\circ} = -3,04\text{В}$), это обусловлено большей энергией гидратации катионов Li^+ по сравнению с ионами других щелочных металлов. В этом контексте необ-

ходимо знать, что переход атомов металла в гидратированное состояние зависит не только от химической активности металла, но и от энергии гидратации его ионов.

Если сравнить два металла этой группы – литий и цезий по критериям активности металлов, то их энергии ионизации составляют - $I_{\text{Li}} = 5,39 \text{ }^{\circ}\text{В}$ и $I_{\text{Cs}} = 3,89 \text{ }^{\circ}\text{В}$, а значения стандартных электродных потенциалов - $\varphi_{\text{Li}^+/\text{Li}}^{\circ} = -3,04\text{В}$ и $\varphi_{\text{Cs}^+/\text{Cs}}^{\circ} = -2,92\text{В}$. Эти показатели свидетельствуют о том, что атом цезия, имеющий больший радиус, значительно легче расстается с единственным электроном внешнего энергетического уровня в сравнении с литием, а в водном растворе литий окисляется значительно активнее, чем цезий, это обусловлено большей энергией гидратации катионов Li^+ .

Идентификация свойств щелочных металлов позволила выявить специфичность лития и натрия в сравнении с другими металлами этой группы, что обусловлено различием радиусов их атомов и строения электронных оболочек.

Вследствие близких значений радиусов ионов, энергий ионизации, одинаковых координационных чисел, литий и натрий в живых организмах проявляют синергетический эффект и очень родственны по оказываемому биологическому воздействию, это обеспечивает их эквивалентную взаимную замещаемость в них. На этом основано использование хлорида натрия при отравлениях солями лития.

Схожесть и различие физико-химических показателей и свойств щелочных металлов влияют на их синергетическое, или антагонистическое воздействие при участии в биогенных процессах.

Так, например, литий и натрий имеют особенность концентрироваться во внеклеточной жидкости, а калий, рубидий и цезий - во внутриклеточной. В изученных системах калий, рубидий и цезий являются синергистами, а с литием и натрием-антагонистами.

По содержанию в организме человека натрий (0,08 %) и калий (0,23%) относятся к макроэлементам, а остальные щелочные металлы – литий (10^{-4} %), рубидий (10^{-5} %), цезий (10^{-4} %) - к микроэлементам. Щелочные металлы различных соединений входят в состав тканей человека и животных. Натрий и калий относятся к биогенным элементам и содержатся в организме в виде катиона Me^+ , активно участвуя в процессах ассимиляции и диссимиляции.

Литий. Содержание лития в организме человека составляет около 70 мг (10 ммоль-10⁻⁴ %). Соединения лития в малых концентрациях установлены в лимфоузлах, кишечнике, надпочечниках, плазме крови, легких, печени, щитовидной железе, сердце и других органах, максимальное количество лития найдено в мышцах человека. Этот элемент способен улучшать общее состояние при болезни Альцгеймера, при инфарктах, различных болезнях нервной системы, также ему под силу нейтрализовать воздействие радиации и солей тяжелых металлов. Недостаток этого микроэлемента в организме может спровоцировать хронические психические и нервные заболевания.

В Иене в Университете им. Фридриха Шиллера была установлено, что от концентрации лития в организме напрямую зависит период жизни, причем, воздействие повышенного содержания лития отражается на генном уровне, чем выше концентрация ионов лития, тем продолжительнее жизнь. Эксперименты с кольчатыми червями также подтвердили данную гипотезу. Поколения червей, лишённые избытка лития, но рожденные от тех особей, которые не нуждались в этом элементе, жили дольше.

Натрий. Содержание натрия в организме человека массой 70 кг составляет в приближении 60 г (2610 ммоль-0,08 %) в виде растворимых солей, в основном, хлорида, гидрокарбоната, фосфата. Из этого количества 44 % натрия находится во внеклеточной жидкости, 9% - во внутриклеточной, остальное количество натрия концентрируется в костной ткани.

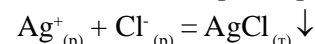
Катионы натрия служат гарантом поддержания постоянного осмотического давления в биологической жидкости организма (осмотического гомеостаза), обеспечивают транспортировку аминокислот, глюкозы, различных неорганических и органических анионов через мембраны клеток, а также кислотно-основное равновесие организма. Катионы натрия регулируют химическое равновесие водного обмена и оказывают влияние на работу ферментов – биологических катализаторов. При нарушении динамического химического равновесия концентрация катионов натрия в организме изменяется, что неизбежно влечет за собой нарушения функций нервной, сердечно-сосудистой и других систем.

Хлорид натрия - NaCl служит основным источником соляной кислоты при выработке желудочного сока.

Изотонический раствор NaCl (0,09%) используется при раство-

рении различных лекарственных препаратов, для промывания ран и слизистой оболочки носа, при интоксикации и обезвоживании организма.

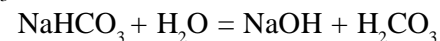
Гипертонические растворы NaCl с различной массовой долей, варьирующей в пределах 3 – 5 - 10%, как правило, применяют наружно в виде компрессов и примочек при лечении гнойных ран, и оказывают антимикробное действие. А 2 - 5%-ные растворы NaCl используют внутрь для промывания желудка при отравлении нитратом серебра - AgNO₃, который в ходе химического процесса превращается в малорастворимый и нетоксичный хлорид серебра:



Гидрокарбонат натрия – NaHCO₃ (питьевая или пищевая сода) используется при различных заболеваниях, сопровождающихся повышенной кислотностью – *ацидозом* – заболеванием, вызванным смещением значения pH крови в кислую область от нормальной величины, которая равна 7,4. Нейтрализация избыточной соляной кислоты происходит по схеме:



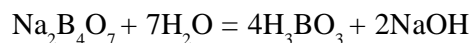
Следует иметь в виду, что частое применение NaHCO₃ может вызывать ряд побочных эффектов, что сопряжено с выделением диоксида углерода, раздражающего рецепторы слизистой оболочки желудка и способствующего перфорации стенок желудка, особенно при язвенной болезни. Слишком большая доза NaHCO₃ в результате гидролиза приводит к *алкалозу* (смещение значения pH крови в щелочную область от нормальной величины pH=7,4), что не менее вредно, чем ацидоз. Растворы гидрокарбоната натрия применяют в виде полосканий, промываний при воспалительных заболеваниях глаз, слизистых оболочек верхних дыхательных путей. Действие NaHCO₃ в виде антисептического средства основано на том, что в результате гидролиза, протекающего в очень незначительной степени, водный раствор NaHCO₃ проявляет слабощелочные свойства:



При воздействии щелочей на микробные клетки происходит осаждение клеточных белков и вследствие этого гибель микроорганизмов.

Сульфат натрия (*глауберова соль*) Na₂SO₄ · 10H₂O применяют в качестве слабительного средства.

Тетраборат натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ применяют как антисептическое средство для полосканий, спринцеваний, смазываний. Антисептическое действие $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ аналогично NaHCO_3 и связано с щелочной реакцией среды водного раствора этой соли вследствие её гидролиза, а также с образованием противомикробного лекарственного средства борной кислоты:



Калий. Норма содержания калия в организме взрослого человека массой 70 кг составляет примерно 140-260 г (в среднем, 4090 моль -0,23%). Калий является одним из самых важных биогенных элементов в человеческом организме и является антагонистом натрия – у них разные векторы действия.

Из общего количества калия, содержащегося в человеческом организме, до 90% приходится на внутриклеточную жидкость, порядка 8% содержится в костной ткани, и остальные 2% – во внеклеточной среде.

Топографическая концентрация калия отмечена по всему организму: в крови, в костной ткани, в сердце, в печени, в почках, в мышцах. Катионы калия - K^+ играют важную органогенную роль в физиологических процессах сокращения мышц, нормальном функционировании сердца, проведении нервных импульсов, обменных реакциях, они важные активаторы ферментов, находящихся внутри клетки, регулирующие проницаемость клеточных мембран.

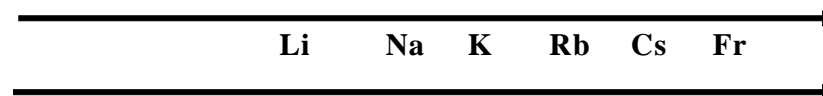
Рубидий и цезий. По содержанию в организме человека рубидий ($10^{-5}\%$) и цезий ($10^{-4}\%$) относятся к микроэлементам и являются синергистами калия, с аналогичной тенденцией накапливаться во внутриклеточной жидкости, и могут в различных биохимических процессах замещать эквивалентное количество калия. Радиоактивные изотопы ^{137}Cs и ^{87}Rb используются в радиотерапии злокачественных опухолей, а также при изучении метаболизма калия.

Франций. Это радиоактивный химический элемент, полученный искусственным путём. Имеются данные, что франций способен избирательно накапливаться в опухолях на самых ранних стадиях их развития. Эти наблюдения могут оказаться полезными при диагностике онкологических заболеваний.

В химическом отношении щелочные металлы относятся к числу наиболее активных элементов. Химическая активность

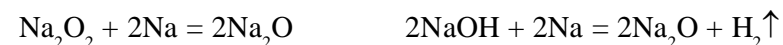
щелочных металлов закономерно увеличивается с ростом радиуса атомов.

Увеличение химической активности

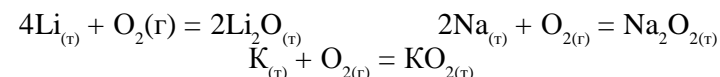


Увеличение радиуса атома

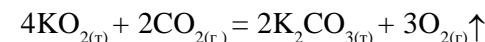
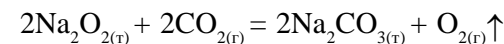
При непосредственном взаимодействии щелочных металлов с кислородом, оксид образует только литий - Li_2O , а остальные оксиды щелочных металлов могут быть получены косвенным путем. Оксид натрия, например, получают восстановлением соединений натрия металлическим натрием:



Все щелочные металлы, за исключением лития, при взаимодействии с кислородом образуют пероксиды (Na_2O_2) и надпероксиды (KO_2 , RbO_2 , CsO_2), например:



Пероксиды и надпероксиды щелочных металлов являются сильными окислителями. Натрий пероксид и калий надпероксид применяют в замкнутых объектах - подводных лодках, космических кораблях, с целью поглощения диоксида углерода и регенерации кислорода:



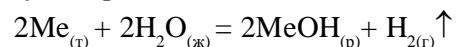
Оксиды щелочных металлов являются типичными основными оксидами и обладают их свойствами. Оксидам соответствуют сильные основания, растворимые в воде, называемые *щелочами*. Растворимость в воде и сила оснований увеличиваются в направлении, указанном стрелкой.



Характеристика оксидов и гидроксидов щелочных металлов

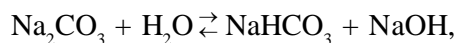
Степень окисления	+1
Оксиды	Твердые вещества белого цвета Me_2O
Гидроксиды	Твердые вещества белого цвета $MeOH$
Образование гидроксидов	$2Me + 2H_2O = 2MeOH + H_2 \uparrow$ $Me_2O + H_2O = 2MeOH$

Активно взаимодействуют щелочные металлы с галогенами, образуя галогениды ($MeHal$), с серой - с образованием сульфидов (Me_2S). Непосредственно с азотом щелочные металлы, за исключением лития, не реагируют. Все щелочные металлы активно реагируют с водой, образуя гидроксиды - ЭОН:



Щелочи являются легкоплавкими соединениями и хорошо растворимы в воде, за исключением $LiOH$. Твердые щелочи и их концентрированные растворы разъедают живые ткани вследствие обезвоживания и щелочного гидролиза белков, поэтому работа с ними требует защитных мер предосторожности.

Преобладающее большинство солей щелочных металлов являются хорошо растворимыми в воде, за исключением солей лития: Li_2CO_3 , LiF , Li_3PO_4 . Растворы солей щелочных металлов, образованных слабыми кислотами, имеют щелочной характер среды вследствие их гидролиза:



Соли щелочных металлов, образованные сильными кислотами ($NaCl$, KNO_3 , Rb_2SO_4) не гидролизуются, так как при взаимодействии с водой не происходит образование слабых электролитов, и весь процесс сводится к электролитической диссоциации воды. Соли и другие соединения щелочных металлов изменяют окраску пламени. С многоосновными кислотами щелочные металлы образуют как средние: Me_2SO_4 , Me_3PO_4 , Me_2CO_3 , Me_2SO_3 , так и кислые соли: $MeHSO_4$, MeH_2PO_4 , Me_2HPO_4 , $MeHCO_3$, $MeHSO_3$.

Опыт №1. Окрашивание пламени солями щелочных металлов

Приборы: штатив с пробирками, платиновая или нихромовая проволочка, газовая горелка, спички.

Реактивы: концентрированные соли лития, натрия и калия, 1н раствор соляной кислоты.

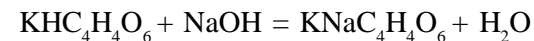
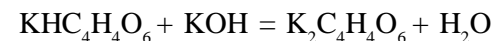
Ход работы. В три пробирки, отдельно в каждую, налить по 1-2 мл концентрированных растворов солей натрия, калия, лития. Взять платиновую или нихромовую проволочку, промыть её в соляной кислоте и прокалить в пламени горелки. Промывание и прокалывание повторить несколько раз до исчезновения окраски пламени. Затем окунуть раскаленную проволоку в раствор соли натрия и внести в бесцветное пламя горелки. Отметить в первое же мгновение окраску пламени, повторить эту процедуру несколько раз, после чего промыть проволоку в соляной кислоте и прокалить так, как указывалось раньше. Прodelать аналогично опыты с растворами солей калия и лития. Отметить в какой цвет окрашивается пламя горелки солями натрия, калия и лития.

Опыт №2. Открытие натрия и калия

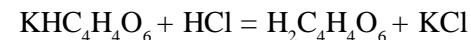
Приборы: штатив с пробирками, мерный цилиндр или мерная пробирка, стеклянная палочка, часовое стекло.

Реактивы: растворы хлоридов натрия и калия, гидротартрата натрия, гексанитрокобальтата натрия, дигидроантимоната калия.

Ход работы: а) к 1-2 мл раствора хлорида калия прилить 2-3 мл раствора гидротартрата натрия - $NaHC_4H_4O_6$, в результате выпадает белый кристаллический осадок $KHC_4H_4O_6$. Если осадок сразу не выпал, пробирку охладить в струе холодной воды и потереть стеклянной палочкой о внутреннюю стенку пробирки. Реакцию проводят в нейтральной среде, так как в присутствии щелочей получаются хорошо растворимые средние соли винной кислоты:



В сильноокислой среде осадок также не выпадает из-за образования растворимой винной (вино - каменной кислоты):



Написать уравнение реакции обнаружения калия гидротартратом натрия;

б) К 2-3 каплям раствора соли калия на часовом стекле прибавьте три капли раствора гексанитрокобальтата (III) натрия и потрите стеклянной палочкой, в результате чего образуется жёлтый осадок двойной соли калия и натрия – $K_2Na[Co(NO_2)_6]$. Написать уравнение реакции.

Для выполнения реакции необходим свежеприготовленный раствор гексанитрокобальтата (III) натрия, так как при хранении реактив разлагается с выделением ионов Co^{2+} , имеющих разовую краску. Порозовевший раствор реактива, непригоден к использованию;

в) К 1-2 мл раствора хлорида натрия прилить 2-3 мл раствора дигидроантимоната калия – KH_2SbO_4 , появляется белая муть NaH_2SbO_4 . Для ускорения осаждения и рекомендуется, как и в реакции с калием, потереть стеклянной палочкой внутреннюю стенку пробирки и охладить пробирку в струе холодной воды. Написать уравнение реакции.

Опыт №3. Горение натрия на воздухе

Приборы: фарфоровый тигель, фарфоровый треугольник, газовая горелка, фильтровальная бумага, вытяжной шкаф.

Реактивы: металлический натрий.

Ход работы. Кусочек металлического натрия величиной с горошину, извлечённый из керосина и тщательно очищенный от него фильтровальной бумагой, поместить в маленький фарфоровый тигель. Тигель поставить на фарфоровый треугольник в вытяжном шкафу и слабо нагревать до тех пор, пока натрий не сгорит. Образуется бледно-жёлтый порошок пероксида натрия Na_2O_2 . Сохранить его для следующего опыта. Написать уравнение реакции.

Опыт №4. Окислительные свойства пероксида натрия

Приборы: штатив с пробирками, газовая горелка.

Реактивы: растворы соли трёхвалентного хрома (III), едкого натра, пероксида натрия.

Ход работы. В две пробирки порознь наливают по 1 мл раствора соли трёхвалентного хрома. Затем в каждую из них приливают избыток раствора едкого натра до растворения выпавших в начале

осадков. Оставив одну контрольную пробирку для сравнения, во вторую всыпают полученный в предыдущем опыте порошок пероксида натрия и кипятят. Пронаблюдайте изменения окраски раствора из зелёной в жёлтую, дайте объяснение. Напишите уравнения всех последовательно проводимых реакций.

Опыт №5. Действие щелочных металлов на воду

Приборы: кристаллизатор, фильтровальная бумага, круглое стекло.

Реактивы: металлический натрий и калий под слоем обезвоженного керосина, вода, фенолфталеин.

Ход работы. В небольшой кристаллизатор, наполненный наполовину водой, прибавить 3-4 капли фенолфталеина и бросить туда небольшой кусочек, с горошину, металлического натрия. Натрий, извлечённый из банки с керосином, обсушить перед этим фильтровальной бумагой. Подобный опыт проделать с металлическим калием. Какая реакция протекает более энергично?

В обоих случаях, во избежание ожогов от разбрызгивания расплавленных металлов, кристаллизатор накрыть стеклом. Написать уравнения реакций.

Примечание: опыт групповой.

Опыт №6. Гидролиз солей щелочных металлов

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: кристаллические соли нитрата калия, хлорида натрия, карбоната натрия, хлорида цинка, сульфида натрия, вода, раствор нейтрального лакмуса.

Ход работы. В пять пробирок порознь положить по несколько кристалликов солей: KNO_3 , $NaCl$, Na_2CO_3 , $ZnCl_2$, Na_2S . Растворить их в 2-3 мл дистиллированной воды. К каждому раствору добавить 2-3 капли нейтрального раствора лакмуса. В каких пробирках наблюдается изменение окраски индикатора? Написать молекулярные и ионные уравнения реакций.

Опыт №7. Получение едкого натра

Приборы: химический стакан, фарфоровая чашка, штатив с пробирками, газовая горелка.

Реактивы: вода, безводный карбонат натрия, гидроксид кальция, раствор соляной кислоты, сульфат меди (II), хлорид железа (III).

Ход работы. В химическом стакане с 30-40 мл воды растворить 2 г безводного карбоната натрия. Нагреть раствор до кипения и внести в него небольшими порциями, помешивая, гидроксид кальция- $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в количестве, вдвое большем, по сравнению с требующимся по уравнению. Смесь прокипятить 15-20 мин. Сделать предварительную пробу на окончание реакции, для этого следует профильтровать в пробирку около 1 мл раствора, прибавить туда немного соляной кислоты. Обильное выделение пузырьков газа будет указывать на то, что реакция не окончена. Тогда раствор надо продолжать кипятить ещё 15-10 мин., после чего повторить испытание с соляной кислотой. Незначительное выделение пузырьков газа – это критерий окончания реакции.

Раствор отфильтровать в фарфоровую чашку и выпарить досуха. Сухой остаток в чашке охладить и растворить в 2-3 мл дистиллированной воды. Полученным раствором подействовать на сульфат меди (II) и хлорид железа (III), что наблюдается при этом? Написать молекулярные и ионные уравнения реакций.

Контрольные вопросы для самостоятельной работы

1. Каковы особенности металлической связи? Какие физические свойства металлов ею обуславливаются?
2. Написать электронно-графические конфигурации атомов лития, натрия, калия, рубидия и цезия. Как изменяются радиусы атомов, потенциалы ионизации и химическая активность простых веществ от лития к цезию?
3. Охарактеризовать отношение щелочных металлов к кислороду, водороду, галогенам, сере, азоту, фосфору, углероду, воде, кислотам, солям и подтвердить уравнениями химических реакций. Чем литий по своим свойствам отличается от других щелочных металлов? Дать объяснение и написать возможные уравнения реакций.
4. Сравнить химические и физические свойства гидридов щелочных металлов и водородных соединений неметаллов. Объяснить различие в свойствах, используя представления о характере химической связи.
5. Написать формулы каустической, кальцинированной, кристаллической и питьевой соды.
6. Составить схемы электролиза раствора хлорида калия и его расплава.

7. Что происходит с едкими щелочами, если их хранить в открытых сосудах? Во что они постепенно превращаются?

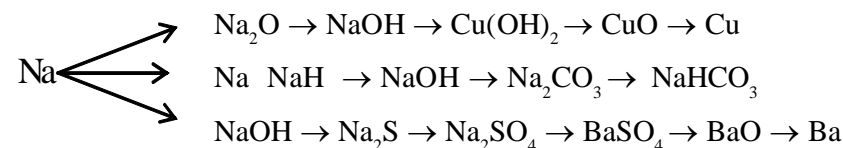
8. Приливание кислоты к растворам солей натрия в некоторых случаях может помочь их определению. Какую соль нельзя определить таким способом:

- а) Na_2CO_3 б) Na_2SO_3 в) Na_2S г) Na_2SO_4

9. Какие из перечисленных солей подвергаются процессу гидролиза: KCN ; KNO_3 ; K_2SO_4 ; K_2S ; KCl ? Написать молекулярные и ионные уравнения реакций.

10. Какие из растворов перечисленных соединений имеют щелочную реакцию среды ($\text{pH} \rightarrow 7$): Na_2SO_4 ; K_2CO_3 ; ZnS ; RbCl ; Cs_2SO_3 ; NaHCO_3 ; NaOH ; NaNO_3 ?

11. Напишите уравнения реакции, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



12. Какие из нижеперечисленных веществ могут быть использованы для нейтрализации азотной кислоты: оксид калия, гидрокарбонат калия, карбонат калия, гидроксид калия? Напишите возможные уравнения реакций.

13. Как распознать соединения щелочных металлов в водных растворах? Перечислите качественные признаки для ионов натрия, калия, лития.

14. Охарактеризуйте биологическую роль соединений калия и натрия.

15. Приведите пример уравнений реакций с кислородом для лития и для натрия. Чем отличаются эти реакции?

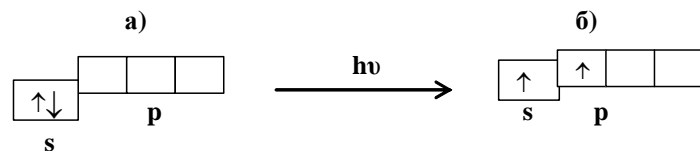
Тема: ЭЛЕМЕНТЫ II A ГРУППЫ. БЕРИЛЛИЙ, МАГНИЙ И ЩЕЛОЧНОЗЕМЕЛЬНЫЕ МЕТАЛЛЫ

Общая характеристика элементов II A группы. В состав II A группы периодической системы Д.И. Менделеева входят следующие элементы: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, и Ra. Бериллий, возглавляющий эту подгруппу металлов, и магний многими характеристиками и свойствами отличаются от остальных элементов подгруппы. Бериллий имеет схожие свойства с алюминием, а магний – с литием, в чём реализуется диагональное сходство между соседствующими элементами, расположенными в периодической системе. Элементы II A группы, за исключением бериллия, обладают ярко выраженными металлическими свойствами, их отличают низкие температуры плавления и высокая летучесть.

Три элемента II A группы - кальций, стронций, барий, а также искусственно полученный радий, называют щелочноземельными металлами, так как оксиды этих металлов алхимики называли «землями», которые при растворении в воде образуют типичные основания, обладающие щелочными свойствами.

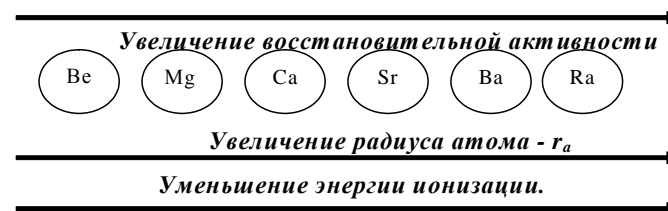
Все элементы II A группы, за исключением бериллия, являются полиизотопными элементами. Изотоп $^{90}_{38}\text{Sr}$, образующийся при ядерных взрывах и реакциях, вызывает страшные, неизлечимые заболевания, такие как лейкоз крови, саркому костей, лучевую болезнь.

Атомы элементов II A группы характеризуются наличием двух спаренных электронов на внешнем S-подуровне. По этой причине в невозбужденном состоянии атомы этих элементов имеют нулевую валентность (а). Возбуждение атома сопровождается переходом одного из s-электронов на соседнюю вакантную орбиталь P-подуровня, вследствие чего оба электрона становятся неспаренными (б).



Атомы этих элементов легко отдают свои два валентных электрона, проявляя степень окисления + 2. Таким образом, металлы II A

группы являются типичными восстановителями, уступая в этом отношении только щелочным металлам, причем восстановительная активность с увеличением радиуса атома в ряду Be - Ra закономерно возрастает, что является следствием уменьшения энергии ионизации в этом ряду:



Бериллий, магний, кальций, барий и радий - металлы серебристо-белого цвета, а стронций имеет золотистый цвет. Эти металлы – лёгкие, с низкими показателями плотности, особенно у кальция - 1,54 г/см³, магния - 1,74 г/см³ и бериллия - 1,85 г/см³, все они тепло- и электропроводны, их можно вытягивать в проволоку, ковать, прессовать. Элементы II A группы значительно твёрже щелочных металлов, самый мягкий из них - барий, аналогичный свинцу.

Немонотонное изменение физических свойств и параметров элементов II A группы объясняется существенным различием в строении пространственных кристаллических решёток. Для бериллия и магния характерны кристаллы с гексагональной плотной упаковкой, кристаллы стронция имеют кубическую гранецентрированную решётку, кальций при высокой температуре образует кристаллы с гексагональной плотной упаковкой, а при низкой - с гранецентрированной кубической решёткой. Объёмно-центрированная упаковка отличает кристаллы бария.

Бериллий. Содержание бериллия в земной коре составляет $3,8 \cdot 10^{-4} \%$, в живых организмах $\approx 10^{-7}$. Современный банк химических данных свидетельствует о наличии 30 бериллиевых минералов, наиболее распространенными из которых считается шесть разновидностей: берилл, хризоберилл, бертрандит, фенакит, гельвин, даналит.

Отдельные виды берилла считаются драгоценными камнями, такие как аквамарин, имеющий голубой, зеленовато-голубой и голубовато-зелёный цвет; изумруд – густо-зелёный, ярко-зелёный; гели-

одор – жёлтый; и многие другие разновидности берилла, различающиеся окраской, от темно-синей и красной до бесцветной. Цвет минералам придают примеси различных элементов.

Известно, что бериллий и его соединения высокотоксичные и обладают ярко выраженным аллергическим и канцерогенным действием, особенно летучие, вызывая ряд тяжелых заболеваний, таких как бериллиоз, бериллиевый рахит и другие. Биологическая роль бериллия требует более глубокого изучения.

Магний. Содержание магния в земной коре составляет 1,87 % по массе, общее содержание его в организме составляет 0,027 % (около 20 г). Магний – один из важных биогенных элементов, который в значительных количествах содержится в тканях животных и растений, образование хлорофилловых зерен без магния было бы невозможным.

В наибольшей степени магний концентрируется в дентине и эмали зубов, костной ткани, заметные накопления его отслеживаются в поджелудочной железе, скелетных мышцах, почках, мозге, печени и сердце. Суточная потребность в магнии составляет от 0,4 до 0,7 г.

Магний входит в состав многих ферментов, активируя биогенные процессы, он участвует в терморегуляции, снижает артериальное давление и необходим для деятельности нервно-мышечного аппарата при передаче нервных импульсов и ритмичной работы сердца, оказывает сосудорасширяющее действие, стимулирует желчеотделение, способствуя выведению из организма холестерина, активно участвует в синтезе и обмене белка и нуклеиновых кислот.

Кальций. Кальций - распространенный макроэлемент, содержащийся в организме растений, животных и человека, на долю которого приходится 1,4%, а в земной коре его содержание достигает 2,96 % по массе.

В организме человека кальций содержится в каждой клетке, поэтому биогенные функции его разнообразны. Он незаменим в клеточных структурах, участвуя в выработке необходимых гормонов и в образовании костной ткани, при его нехватке может развиваться остеопороз. Кальций необходим для равновесия процессов возбуждения и торможения в головном мозге, снижая возбудимость отдель-

ных участков нервной системы и температуру тела, необходим как активатор ферментов, влияющих на свёртывание крови, он ослабляет действие на организм токсинов, повышая устойчивость организма к инфекциям. От кальция зависит стабильная деятельность сердца и нормальная проницаемость сосудов и клеточных мембран, влияющих на обменные процессы, помогая организму избавляться от радионуклидов и солей тяжелых металлов. Он обладает противоаллергическими свойствами, снижая проявление аллергических реакций, и облегчает протекание таких заболеваний, как поллиноз, крапивница, бронхиальная астма и отёк Квинке.

Значение кальция для жизни растений трудно переоценить. Недостаток его задерживает рост корневой системы, иногда листья покрываются коричневыми пятнами и отмирают. Такие культуры как капуста, гречиха, табак, клевер лучше произрастают при повышенном содержании кальция в почве и отзывчивы на её гипсование. Почвы с высоким содержанием кальция отличаются хорошей структурой и высоким плодородием.

Стронций. По данным основателя геохимии изотопов академика А.П. Виноградова, среднее содержание стронция в живом организме составляет 0,002% и относится он к примесным микроэлементам, концентрируясь в костях, частично замещая кальций и участвуя в процессах остеогенеза (костеобразования), сохраняя костную ткань, снижая скорость ее разрушения и риски остеопороза.

Стронций, содержащийся в эритроцитах и плазме, позволяет прогнозировать и проводить диагностику заболевания лейкозом, так как при лейкозах содержание стронция в эритроцитах увеличивается, а в плазме уменьшается.

Образующийся при ядерных взрывах радиоактивный изотоп $^{90}_{38}\text{Sr}$ вызывает лучевую болезнь, поражая костную ткань, в особенности костный мозг. Накопление $^{90}_{38}\text{Sr}$ в атмосфере и организме человека способствуют развитию лейкемии и рака костей. Для удаления ионов из организма зачастую используют кислоту, называемую этилендиаминтетраацетатом (ЭДТА), которая провоцирует дополнительное вымывание кальция из костей. В целях предотвращения этого нежелательного процесса используют не кислоту, а её комплекс - $\text{Na}_2\text{CaЭДТА}$.

Барий. Общее содержание бария в организме составляет 10^{-5} %, а в земной коре - $6,2 \cdot 10^{-2}$ % по массе. Входит в состав многих труднорастворимых минералов. Главные его природные соединения: виверит – $\text{BaCO}_3 \cdot \text{SrCO}_3$, тяжелый шпат – $\text{BaSO}_4 \cdot \text{SrSO}_4$.

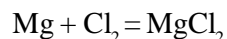
Ионы бария являются высокотоксичными для организма, и концентрируются максимально, до 90% - в костях и зубах, а также преимущественно в мышцах, головном мозгу, хрусталике и сетчатке глаза, селезенке.

Количественное определение бария может служить диагностическим тестом на заболевание лейкозом, так как при этом увеличивается содержание бария в эритроцитах и плазме крови.

Радий. Он относится к примесным микроэлементам, общее содержание его в организме составляет 10^{-11} - 10^{-12} %. Максимально допустимое содержание радия в организме человека не должно превышать $1 \cdot 10^{-7}$ г. Концентрируется радий преимущественно в костной ткани.

Препараты радия раньше применялись для лечения злокачественных опухолей, однако в настоящее время они практически не используются, их заменили более дешевыми изотопами ^{60}Co , ^{137}Cs .

В химическом отношении бериллий, магний и особенно щелочноземельные элементы являются химически активными металлами. Меньшей реакционной способностью отличается бериллий, что обусловлено образованием защитной оксидной плёнки на поверхности этого металла. Все металлы этой подгруппы легко реагируют с галогенами, например:



При образовании молекул MeX_2 происходит гибридизация S- и P-атомных электронных орбиталей, в результате чего образуются молекулы линейного строения X-Me-X, дипольный момент которых равен нулю.

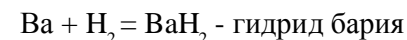
Бериллий и магний реагируют с кислородом и серой при нагревании, остальные металлы - при обычных условиях, образуя оксиды и сульфиды:



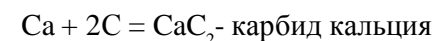
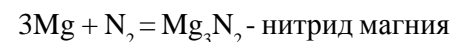
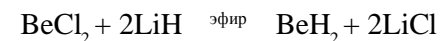
Подобно щелочным металлам, металлы IIА группы легко окис-

ляются на воздухе с образованием оксидов - MeO , а не пероксидов. При сжигании металлов этой подгруппы возможно образование пероксидов- MeO_2 , практическое значение из которых имеют пероксиды магния и бария.

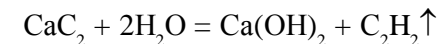
При нагревании магний и щелочноземельные металлы реагируют с водородом, азотом, углеродом, кремнием и другими неметаллами, например:



Бериллий с водородом непосредственно не реагирует, гидрид бериллия получают косвенным путём реакцией обмена между гидридом лития и солью бериллия:

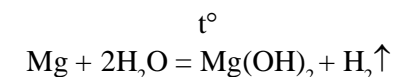


Карбид кальция - бесцветное кристаллическое вещество. Технический карбид в зависимости от сопутствующих примесей имеет различные цвета - серый, коричневый и чёрный, он активно взаимодействует с водой, образуя газообразное вещество ацетилен - C_2H_2 , широко используемый химической промышленностью:

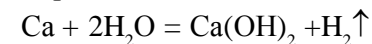


Расплавленные металлы IIА группы могут соединяться с другими металлами, образуя интерметаллические соединения, например: CaSn_3 ; Ca_2Sn и др.

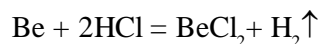
Бериллий с водой практически не взаимодействует, так как реакции препятствует защитная оксидная плёнка, пассивирующая поверхность металла. Магний реагирует с водой только при нагревании:



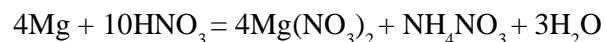
Остальные металлы активно взаимодействуют с водой при обычных условиях, например:



Металлы IIА группы взаимодействуют с галогеноводородными и разбавленной серной кислотами с выделением водорода:

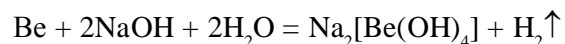


Разбавленную азотную кислоту металлы восстанавливают главным образом до аммиака или нитрата аммония (реакция с бериллием без нагревания идёт медленно), например:



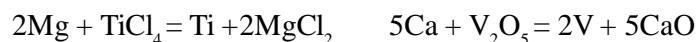
В концентрированных азотной и серной кислотах без нагревания поверхность бериллия пассивируется, остальные металлы активно реагируют с этими кислотами, при этом основными продуктами восстановления концентрированных кислот являются H_2S - для H_2SO_4 и N_2O - для HNO_3 .

Бериллий взаимодействует с водными растворами щелочей с образованием комплексных солей и выделением водорода:



При проведении реакции с расплавом щелочи при 400–500 °C образуются бериллаты: $\text{Be} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{BeO}_2 + \text{H}_2 \uparrow$

Магний и щелочноземельные металлы со щелочами не реагируют, но могут восстанавливать многие металлы из их оксидов и солей, например:

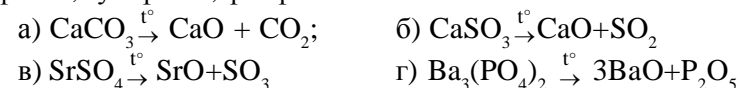


Эти реакции используются в металлургии для получения металлов.

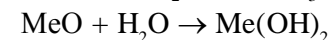
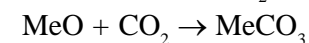
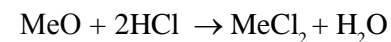
Металлы IIА группы образуют оксиды состава MeO и гидроксиды состава $\text{Me}(\text{OH})_2$. Оксид и гидроксид бериллия проявляют амфотерные свойства. Оксид магния (MgO) - белый тугоплавкий порошок, плохо растворимый в воде и обладающий основными свойствами. Оксид магния является компонентом магнезиального цемента, который готовят перемешиванием оксида магния с концентрированным раствором хлорида магния - MgCl_2 . Полученная глинообразная масса через несколько часов затвердевает, образуя прочный как мрамор монолит, химический состав которого отвечает формуле - MgOHCl . Часто в магнезиальный цемент вводят наполнители - опилки, стружки и другие компоненты, с целью использования его в качестве лёгкого строительного материала.

Оксиды щелочноземельных металлов в промышленности полу-

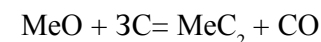
чают термическим разложением нерастворимых солей: карбонатов, сульфитов, сульфатов, фосфатов:



Оксиды щелочноземельных металлов взаимодействуют с кислотами и кислотными оксидами, а также с водой, образуя гидроксиды:



При высоких температурах оксиды щелочноземельных металлов реагируют с коксом, образуя карбиды металлов и оксид углерода (II).



Гидроксид магния – типичное основание средней силы. Основные свойства оснований металлов IIА группы усиливаются от $\text{Mg}(\text{OH})_2$ до $\text{Ra}(\text{OH})_2$.

Среди солей металлов IIА группы растворимыми в воде являются нитраты и хлориды, а из сульфатов хорошо растворимы только BeSO_4 и MgSO_4 . Многие соли металлов этой группы малорастворимы в воде. Растворимость большинства солей уменьшается от магния к барию. Среди галогенидов малорастворимые MgF_2 и CaF_2 , практически нерастворимы фосфаты магния и щелочноземельных металлов $\text{Me}_3(\text{PO}_4)_2$.

Опыт №1. Амфотерные свойства гидроксида бериллия

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы хлорида бериллия, едкого натра, соляной кислоты.

Ход работы. К 4-5 мл раствора хлорида бериллия прилить по каплям едкий натр. Содержимое взболтать и разлить в две пробирки. В одну прилить соляную кислоту, в другую - едкий натр. Реактивы прибавлять в обе пробирки до полного растворения осадка. Написать уравнения химических реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт №2. Получение гидроксида магния

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы соли магния, едкого натра, гидроксида аммония, хлорида аммония.

Ход работы: В две пробирки налить по 2-3 мл раствора соли магния. В одну внести раствор едкого натра, в другую раствор аммиака. Реактивы приливать до выделения осадка. Отметить цвет и количество осадков. К осадкам прилить раствор хлорида аммония до их растворения. Объяснить наблюдаемое явление. Может ли выпасть осадок гидроксида магния в присутствии солей аммония? Содержимое второй пробирки сохранить для третьего опыта. Написать уравнения химических реакций.

Опыт №3. Открытие иона магния

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы гидрофосфата натрия, хлорида магния, гидроксида аммония, хлорида аммония, хромогена чёрного.

Ход работы: а) в пробирку от опыта 2 прилить по каплям разбавленный раствор гидрофосфата натрия Na_2HPO_4 , взбалтывая содержимое пробирки, до обильного выделения плотного осадка двойной соли фосфата магния аммония - MgNH_4PO_4 ;

б) к 4-5 каплям раствора соли магния прибавить 1-2 капли раствора NH_4OH (или аммонийной буферной смеси $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NH}_4\text{OH}$) и 2-3 капли раствора хромогена чёрного (хромоген чёрный - специальный Эриохром чёрный ET-00 - органический краситель, имеющий состав $\text{C}_{20}\text{H}_{13}\text{O}_7\text{N}_3\text{S}$). Раствор становится винно-красным из-за образования комплекса с ионами магния $-\text{Mg}^{2+}$, осадок не выпадает, так как получающееся соединение хорошо растворимо в воде. Вместо раствора хромогена чёрного можно добавить несколько крупинок сухой смеси красителя с хлоридом натрия в отношении 1:100.

Опыт №4. Гидролиз солей магния

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: раствор соли магния, раствор соды.

Ход работы. Налить в пробирку немного раствора соли магния и раствора соды, до выпадения белого осадка основной соли магния $\text{Mg}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$. Написать уравнение реакции.

Опыт №5. Свойство гидроксидов и карбонатов щелочно-земельных металлов

Приборы: штатив с пробирками, газовая горелка.

Реактивы: растворы хлоридов кальция, стронция и бария, едкого натра, карбоната натрия, серной кислоты.

Ход работы: а) в три пробирки порознь разлить по 1-2 мл хлоридов кальция, стронция и бария. В каждую пробирку затем добавить разбавленный раствор едкого натра. Обратит внимание на количество выпавших осадков. Написать уравнения реакций;

б) повторить опыт с теми же солями, заменив едкий натр карбонатом натрия. Обратит внимание на вид полученных осадков. Прокипятить растворы и дать настояться. Наблюдать изменение вида осадков. На осадки подействовать серной кислотой. Что при этом наблюдается? Написать уравнения всех реакций.

Опыт №6. Открытие щелочноземельных металлов

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы хлорида бария, хромата калия, нитрата кальция, хлорида аммония, гидроксида аммония, гексационоферрата (II) калия, нитрата стронция, гипсовой воды ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), соляной и уксусной кислот.

Ход работы: а) к 2-3 мл раствора соли бария прибавить, такой же объем хромата калия K_2CrO_4 . Полученный осадок разделить на две части и испытать его на растворимость в соляной и уксусной кислотах. Написать уравнение реакции, отметив цвет осадка;

б) в пробирку с 2-3 мл раствора соли кальция прибавить понемногу растворы NH_4Cl и NH_4OH , затем нагреть до кипения и прилить примерно равный объём, насыщенного раствора гексационоферрата (II) калия - жёлтой кровавой соли - $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Наблюдать выпадение белого кристаллического осадка $\text{Ca}(\text{NH}_4)_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Испытать осадок на растворимость в соляной и уксусной кислотах. Написать уравнение реакции;

в) к 2-3 мл раствора соли стронция прилить примерно равный объём «гипсовой воды» и слегка подогреть. Спустя некоторое время наблюдать появления муты SrSO_4 . Написать уравнение реакции.

Опыт №7. Сухая реакция окрашивания пламени солями кальция, стронция и бария

Приборы: штатив с пробирками, газовая горелка, платиновая или нихромовая проволока.

Реактивы: концентрированные растворы хлоридов кальция, стронция и бария, раствор соляной кислоты.

Ход работы. В три пробирки порознь налить по 1-2 мл концентрированных растворов хлоридов кальция, стронция и бария. Взять платиновую или нихромовую проволоку, промыть её в соляной кислоте и прокалить в пламени горелки. Эту операцию повторить несколько раз, пока пламя не перестанет окрашиваться. Затем погрузить раскалённую проволоку в пробирку с раствором хлорида кальция и внести в бесцветную часть пламени горелки, отметив цвет пламени.

После чего проволока снова промывается, прокаливается, как указывалось выше, и делается аналогичный опыт с растворами хлорида стронция и бария последовательно. В какой цвет окрашивается пламя горелки солями кальция, стронция и бария?

Опыт № 8. «Бенгальские огни»

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: бертолетова соль, сера, углерод, нитраты стронция и бария.

Ход работы. Окрашивание пламени солями стронция и бария используется для получения сигнальных, или так называемых «бенгальских» огней в массовых частях:

<i>Красный</i>	<i>Зелёный</i>
4 части $KClO_3$	9 частей $KClO_3$
11 частей S	10 частей S
2 части C	31 часть $Ba(NO_3)_2$
33 части $Sr(NO_3)_2$	

Каждый компонент должен быть тщательно просушен и хорошо измельчен. Бертолетову соль следует измельчать во избежание взрыва небольшими порциями. Отвесить на технико-химических весах 0,4 г бертолетовой соли для красного огня и 0,9 г - для зелёного. Соответственно, отвесить и другие составные части. Порошки сыпать на бумагу и тщательно перемешать лучинкой, чтобы смесь

стала однородной. Каждую смесь в отдельности насыпать горкой на асбестовую сетку под тягой и при помощи длинной лучинки поджечь. Описать результаты опыта.

Примечание: опыт групповой, выполнять в вытяжном шкафу!

Контрольные вопросы для самостоятельной работы

1. Как можно получить негашеную и гашеную известь? Написать уравнения реакций получения и гашения извести.

2. С какими из следующих веществ реагирует барий: H_2O , HCl , $Ca(OH)_2$, $Zn(NO_3)_2$, Na_2O ? Написать возможные уравнения реакций.

3. С какими из следующих веществ реагирует гидроксид кальция: $NaOH$, SO_2 , Na_2O , HCl , $Al(OH)_3$, H_3PO_4 , $BaCl_2$? Написать возможные уравнения химических реакций.

4. Какова электронная конфигурация атома кальция?

а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

б) $1s^2 2s^2 2p^2$ г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$

5. Какие из перечисленных веществ, взаимодействуют между собой? Какого состава осадок образуется при взаимодействии растворов солей Na_3PO_4 и $Ca(NO_3)_2$? Написать уравнение реакции:

а) $NaNO_3$; б) $Ca(OH)_2$; в) $Ca_3(PO_4)_2$; г) Na_2HPO_4

6. Растворы каких из указанных веществ имеют щелочную реакцию среды ($pH \rightarrow 7$)?

а) $Ba(OH)_2$; б) $CaCl_2$; в) $Ca(HCO_3)_2$; г) $Ba(NO_3)_2$.

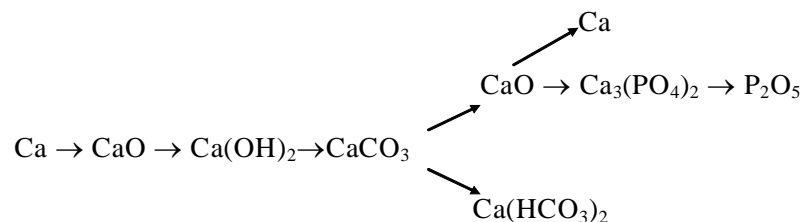
7. Какие из следующих солей подвергаются гидролизу:

а) $Ca(NO_3)_2$; б) $CaCO_3$; в) $BaBr_2$; г) $BaCl_2$

Написать возможные уравнения реакций гидролиза солей в молекулярной и ионной формах.

8. Прокаливая карбонат кальция на воздухе, можно практически нацело разложить его на CaO и CO_2 . Какие условия необходимо создать для того, чтобы при той же температуре остановить разложение соли или направить процесс в обратную сторону?

9. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



10. Соединения бария ядовиты, в тоже время сульфат бария употребляется в медицине при рентгенокопии желудка больных. Чем это можно объяснить?

11. Относительная молярная масса будет наименьшей для:

- а) CaCl_2 ; в) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$;
б) $\text{Ca(NO}_3)_2$; г) CaO ?

12. К осадку гидроксида магния отдельно прибавляли: а) избыток раствора щелочи; б) раствор сульфата аммония; в) раствор сульфата натрия; г) раствор соляной кислоты.

Во всех ли случаях произошла реакция? Напишите уравнения возможных реакций.

Тема: ОПРЕДЕЛЕНИЕ КАРБОНАТНОЙ ЖЁСТКОСТИ ВОДЫ

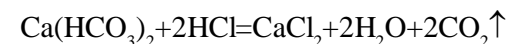
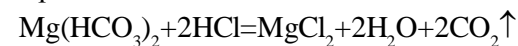
Жесткость природной воды объясняется присутствием в ней солей двухвалентных металлов ПА группы, главным образом гидрокарбонатов и сульфатов кальция и магния, а также железа. Жесткость воды различают *временную* или *карбонатную*, *постоянную* и *общую*.

Карбонатная жесткость зависит от содержания в воде растворимых солей кальция и магния. Она почти полностью устраняется кипячением:



Некарбонатная или *постоянная жесткость* воды определяется присутствием в воде сульфатов (а также хлоридов) кальция и магния. Кипячением она не устраняется. Сумма временной и постоянной жесткости даёт *общую жесткость* воды.

Жесткость воды выражают количеством миллиграмм-эквивалентов растворимых солей магния и кальция на литр воды. Карбонатную жесткость определяют титрованием определенного объема воды рабочим раствором кислоты.



Определение состоит в следующем:

1. Приготовление исходного раствора соды.
2. Приготовление рабочего раствора кислоты.
3. Определение временной жесткости воды.

I. Приготовление 100 мл 0,1 н раствора соды:

Расчёт: 1. Найти эквивалент Na_2CO_3 .

2. Определить величину навески соды для приготовления 100 мл 0,1 н раствора по формуле: $Q = E \cdot N \cdot V(\text{л})$

Ход работы:

1. Отвесить на технических весах навеску соды.
2. На аналитических весах взвесить бюкс.
3. Навеску соды перенести в бюкс и взвесить на аналитических весах.

4. По разности между массой бюкса с навеской соды и массой пустого бюкса определяют навеску соды.

5. Полученную навеску соды растворяем в дистиллированной воде в мерной колбе на 100 мл.

Нормальность раствора соды определяем по формуле:

$$T = \frac{\text{Навеска на 100 мл} \cdot 10}{\text{эквивалент}}$$

или определяем титр – T раствора соды, а через титр находим нормальность:

$$T = \frac{\text{навеска}}{V} \qquad N = \frac{T \cdot 1000}{\text{эквивалент}}$$

Величина титра и нормальность раствора должны иметь четыре значащих цифры.

II Приготовление 250 мл, приблизительно 0,1 н раствора H₂SO₄

Ареометром измеряем удельный вес кислоты, по таблице определяем процентное содержание. Вычисляем эквивалент H₂SO₄ и определяем количество H₂SO₄, необходимое для приготовления раствора по формуле:

$$Q = \varepsilon \cdot N \cdot V(\text{л})$$

Но, так как кислота у нас не 100%, делаем расчет на имеющуюся кислоту. Например: кислота 36%, с d = 1,179. Это значит, что:

100 г 36 %-ного раствора содержат 36 г чистой кислоты, а

Xг ———— Q (то, что рассчитали по формуле выше).

$$X = \frac{Q \cdot 100}{36}$$

Полученную массу в граммах H₂SO₄ делим на «d» кислоты, тем самым находим объем H₂SO₄ в мл, необходимый для приготовления

250 мл 0,1 н раствора $V = \frac{m}{d}$ (из формулы $d = \frac{m}{v}$)

В мерную колбу на 250 мл наливаем немного воды. Мерным цилиндром отмеряем рассчитанное количество мл серной кислоты и, затем доливаем водой по метки.

III Установка нормальности раствора серной кислоты по соде

Титрование производится с метиловым оранжевым путем приливания серной кислоты - H₂SO₄ из бюретки к раствору соды.

Ход работы. Бюретку промыть приготовленным раствором H₂SO₄. Пользуясь воронкой, наполняем раствором H₂SO₄. Носик бюретки должен быть тоже заполнен. Воронку убрать и установить мениск на нулевом делении. Пипеткой отмериваем 20 мл соды и переносим в коническую колбу для титрования. Прилить 1-2 капли метилового оранжевого и начинать титрование. Первое титрование считается ориентировочное. Затем надо добиться того, чтобы желтая окраска метилового оранжевого переходила в бледно-розовую от избыточной капли кислоты. Титрование повторить трижды. Результаты титрования записать в тетрадь. Из близких друг к другу отчетов взять среднее. Вычислить нормальность серной кислоты по формуле:

$$N_k = \frac{N_c \cdot V_c}{V_k}$$

IV. Определение карбонатной жесткости воды

В коническую колбу отмерить цилиндром 100 мл анализируемой воды, прибавьте две капли метилового оранжевого и титрируйте рабочим раствором H₂SO₄ до перехода желтой окраски индикатора в бледно-розовую. Повторите титрование 2-3 раза и из сходящихся отчетов возьмите среднее.

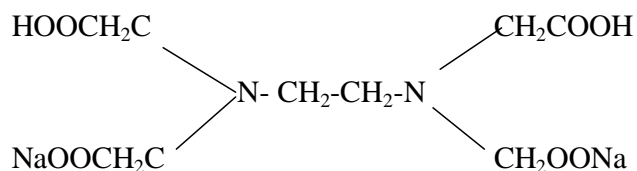
Чтобы вычислить карбонатную жесткость в миллиграмм – эквивалентах на один литр воды, находят нормальность растворов солей и умножают на 1000:

$$\text{Ж.В.} = \frac{V_k \cdot N_k}{V_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 1000 \quad (\text{мг} - \text{экв/л})$$

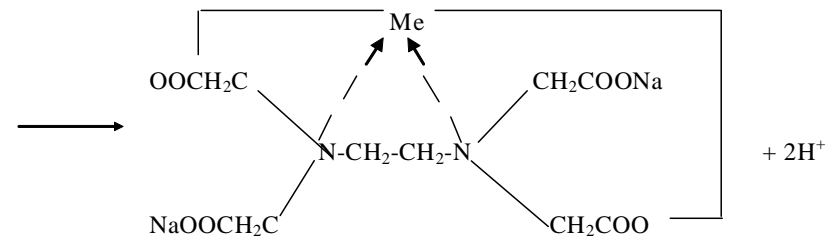
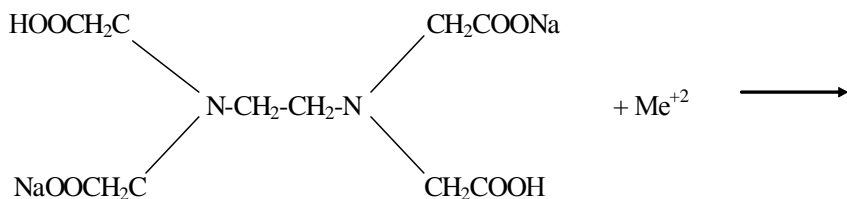
Тема: КОМПЛЕКСОМЕТРИЧЕСКОЕ ОПРЕДЕЛЕНИЕ ОБЩЕЙ ЖЁСТКОСТИ ВОДЫ

Комплексометрическое титрование - это один из методов титриметрического (объемного) анализа, основанного на реакциях, при которых определяемые ионы образуют комплексные соединения с отдельными органическими веществами. С помощью этого метода определяют различные катионы (Mg^{+2} , Ca^{+2} , Zn^{+2} , Hg^{+2} , Al^{+3}) и анионы (CN^- , F^- , Cl^-), обладающие свойством образовывать комплексные соединения.

Химические реактивы, называемые комплексонами, представляют собой группу органических соединений, являющихся производными аминополикарбоновых кислот. Одним из таких комплексонов является трилон Б - динатриевая соль этилендиаминтетрауксусной кислоты, сокращенная формула которого - Na_2H_2Tr .



При взаимодействии трилона Б со многими катионами образуются достаточно прочные и растворимые в воде внутри комплексные соли. Катион металла замещает атомы водорода функциональных групп органического соединения и одновременно взаимодействует с другими группами посредством координационной связи:



Комплексометрический метод применяется для определения общей жесткости воды, которую характеризуют суммарным количеством миллиграмм-эквивалентов катионов кальция Ca^{+2} и магния Mg^{+2} в 1 л природной воды.

При определении жесткости воды используются следующие растворы:

1. Исследуемый раствор - природная вода.
2. Аммонийный буферный раствор, применяемый для подщелачивания.
3. Индикатор - хромоген чёрный.
4. Рабочий раствор - 0,05 н р-р трилона Б.

Ход определения: В колбу для титрования возьмите мерным цилиндром 100 мл исследуемой (водопроводной) воды и прилейте 5 мл аммонийной буферной смеси. Прибавляйте по каплям раствор индикатора хромогена чёрного до появления хорошо заметной, но не очень тёмной винно - красной окраски. Можно использовать 20-30 мг сухой смеси индикатора хромогена чёрного с хлоридом натрия, которую вносят на конце шпателя.

Титруйте воду 0,05 н. раствором трилона Б, до перехода винно-красной окраски в синюю. В конце титрования раствор трилона Б прибавляйте по одной капле, добейтесь, чтобы красноватый оттенок совершенно исчез. Повторите титрование 2-3 раза и из сходящихся расчётов возьмите среднее значение.

Общую жесткость воды (в мг-экв/л $Ca^{2+} Mg^{2+}$) вычислите по формуле:

$$Q_{Ca^{2+} + Mg^{2+}} = \frac{N_{Tr} \cdot V_{Tr}}{V_{воды}} \cdot 1000$$

где: N_{Tr} - нормальность раствора трилона Б; V_{Tr} - объём рабочего раствора трилона, затраченный на титрование, в мл.; $V_{воды}$ - объём воды, взятый для определения, в мл.

Тема: СЕМИНАР: ХИМИЯ S – ЭЛЕМЕНТОВ

Перечень вопросов для собеседования

1. Химический адрес элементов S – семейства, их общая характеристика.
2. Водород, особенности положения в периодической системе. Изотопы водорода, физические и химические свойства.
3. Вода, строение молекулы, физические и химические свойства. Экологическое и биологическое значение воды. Тяжелая вода.
4. Пероксид водорода, природа химических связей и химические свойства. Окислительно-восстановительная двойственность пероксида водорода.
5. Каковы тенденции изменения энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, восстановительной активности у элементов IA-IIА групп с увеличением порядкового номера?
6. Охарактеризуйте физические свойства элементов IA-IIА групп.
7. Выделите основные химические свойства элементов S – семейства.
8. На чем основано отличие свойств бериллия и магния от свойств щелочноземельных металлов.
9. Биологическая роль элементов S – семейства.
10. Жесткость воды, виды жесткости, чем она обусловлена и способы ее устранения.

Контрольные вопросы для самоподготовки

1. На чем основано применение в медицине гипертонических и изотонических растворов NaCl?
2. Объясните разъедающее действие твердых щелочей и их концентрированных растворов.
3. Применение какого из препаратов NaHCO₃ или MgO при повышенной кислотности желудочного сока сопровождается меньшим побочным эффектом?
4. Ионы Ba⁺² высокотоксичны для организма. Объясните, почему рентгеноконтрастное вещество – BaSO₄ принимают внутрь при рентгеновской диагностике заболеваний пищеварительного тракта без опасений?

5. Почему при отравлении солями бериллия добавляют избыток солей магния?

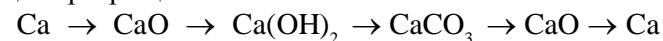
6. Окислительные или восстановительные свойства проявляют щелочные и щелочноземельные металлы при взаимодействии с неметаллами. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

7. Почему известковая вода мутнеет на воздухе, а раствор гидроксида калия – нет? Будет ли мутнеть при длительном стоянии на воздухе раствор гидроксида бария? Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций.

8. Как приготовить известковую воду, имея в своем распоряжении мрамор и воду? Напишите уравнение реакции.

9. Напишите уравнение реакций, характеризующие химические свойства оксида и гидроксида кальция.

10. Напишите уравнение реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



11. Составьте схемы и уравнения реакций, протекающих при электролизе:

а) расплава хлорида натрия;

б) раствора сульфата калия.

12. Напишите электронно-графическую структуру иона бериллия и уравнение образования комплексного соединения при взаимодействии BeCl₂ и NaOH.

Химия P – элементов

Общая характеристика P-элементов. К P-семейству относят 30 элементов IIIA-VIIA групп, у которых в атомах электронами заполняется р-подуровень внешнего энергетического уровня, емкость которого варьирует от одного до шести электронов, причем, количество электронов на внешнем энергетическом уровне соответствует номеру группы. P-элементы входят в состав главных подгрупп второго и третьего малых периодов и четвертого – шестого больших периодов. Строение внешнего электронного уровня атомов элементов P – семейства, в зависимости от номера группы, последовательно изменяется следующим образом: ns² np¹; ns² np²; ns² np³; ns² np⁴; ns² np⁵; ns² np⁶.

	E ↑			
	ns	np _x	np _y	np _z
III A: ns ² np ¹	↑↓	↑	□	□
IV A: ns ² np ²	↑↓	↑	↑	□
V A: ns ² np ³	↑↓	↑	↑	↑
VI A: ns ² np ⁴	↑↓	↑↓	↑	↑
VII A: ns ² np ⁵	↑↓	↑↓	↑↓	↑
VIII A: ns ² np ⁶	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

В периодах слева направо, при последовательном увеличении зарядов P -элементов, атомные (r_a) и ионные ($r_{и}$) радиусы уменьшаются, а энергия ионизации ($E_{и}$), сродство к электрону ($E_{ср}$), электроотрицательность при этом увеличивается. В целом у P -элементов, кроме алюминия, восстановительная активность выражена сравнительно слабо, а окислительная активность элементарных веществ и неметаллические свойства усиливаются в периодах слева направо.

В группах радиусы атомов и одноподобных ионов в целом увеличиваются, а энергия ионизации при переходе от 2 P -элементов к 6 P -элементам уменьшается, что сопряжено с *эффектом экранирования*. По мере возрастания числа электронных оболочек атомов усиливается эффект экранирования заряда ядер электронами, находящимися между ядром и внешними электронами, что приводит к ослаблению связи между внешними электронами и ядром, в результате потенциал ионизации атома уменьшается. С увеличением порядкового номера P -элемента в группе неметаллические свойства ослабевают, а металлические усиливаются.

В атомах P -элементов валентны не только P -электроны, но и S -электроны внешнего уровня. Высшая степень окисления P -электронных аналогов равна номеру группы, в которой они размещены. Элементы второго периода – В, С, N, O, F- в значительной степени отличаются строением атомов и, как следствие, своими свойствами

от элементов – аналогов нижеследующих периодов. Начиная с третьего периода, у P -элементов появляется вакантный d -подуровень, на который могут переходить электроны с P -подуровня при возбуждении атомов, что позволяет элементам этих периодов обретать другое валентное состояние.

При последовательном переходе от одного P -элемента к другому вдоль периода падает способность к образованию положительно заряженных ионов с зарядом, отвечающим номеру группы, а способность к образованию отрицательных ионов с зарядом, равным разности (8-№ группы) последовательно возрастает.

P -элементы образуют двухатомные молекулы- Э_2 , которые отличаются своей устойчивостью. Наиболее устойчивы молекулы Э_2 элементов второго периода- N_2 ; O_2 и F_2 . В группах сверху вниз прочность связи $\text{Э}-\text{Э}$ в молекулах уменьшается.

Элементы второго периода: азот, кислород, фтор обладают ярко выраженной способностью образовывать водородную связь, элементы последующих периодов эту способность теряют.

Исследование динамики степени окисления P -элементов позволяет сделать вывод, что положительная степень окисления P -элементов в группах сверху вниз понижается, а устойчивость низких степеней окисления возрастает. Так, например, устойчивую степень окисления +3 мы констатируем у бора, а у таллия +1; углерод имеет +4, а свинец +2.

Важно отметить, что пять P -элементов: С; N; P; O; S - являются органогенами и составляют основу живых систем, а ряд других элементов: I; Cl; Br; F; Si-относят к незаменимым микроэлементам.

Тема: ЭЛЕМЕНТЫ III A - ГРУППЫ

Общая характеристика. В состав IIIA–группы периодической системы элементов Д. И. Менделеева входят широко распространенные – бор и алюминий, а также редкие – галлий, индий, таллий.

Бор. Бор относится к примесным микроэлементам, его массовая доля в организме человека составляет 10^{-5} %. Концентрируется бор главным образом в легких (0,34 мг), щитовидной железе (0,3 мг), селезенке (0,26 мг), печени, мозге (0,22 мг), почках, сердечной мышце (0,21 мг). Бор входит в состав зубов и кости в виде труднорастворимых солей борной кислоты с катионами металлов.

Бор можно отнести к разряду эссенциальных – жизненно необходимых микроэлементов, влияющих на кальциевый, магниевый и фосфорный обмен в живом организме, но избыток бора вреден для организма, так как нарушает в организме обмен углеводов и белков.

Алюминий. По содержанию в организме человека (10^{-5} %) алюминий относится к примесным микроэлементам, концентрируясь главным образом в сыворотке крови, легких, печени, костях, почках, ногтях, волосах, входит в структуру нервных оболочек мозга человека. Суточное потребление алюминия человеком составляет 47 мг. Он влияет на развитие эпителиальной и соединительной тканей, на регенерацию костных тканей, на обмен фосфора.

Избыток алюминия в организме тормозит синтез гемоглобина, так как благодаря довольно высокой комплексообразующей способности алюминия блокирует активные центры ферментов, участвующих в кроветворении.

Алюминий имеет особенность с возрастом накапливаться в головном мозге, особенно в сером веществе, следствием чего является тяжелая форма старческого заболевания – *болезнь Альцгеймера*, провоцирующая слабоумие. Ученые доказали, что это заболевание – *алюминиевый нейротоксикоз*-токсическая энцефалопатия, при котором доминируют неврологические расстройства, доминирует в нездоровом мозге.

Галлий. Галлий – примесный микроэлемент (содержание в организме человека 10^{-5} – 10^{-6} %). Биологическая роль галлия в живых организмах почти не выяснена.

Индий. Биологическое действие индия неизвестно, поэтому соединения индия в медицине не применяют.

Таллий. Таллий относится к сильно токсичным элементам, по-

давливающим активность ферментов, содержащих гидротиогруппы – HS. Вследствие близости радиусов K^+ и Tl^+ , они обладают сходными свойствами и способны замещать друг друга в ферментах. Эти катионы являются синергистами. В качестве противоядия при отравлении ионами Tl^+ используют соединение, в составе которого имеется серосодержащий лиганд, – аминокислоту – цистин.



Таллийсодержащие ядохимикаты широко используются в современном сельскохозяйственном производстве. В медицине используется таллиевый пластырь для лечебной депиляции.

Атомы элементов IIIA– группы на внешнем энергетическом уровне имеют по три электрона, и общая электронная формула валентной оболочки атомов имеет вид: $ns^2 np^1$. Из них в невозбужденном состоянии не спарен только один *P*-электрон. Однако соединения большинства этих элементов, за исключением таллия, в которых их степень окисления +1, очень неустойчивы, а наиболее стабильная степень окисления +3, так как энергия, затраченная для перевода электрона с *S*-подуровня на *P*-подуровень, в возбужденном состоянии, сполна компенсируется энергией, высвобождаемой при образовании дополнительных химических связей. С увеличением радиуса атома участие двух электронов *S*-подуровня в образовании химических связей уменьшается, максимальная инертность электронного дуплета проявляется в шестом периоде – $6s^2$, в результате чего таллий в соединениях проявляет степень окисления +1.

Металлические свойства элементов IIIA группы с увеличением порядкового номера усиливаются, однако последовательного изменения металлических свойств не наблюдается, они резко усиливаются при переходе от бора к алюминию, ослабевая у галлия и вновь постепенно растут при переходе к таллию.

Факт этот обусловлен тем, что атомы галлия, индия и таллия, в отличие от атомов бора и алюминия содержат по 18 электронов на предпоследнем уровне, поэтому нарушается линейное изменение свойств: радиусов атомов, температур плавления и других параметров. От бора к алюминию радиус атома значительно возрастает, металлические свойства при этом резко усиливаются, от алюминия к галлию радиус атома сужается, в чем проявляется *d*-сжатие, а энергия ионизации увеличивается. При переходе от индия к таллию отме-

чено незначительное увеличение радиуса атома, что сопряжено с лантаноидным сжатием.

Металлические свойства элементов IIIA группы выражены значительно слабее, чем у соответствующих элементов IA и IIA групп. У бора отмечается преобладание неметаллических свойств, галлий, индий, таллий являются типичными металлами.

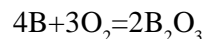
Бор образуют несколько аллотропных модификаций, которые отличаются строением. Кристаллические модификации представляют собой кристаллы чёрного и тёмно-серого цвета, а кристаллы квадратной формы – гранатово – красные, твёрдые и хрупкие. Кристаллический бор по твёрдости уступает лишь алмазу, он имеет малые значения электропроводности, которые с повышением температуры растут. Аморфный бор коричневого или бурого цвета, без запаха и вкуса, плохо проводящий тепло и электричество.

В отличие от бора, алюминий, галлий, индий и таллий представляют собой серебристо-белого цвета мягкие металлы, легко растворимые в кислотах, а алюминий, галлий и индий растворяются и в щелочах. Их оксиды состава - $\text{Э}_2\text{O}_3$ и гидроксиды - $\text{Э}(\text{OH})_3$ являются амфотерными, за исключением гидроксида таллия (III)- $\text{Tl}(\text{OH})_3$, обладающего только основными свойствами.

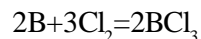
В соединениях типа ЭX_3 связи с тремя соседними атомами осуществляются за счёт перекрывания трёх sp^2 -гибридных орбиталей, такие молекулы имеют плоское треугольное строение (дипольный момент равен нулю).

Бор выполняет как функции восстановителя, так и окислителя. При взаимодействии бора с неметаллами он выполняет функции восстановителя.

Бор сгорает в кислороде при $t^0 = 700^\circ\text{C}$, образуя оксид, на воздухе бор не реагирует с кислородом:



Отмечена активность бора по отношению к галогенам: при обычных условиях бор реагирует с фтором, а при нагревании вступает во взаимодействие с другими галогенами, образуя галогениды, например:



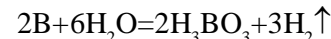
При температуре выше 1000°C бор взаимодействует с азотом, образуя нитрид бора: $2\text{B} + \text{N}_2 = 2\text{BN}$

С водородом бор непосредственно не соединяется. Соединение бора с водородом - бораны, простейший из которых - B_2H_6 , получают косвенным путём, они имеют общую формулу: B_nH_{n+4} и B_nH_{n+6} , где $n=2-20$.

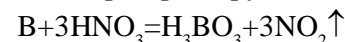
Бор взаимодействует с металлами, выполняя роль окислителя, образует бориды. Реакции с металлами протекают при высоких температурах.



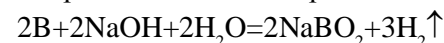
В случае, если бор раскалить докрасна, то он реагирует с парами воды, в результате образуется борная кислота:



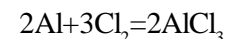
Концентрированные серная - H_2SO_4 и азотная - HNO_3 кислоты окисляют бор до борной кислоты. С кислотами, не являющимися сильными окислителями, бор не реагирует.



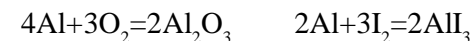
Аморфный бор медленно реагирует с крепкими растворами щелочей при нагревании, кристаллический бор устойчив к действию щелочей, только расплавленные щелочи, в присутствии окислителей, взаимодействуют с кристаллическим бором:



Алюминий очень активный металл, в ряду напряжений стоящий после щелочных и щелочноземельных металлов. Однако его активность в обычных условиях несколько снижается из-за наличия тонкой пленки оксида, которая всегда образуется на поверхности металла при контакте его с воздухом. Эта оксидная плёнка очень прочная, предохраняющая металл от дальнейшего окисления, чем объясняется высокая стойкость алюминиевых изделий к морской воде. При обычных условиях алюминий взаимодействует с хлором и бромом:



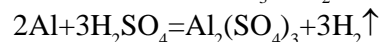
При нагревании алюминий взаимодействует со многими неметаллами:



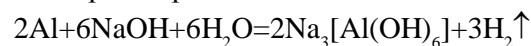
Прочная защитная оксидная плёнка на поверхности алюминия делает его неуязвимым при воздействии воды, однако при удалении этой пленки происходит энергичное взаимодействие:



Алюминий взаимодействует с хлороводородной и разбавленной серной кислотами: $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2 \uparrow$



Азотная концентрированная кислота на холоду и серная концентрированная кислота пассивируют алюминий, при действии этих кислот увеличивается толщина защитной плёнки на металле и он не растворяется. Алюминий взаимодействует с растворами щелочей с выделением водорода и образованием комплексной соли, например, гексагидроксиалюмината натрия. Реакция со щелочами протекает благодаря легкости растворения в них оксидной плёнки:



Алюминий является хорошим восстановителем многих оксидов металлов, например:



Эти реакции начинаются при высокой температуре и протекают с выделением большого количества теплоты (температура может достигать 2500–3000°C), метод восстановления оксидов металлов алюминием получил название *алюминотермии* или *алюмотермии*, этот метод был предложен русским химиком Н.Н. Бекетовым в середине XIX века.

Опыт № 1. Получение бора

Приборы: химический стакан, тигель, ступка с пестиком, воронка, фильтровальная бумага.

Реактивы: борная кислота (кристаллическая), магний, раствор соляной кислоты.

Ход работы.: В железный тигель поместить 1–2 г борной кислоты, осторожно нагреть, затем сильно прокалить. Образовавшийся борный ангидрид извлечь из тигля и растереть в ступке, после чего смешать его с порошкообразным магнием, масса которого должна вдвое превышать массу образовавшегося борного ангидрида. Затем вновь поместить в тигель и прокалить, полученную темную массу перене-

сти в стакан и обработать разбавленным раствором соляной кислоты. При этом оксид магния растворяется в соляной кислоте, а бор остается в осадке. Осадок отфильтровать, промыть и высушить. Написать соответствующие уравнения реакций.

Примечание: опыт проводить в вытяжном шкафу!

Опыт № 2. Действие щелочей на бор

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: 30%-раствор гидроксида натрия, порошок бора, полученный в опыте №1.

Ход работы. Полученный порошок поместить в пробирку и подействовать на него раствором гидроксида натрия. Что наблюдаете при этом? Написать уравнение реакций.

Опыт № 3. Получение борной кислоты из буры

Приборы: химический стакан, воронка, фильтровальная бумага.

Реактивы: кристаллическая бура, раствор H_2SO_4 .

Ход работы: взвесить 4 г кристаллической буры и растворить ее при кипячении в 10 мл воды. В горячий раствор влить 4 мл разбавленной серной кислоты. Выпавшие кристаллы борной кислоты промыть холодной водой, отжать между кусочками фильтровальной бумаги, затем просушить на воздухе. Высушенные кристаллы взвесить и определить выход продукта в процентах.

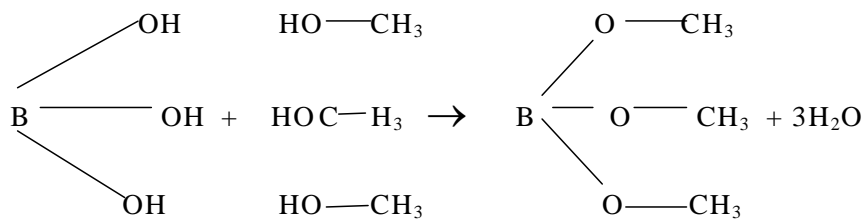
Опыт № 4. Открытие борной кислоты

Приборы: фарфоровая чашечка, стеклянная палочка, газовая горелка.

Реактивы: борная кислота, метиловый (или этиловый) спирт, концентрированная серная кислота.

Ход работы. Реакция открытия борной кислоты основана на том, что со спиртами она образует легко летучие эфиры, окрашивающие пламя горелки в характерный зеленый цвет.

В небольшую фарфоровую чашечку поместить немного борной кислоты, добавить 2–3 мл метилового (или этилового) спирта и несколько капель концентрированной серной кислоты. Размять смесь стеклянной палочкой и поднести к ней горящую спичку. Обратит внимание на окраску пламени. Реакция протекает по уравнению:



Опыт № 5. Гидролиз буры

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: дистиллированная вода, кристаллы буры, индикаторы: лакмус или фенолфталеин.

Ход работы. Несколько кристалликов буры растворить в дистиллированной воде, полученный раствор испытать индикатором (лакмусом или фенолфталеином). Какая кислота получается при гидролизе буры? Написать молекулярные и ионные уравнение реакции гидролиза.

Опыт № 6. Получение перлов буры

Приборы: платиновая или нихромовая проволока, газовая горелка, фарфоровая чашечка.

Реактивы: бура кристаллическая, соли хрома, меди, кобальта, железа, марганца, молибдена, никеля.

Ход работы. При прокаливании буры в присутствии солей различных металлов, происходит растворение оксидов металлов в расплавленной буре с образованием термически устойчивых солей метаборной кислоты. Это свойство используется в химическом анализе для получения окрашенных борных стекол или так называемых перлов буры.

Платиновую проволоку накаливать докрасна и прикоснуться ею к кристаллам буры, приставшую к проволоке буру прокалить до прекращення вспучивания и образования прозрачной капельки. Дать проволоке охладиться и, смочив в воде, коснуться ею кристаллов солей следующих металлов: Cr, Fe; Cu; Mn; Mo; Ni; Co. Затем вновь прокалить проволоку в пламени горелки и после остывания рассмотреть полученное окрашенное стекловидное вещество на свету.

Соли хрома окрашивают полученные перлы в изумрудно-зеленый цвет; соли кобальта и меди – в синий; соли железа – в зеленовато-

желтый; соли марганца – в фиолетовый; соли молибдена – в светло-желтый; соли никеля – в красно-коричневый цвет.

Для освобождения проволоки от полученного перла необходимо снова накаливать полученную каплю и встряхнуть в фарфоровую чашечку.

Опыт № 7. Отношение алюминия к кислотам и щелочам

Приборы: штатив с пробирками, газовая горелка.

Реактивы: алюминиевая стружка, концентрированные соляная и азотная кислоты, 30%-ный раствор NaOH.

Ход работы: *пассивирование алюминия.* а) в пробирку с 2-3 мл концентрированной азотной кислоты опустить стружку алюминия на 3-4 мин. Наблюдаются ли какие-либо изменения? Слить раствор с металла и осторожно, без встряхивания (!) промыть металл водой;

б) в две пробирки порознь налить по 2-3 мл концентрированной соляной кислоты. В одну из них поместить обычную стружку алюминия, а в другую – стружку с пассивированной поверхностью (из предыдущего опыта). Что происходит? Дать объяснение;

в) испытать действие концентрированной азотной кислоты на алюминий при кипячении (в вытяжном шкафу!). Обратите внимание на цвет выделяющегося газа. Написать уравнения реакции;

г) испытать действие 30%-ного раствора щелочи на алюминий при слабом нагревании. Доказать, что в ходе реакции образуется водород. Составить уравнение реакции.

Опыт № 8. Амфотерность гидроксида алюминия

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы соли алюминия, соляной кислоты и щелочи – NaOH.

Ход работы: получить гидроксид алюминия и испытать его отношение к кислоте и избытку щелочи. Составить уравнения всех проведенных реакций.

Опыт № 9. Гидролиз солей алюминия

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: кристаллы сульфата алюминия, концентрированный раствор карбоната натрия, дистиллированная вода, индикатор.

Ход работы: а) несколько кристаллов сульфата алюминия растворить в дистиллированной воде и испытать полученный раствор инди-

катором. Написать молекулярное и ионные уравнения реакций гидролиза;

б) К раствору сульфата алюминия прилить концентрированный раствор карбоната натрия. Обратите внимание на выделение газа. Написать уравнение реакции.

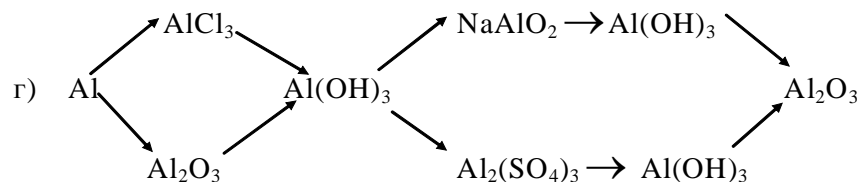
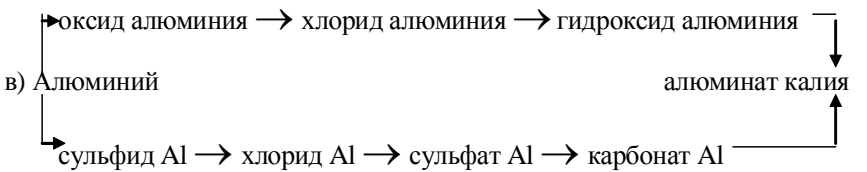
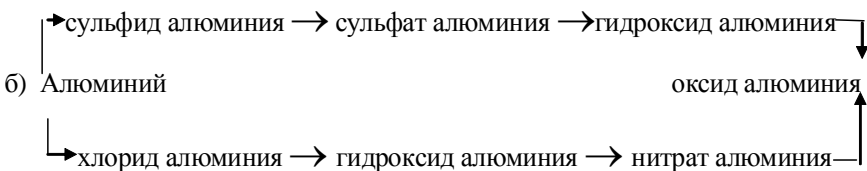
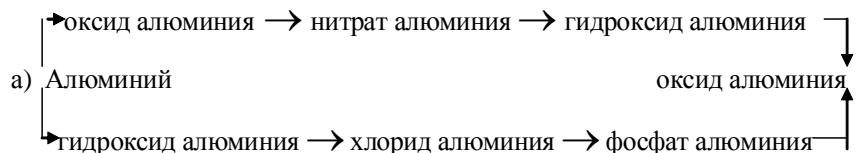
Контрольные вопросы для самостоятельной работы

1. По каким внешним признакам вы сможете отличить изделия из алюминия от изделий из других материалов?

2. Почему алюминиевая посуда не разрушается в кипящей воде и не подвергается атмосферной коррозии? Опишите области применения алюминия и укажите свойства, на которых основано его использование. Что такое алюминотермия и где ее применяют?

3. В составе каких соединений встречается бор и алюминий в природе?

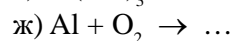
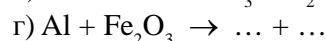
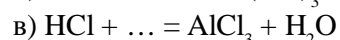
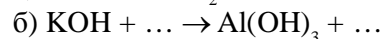
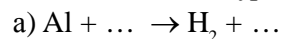
4. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



5. Напишите уравнения реакций, характеризующие химические свойства оксида и гидроксида алюминия.

6. Напишите уравнения реакций получения хлорида алюминия четырьмя способами.

7. Напишите полные уравнения реакций, исходящих из схем:



Укажите среди них окислительно-восстановительные реакции, а также окислитель и восстановитель.

8. Напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия со следующими веществами: бромом, серой, азотом, углеродом, водой, гидроксидом натрия.

9. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза следующих солей: AlCl_3 ; $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$.

10. На чем основано антисептическое действие ортоборной кислоты?

11. В каких органах концентрируется бор и алюминий в организме?

12. Напишите схемы электролиза растворов солей: AlCl_3 ; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Тема: ЭЛЕМЕНТЫ IVA ГРУППЫ

Общая характеристика. Главная подгруппа IV группы представлена элементами Р-семейства: углеродом, кремнием, германием, оловом и свинцом.

Углерод. Углерод считается тринадцатым элементом по распространенности на Земле - в литосфере, атмосфере, гидросфере, и составляет 0,1%. В природе углерод встречается как в свободном виде - алмаз, графит, так и в связанном состоянии - диоксид углерода, карбонаты, уголь, нефть, природный газ, сланцевое масло, битумы. Масса углерода, содержащегося в атмосфере в виде CO_2 , составляет примерно $6,0 \cdot 10^{11}$ т, что в два раза больше, чем масса углерода в живой материи.

Как и другие элементы-органогены, углерод в виде отдельного элемента не обладает биологическим значением, биологической ролью обладают его соединения. Углерод является структурной единицей огромного множества органических соединений и основной и неотъемлемой составной частью всех живых организмов - входит в состав белков, жиров, углеводов, нуклеотидов, витаминов, гормонов. Углеродсодержащие соединения участвуют во всех биохимических процессах, а при окислении соединений углерода образуется необходимая для организма энергия. Оксид углерода (IV) CO_2 , образующийся в результате окисления соединений углерода, стимулирует дыхательный центр и регулирует значение pH крови.

Кремний. Кремний считается вторым элементом по распространенности в литосфере Земли, его масса составляет 29,5% от массы земной коры. Находится кремний только в связанном состоянии в различных горных породах и продуктах их выветривания, в частности, в виде SiO_2 и силикатов, из которых на 90% состоит земная кора.

По содержанию в организме человека (10^{-3} %) кремний относится к примесным микроэлементам, концентрируясь в печени, надпочечниках, волосах, хрусталике глаза. С нарушением обмена кремния связывают возникновение гипертонии, малокровия, ревматизма, язвы.

Германий. По содержанию в организме человека (10^{-5} – 10^{-6} %) германий относится к микроэлементам и усиливает процессы кроветворения в костном мозге. Известно, что соединения германия малотоксичные.

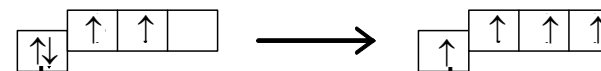
Олово. В организме человека содержание олова составляет 10^{-4} % и относится он к микроэлементам. Олово попадает в организм человека с кислыми продуктами, консервированными в жестяных банках, покрытых слоем олова. В кислой среде олово растворяется по нижеприведенной схеме: $\text{Sn} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Sn}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow$ и в форме соли поступает в кровь, проявляя токсическое действие.

В медицинской практике, в составе серебряной амальгамы (28%) олово используют для изготовления пломб.

Свинец. Массовая доля свинца в организме человека составляет 10^{-6} %. Свинец и его соединения, особенно органические, весьма токсичны (токсическое действие свинца известно человечеству более 4000 лет) и влияют на синтез белка, энергетический баланс клетки и ее генетический аппарат. Многие факторы говорят в пользу денатурационного механизма. Также установлено, что свинец является одним из элементов, присутствие которых в продуктах питания влияет на развитие кариеса.

В медицинской практике, нашли применение наружные вяжущие антисептические свинецсодержащие средства – $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ – используется для примочек и оксид свинца (II) – PbO , входящий в состав пластыря.

Элементы IV A группы на внешнем энергетическом уровне содержат четыре электрона, имеющие конфигурацию - ns^2np^2 – в невозбужденном состоянии, и ns^1np^3 – в возбужденном состоянии, при перескоке одного из электронов внешнего S-подуровня в вакантную орбиталь внешнего P – подуровня:



Атомы элементов IVA группы могут присоединять по 4 электрона и образовывать восьмиэлектронную оболочку. В невозбужденном состоянии элементы этой подгруппы имеют на внешнем энергетическом уровне два P-электрона и проявляют валентность, равную двум. В возбужденном состоянии S-электрон внешнего уровня переходит в свободную ячейку P-подуровня, того же уровня, и все электроны внешнего уровня становятся неспаренными. Для элементов IVA группы характерны степени окисления (+2; +4), реже реализуется степень окисления (-4). Устойчивость состояния окисления (+4)

понижается с ростом порядкового номера элемента (от углерода к свинцу), для свинца более устойчива степень окисления (+2).

При переходе от углерода к свинцу радиусы нейтральных атомов возрастают, в той же последовательности ослабевают неметаллические и усиливаются металлические свойства.

По физическим свойствам простые вещества - углерод, алмаз, графит – неметаллы (у графита обнаруживаются некоторые признаки металлов); кремний и германий проявляют промежуточные свойства, являясь полупроводниками; олово и свинец – типичные металлы.

По химическим свойствам углерод и кремний – неметаллы. В ряду $Si \rightarrow Ge \rightarrow Sn \rightarrow Pb$ возрастает тенденция проявления химической активности их, как металлов, причем, у германия преобладают неметаллические свойства, а у свинца – металлические. Гидроксиды углерода и кремния со степенями окисления (+4) отвечают кислотам, а гидроксиды германия, олова и свинца со степенями окисления (+4) – амфотерные соединения, с преобладанием кислотных свойств. Гидроксиды элементов со степенью (+2) известны только для Ge; Sn и Pb, они более основны, чем гидроксиды соответствующих элементов IVA группы со степенью окисления (+4), но в целом все же амфотерны.

Устойчивость водородных соединений элементов IVA группы понижается от углерода к свинцу. Атомы углерода способны многократно соединяться друг с другом в цепи и циклы, образуя огромное множество предельных, непредельных и ароматических углеводородов. У кремния эта способность выражена слабо, а для атомов германия, олова и свинца это явление совсем не характерно.

Опыт № 1. Приготовление угля из сахара

Приборы: фарфоровый тигель и треугольник, газовая горелка, стеклянная палочка.

Реактивы: тростниковый сахар.

Ход работы: в фарфоровый тигель всыпать 3г чистого тростникового мелкокристаллического сахара и поставить его нагревать, используя фарфоровый треугольник. Вначале сахар плавится, обугливается, вспениваясь, вследствие горения летучих продуктов. Нагревание проводить до получения объемной пористой массы при постоянном перемешивании стеклянной палочкой. Составить уравнения реакции. Продукт реакции оставить для опыта № 3.

Опыт № 2. Получение кремния

Приборы: фарфоровые тигель и треугольник, газовая горелка, фильтровальная бумага, воронка.

Реактивы: металлический магний, кварцевый песок, раствор соляной кислоты.

Ход работы. В сухой тигель поместить 2 г смеси, состоящей из металлического магния и кварцевого песка (4:5 по массе), и осторожно нагреть тигель в пламени горелки до загорания смеси. Если кварцевый песок очень мелкий, реакция протекает иногда даже со взрывом. После охлаждения смесь перенести в стакан с раствором соляной кислоты: оксид и силицид магния растворяются, а в стакане остается темно-бурый осадок аморфного кремния (при разложении силицида магния кислотой образуются силаны, которые при соприкосновении с воздухом воспламеняются!).

Осадок отфильтровать и сохранить для следующего опыта. Составить уравнения реакций получения кремния и образование силицида магния.

Примечание: опыт проводить под тягой!

Опыт № 3. Восстановительные свойства углерода и кремния

Приборы: газовая горелка, химический стакан.

Реактивы: уголь, кремний, концентрированные растворы серной кислоты и щелочи.

Ход работы: а) испытать действие концентрированной серной кислоты на уголь, полученный в опыте № 1 при нагревании. Определить по запаху выделяющийся газ (*осторожно!*). Составить уравнение реакции;

б) испытать действие концентрированного раствора щелочи на аморфный кремний из опыта № 2. Составить уравнение реакции.

Опыт № 4. Гидролиз солей

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы карбоната и силиката натрия, индикаторы (красная лакмусовая бумага или раствор фенолфталеина), растворы сульфата алюминия, хлорида аммония.

Ход работы: а) растворы карбоната и силиката натрия испытать

индикатором. Составить молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза соответствующих солей. Одинаковые ли продукты гидролиза получаются при реакциях? Какая из солей легче гидролизуется и почему?

б) к раствору сульфата алюминия прибавить раствор соды. Выпадает белый объемистый аморфный осадок гидроксида алюминия, и одновременно выделяются пузырьки углекислого газа. Составить молекулярные и ионные уравнения реакций;

в) раствор силиката натрия (1-2 мл) смешать с двойным объемом раствора хлорида аммония и слегка подогреть. Наблюдать образование осадка и определить по запаху, какой газ при этом образуется. Составить уравнения реакций. В каком случае гидролиз практически необратим?

Опыт № 5. Амфотерность гидроксида олова и свинца

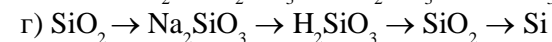
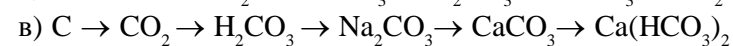
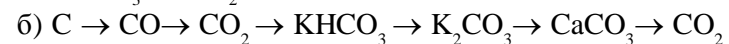
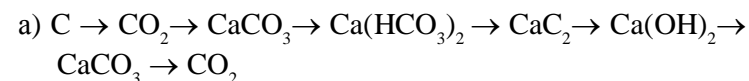
Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы солей олова (II) и свинца (II); щелочи азотной кислоты.

Ход работы: из растворов солей, содержащих ионы Sn^{2+} и Pb^{2+} , получить осадки соответствующих гидроксидов - $\text{Sn}(\text{OH})_2$ и $\text{Pb}(\text{OH})_2$, затем опытным путем доказать их амфотерность. Составить уравнения всех проведенных реакций. Почему гидроксид свинца обычно растворяют в азотной, а не в соляной или в серной кислотах?

Контрольные вопросы для самостоятельной работы

1. Из чего и как готовится активированный уголь?
2. Что является более сильным восстановителем – метан или силан? Почему?
3. В виде каких соединений кремний встречается в природе?
4. Какие вещества могут быть получены из SiO_2 при восстановлении последнего металлическим магнием?
5. Из чего получают стекло? Каков его основной химический состав?
6. Написать уравнения реакций получения соединений кремния с галогенами, водородом, кислородом, азотом, металлами?
7. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



8. С помощью какой качественной реакции можно отличить соли угольной кислоты от солей соляной, серной и азотной кислот?

9. К какой группе оксидов относят оксид кремния (IV)? Почему? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

10. В трех пробирках имеются растворы силиката натрия, карбоната натрия и сульфида калия. С помощью какого одного реактива можно определить каждый из указанных растворов? Приведите уравнения соответствующих реакций.

11. Написать уравнения реакций гидролиза следующих солей:



12. Так называемое обычное оконное стекло содержит 13% оксида натрия; 11,7% - оксида кальция и 75,3% оксида кремния (IV). Выразите состав стекла формулой (в виде соединения оксидов).

Тема: ЭЛЕМЕНТЫ V А ГРУППЫ

Общая характеристика. В главную подгруппу V группы периодической системы входят азот, фосфор, мышьяк, сурьма и висмут.

Азот. В свободном виде азот является главной составной частью воздуха. Его объемная доля составляет 78,2%, а массовая доля – 76 %. Массовая доля азота в земной коре, включая гидросферу и атмосферу, приближена к 0,04%. В связанном состоянии азот встречается в форме неорганических соединений, например, натриевой - NaNO_3 (чилийской) и калийной - KNO_3 селитры, а также аммиака – NH_3 (продукта гниения). В виде органических соединений азот содержится во всех организмах: белковых веществах (протеинах и протеидах), нуклеиновых кислотах, конечных продуктах обмена веществ – карбамиде и мочевой кислоте. Обнаружен азот в природных углях.

Фосфор. Фосфор встречается только в химически связанном виде в организмах и минералах. В живых организмах фосфор содержится в форме фосфорлипидов (например, лецитин в нервном и мозговом веществе), в различных эфирах ортофосфорной кислоты и ортофосфата кальция- $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ в костях и зубах, полифосфатные ионы входят в состав АТФ. Экскременты птиц образуют природное фосфорсодержащее вещество – гуано. Основные фосфор содержащие минералы, это фосфорит - $3 \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$ и апатит - $3 \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2 \cdot \text{Fe}(\text{OH})_2$.

Мышьяк, сурьма, висмут. В природе они встречаются в соединениях с серой, реже с кислородом, типа $\text{Э}_2\text{S}_3$ и $\text{Э}_2\text{O}_3$. Мышьяк впервые описан в 1250 году алхимиком Альбертом Магиус Великим, а сурьма и висмут - в XV веке монахом-алхимиком Василием Валентином.

Соединения этих элементов очень ядовиты, особенно со степенью окисления +3. Наибольшей токсичностью отличаются соединения мышьяка в степени окисления +3, очень опасен гидрид мышьяка – арсин - AsH_3 летальная доза для человека составляет 0,1-0,3 грамма. Оксид мышьяка (III) – As_2O_3 используют в стоматологии для некротизации пульпы.

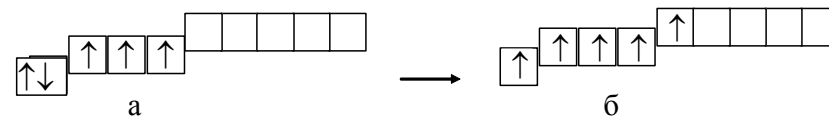
Сурьма относится к редким элементам, ее среднее содержание в земной коре составляет около 0,5 г на тонну, концентрация в морской воде - около 0,5 мкг/л, в организме человека составляет 10⁻⁶%.

С сурьмой люди знакомы с давних пор - 3000 лет до н.э., на Востоке она применялась в изготовлении посуды. В XIX веке до н.э., в Древнем Египте сурьма в виде порошка использовалась в косметических целях для чернения бровей.

Известно, что сурьма образует в организме соединения с серой, реагируя с сульфогидрильными группами некоторых ферментов, что обуславливает ее довольно высокую токсичность и опасность для здоровья. В этом отношении действие сурьмы весьма схоже с действием мышьяка.

В настоящее время отдельные фармопрепараты сурьмы, такие как глюкантим и пентостам, используются в лечении инфекционных заболеваний, возбудителями которых являются внутриклеточно паразитирующие жгутиковые рода *Leishmania*, соединения висмута в малых количествах применяются для медицинских целей при лечении болезней желудочно-кишечного тракта, а также кожных заболеваний.

Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атомов элементов этой подгруппы в невозбужденном состоянии имеет вид: $ns^2 np^3$. Наличие трех неспаренных электронов на внешнем энергетическом уровне свидетельствует о том, что в этом состоянии атомы элементов VA группы имеют валентность равную трем. Внешняя электронная оболочка азота состоит только из двух подуровней – $2s2p$, а у атомов остальных элементов этой подгруппы на внешних электронных оболочках имеются вакантные ячейки d-подуровня (а), следовательно один из S-электронов внешнего уровня при возбуждении может переходить на d-подуровень того же уровня, что приводит к образованию пяти неспаренных электронов (б):



В возбужденном состоянии валентность фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута равна V, а степень окисления +5. Благодаря наличию трех неспаренных электронов атом азота может образовывать три равноценные ковалентные связи. Кроме того, атом азота может образовать еще одну ковалентную связь по донорно-акцепторному механизму. Это взаимодействие обусловлено тем, что атом азота имеет одну не поделенную пару электронов, которую он может предос-

тавлиять другим атомам в пользование при образовании химической связи. Таким образом, максимальная валентность азота равна IV.

Степени окисления азота в соединениях могут быть различными, они варьируют от -3 (в случае, когда атом азота притягивает три электрона от атомов менее электроотрицательных элементов) до $+5$ (когда все пять валентных электронов оттягиваются к атомам более электроотрицательных элементов, чем азот).

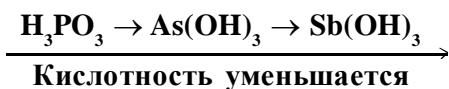
Радиусы нейтральных атомов в группе возрастают от азота к висмуту, и в этой же последовательности ослабевают неметаллические свойства и усиливаются металлические, которые уже заметны у мышьяка. Сурьма приблизительно в равной степени обладает теми и другими свойствами, а у висмута металлические свойства преобладают над неметаллическими.

С водородом эти элементы образуют полярные соединения – гидриды типа ЭН_3 , проявляя степень окисления -3 . У элементов VA группы способность к присоединению электронов выражена значительно слабее, чем у соответствующих элементов VIA и VIIA групп. Устойчивость водородных соединений уменьшается от NH_3 до BiH_3 .

С более электроотрицательными элементами, например, с кислородом, элементы VA группы образуют оксиды типа $\text{Э}_2\text{O}_3$; $\text{Э}_2\text{O}_5$, проявляя положительные степени окисления: $+3$; $+5$ (для азота характерны, кроме того, степени окисления $+1$; $+2$; $+4$).

В организме человека азот находится в биомолекулах: аминах, аминокислотах в степени окисления -3 , фосфор – в виде солей и сложных эфиров фосфорной кислоты и полифосфорных кислот в степени окисления $+5$.

Оксиды азота N_2O_3 и фосфора P_2O_3 являются кислотными и им соответствуют кислоты: азотистая HNO_2 и фосфористая H_3PO_3 . Оксиды мышьяка As_2O_3 и сурьмы Sb_2O_3 проявляют амфотерные свойства, причем у оксида мышьяка (III) преобладают кислотные свойства. Соответствующие им гидроксиды $\text{As}(\text{OH})_3$ и $\text{Sb}(\text{OH})_3$ амфотерны; у первого преобладают кислотные свойства, у второго – основные.



Висмута (III) оксид Bi_2O_3 и соответствующий ему гидроксид $\text{Bi}(\text{OH})_3$ проявляют основные свойства.

Оксиды типа $\text{Э}_2\text{O}_5$ – элементов VA группы и соответствующие им гидроксиды – HЭO_3 , или $\text{H}_3\text{ЭO}_4$, проявляют кислотные свойства.

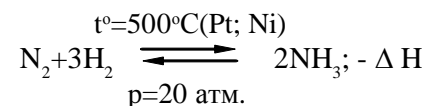
В химическом отношении элементный азот исключительно инертен вследствие высокой прочности его двухатомных молекул – N_2 . Это обусловлено наличием тройной связи между атомами азота: $\text{N}=\text{N}$. При обычных условиях это газ без цвета, без запаха и вкуса. В отличие от жидкого кислорода, азот в сжиженном состоянии бесцветен. В 100 мл воды при $t^\circ = 0^\circ\text{C}$ растворяется 2,33 мл азота.

Благодаря наличию трех химических связей, молекула азота очень прочна и обладает малой реакционной способностью. Она не распадается на атомы даже при высоких температурах. По инертности азот уступает лишь благородным газам. Атомарный азот реакционноспособен. В обычных условиях азот не реагирует ни с металлами, ни с неметаллами, за исключением лития, а при нагревании взаимодействует со многими другими металлами, образуя нитриды:

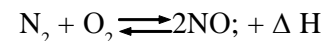


При высоких температурах и в присутствии катализаторов активность азота значительно увеличивается, и он может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства:

а) по отношению к металлам и водороду азот является окислителем:



б) по отношению к кислороду, азот является восстановителем:

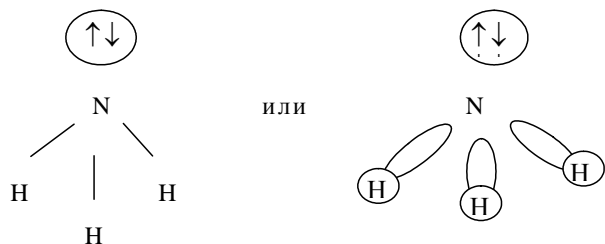


Азот образует и другие оксиды: N_2O ; N_2O_3 ; NO_2 ; N_2O_5 .

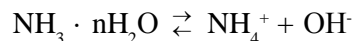
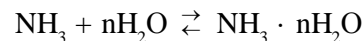
Аммиак – NH_3 в организме человека является одним из продуктов метаболизма аминокислот и белков, поступивших с пищей, или присутствующих в самой клетке в качестве запасных веществ. Аммиак – бесцветный газ с характерным удушливым запахом, хорошо растворимый в воде (в 1 л H_2O при $t^\circ = 20^\circ\text{C}$ растворяется 750 л NH_3). Водный раствор аммиака, содержащий до 25% NH_3 , называется нашатырным спиртом или аммиачной водой. В медицинской практике используется 10%-ый раствор нашатырного спирта для вывода из обморочного состояния. При вдыхании аммиак оказыва-

ет возбуждающее влияние на дыхательный центр. При больших дозах наступает удушье.

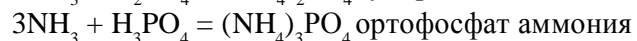
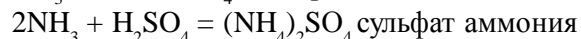
В молекуле аммиака атом азота находится в состоянии sp^3 гибридизации:



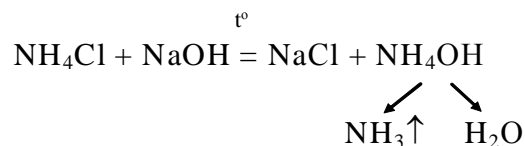
Присутствие на одной из гибридных орбиталей неподеленной пары электронов определяет способность атома азота в аммиаке к образованию связей с другими атомами или ионами по донорно-акцепторному механизму. Этим объясняется характерное свойство аммиака вступать в реакции присоединения с водой с образованием гидратов состава $NH_3 \cdot nH_2O$; с кислотами с образованием солей аммония:



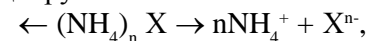
Гидроксид аммония относят к слабым основаниям, так как общая концентрация OH^- в растворе аммиака невелика.



Соли аммония проявляют все типичные свойства солей. Реакция солей аммония со щелочами при нагревании является качественной на катион аммония – NH_4^+ , так как по запаху выделившегося аммиака или с помощью индикаторной бумажки судят о наличии NH_4^+

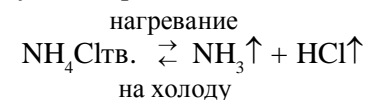


Соли аммония представляют собой кристаллические вещества, растворимые в воде, они имеют ионные строения и в водных растворах полностью диссоциируют:

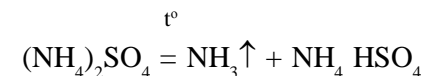


где X – кислотный остаток.

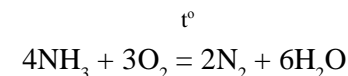
Соли аммония являются реакционноспособными соединениями. Если соль образована летучей кислотой, то при нагревании происходит полное разложения, однако при охлаждении выделяющиеся газы вновь взаимодействуют с образованием исходной молекулы:



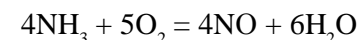
Если соль образована нелетучей кислотой, то имеет место частичное разложение:



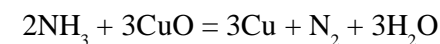
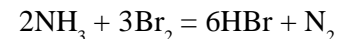
В аммиаке азот проявляет низшую степень окисления –3, поэтому NH_3 проявляет восстановительные свойства в окислительно-восстановительных реакциях:



В присутствии катализаторов (Cr_2O_3 и др.) он может подвергаться каталитическому окислению:



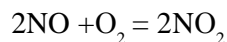
Аммиак реагирует и с другими окислителями:



Кислородные соединения азота

1. N_2O – оксид диазота или оксид азота (I). Бесцветный газ со сладковатым вкусом и характерным приятным запахом, хорошо растворим в воде, носит название «веселящего газа», т.к. вдыхание его в малых дозах оказывает опьяняющее действие. N_2O – безразличный (индифферентный) оксид.

2. NO – *моноксид азота* или оксид азота (II). Бесцветный газ, трудно сжимается, плохо растворим в воде. Обладает как окислительными, так и восстановительными свойствами и относится к числу индифферентных оксидов. Под действием кислорода воздуха легко окисляется до NO_2 :



3. N_2O_3 – *триоксид диазота* или оксид азота (III). Существует лишь при низких температурах. При $t^\circ = +3,5^\circ C$ разлагается на моноксид и диоксид азота. В окислительно-восстановительных реакциях проявляет как свойства окислителя, так и восстановителя.

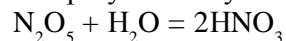
4. NO_2 или N_2O_4 – *тетраоксид диазота*, диоксид азота или оксид азота (IV). Эти два оксида обычно существуют в смеси, т.к. легко переходят друг в друга: $2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$

При охлаждении смеси этих оксидов до температуры $-11,2^\circ C$ она затвердевает. Оба оксида имеют одинаковые химические свойства. Газообразный NO_2 имеет бурую окраску, поэтому его называют бурным газом. Он очень ядовит, раздражает слизистые оболочки глаз и дыхательных путей, и является вредным отходом химических производств.

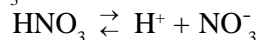
5. N_2O_5 – *пентаоксид диазота* или оксид азота (V). Бесцветные взрывчатые кристаллы с температурой возгонки $32^\circ C$. Уже при комнатной температуре он разлагается на диоксид азота и кислород:



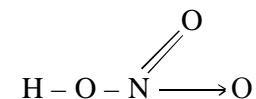
N_2O_5 – сильный окислитель, проявляя кислотные свойства и при взаимодействии с водой образует азотную кислоту:



Безводная азотная кислота представляет собой бесцветную жидкость, желтеющую при хранении, с температурой кипения $82,6^\circ C$ и температурой замерзания (плавления) равной $-41,6^\circ C$, при которой она переходит в кристаллическое состояние. На воздухе «дымит», т.к. ее пары с влагой воздуха образуют мелкие капельки тумана, с водой смешивается в любых соотношениях. В водном растворе HNO_3 – сильная кислота, практически полностью диссоциирует на катионы H^+ и нитрат-ионы NO_3^- :

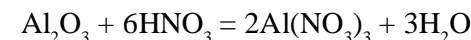
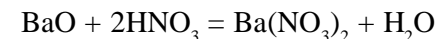


Для азотной кислоты структурная формула выглядит следующим образом:

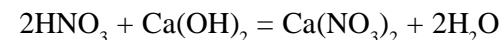


Для азотной кислоты характерны все свойства кислот.

Взаимодействие с основным и амфотерными оксидами:



Взаимодействие с основаниями:



Взаимодействие с солями. Азотная кислота вступает в реакцию обмена с ограниченным числом солей, т.к. большинство солей этой кислоты растворимы в воде (реакции обмена не протекают). HNO_3 реагирует с карбонатами, поскольку в результате реакций с ними образуется диоксид углерод.

Термическое разложение. При нагревании на свету HNO_3 частично разлагается: $4\text{HNO}_3 = 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

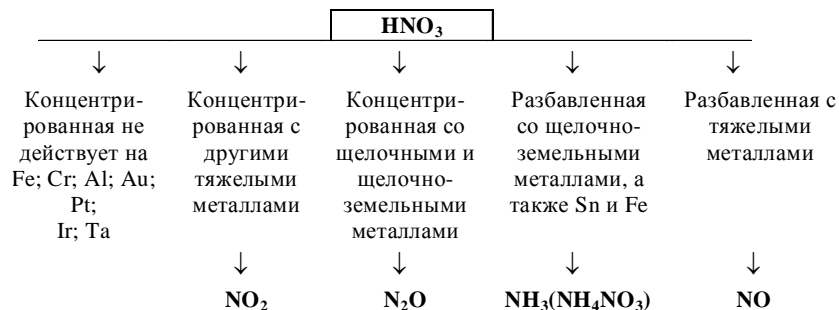
Образующийся диоксид азота придает кислоте бурую окраску. Этим процессом объясняется тот факт, что при хранении HNO_3 постепенно желтеет.

Окислительные свойства. Азотная кислота - HNO_3 , как в безводном состоянии, так и в растворах проявляет сильные окислительные свойства. Она окисляет многие неметаллы, например:

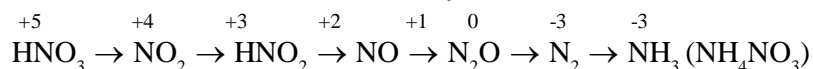


Продуктами восстановления кислоты могут быть оксиды азота (II и IV), или оба эти оксида в смеси.

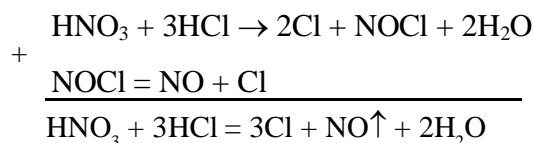
Азотная кислота легко окисляет многие металлы с образованием их солей. При этом продуктами восстановления кислоты могут быть: NO_2 ; NO ; N_2O ; N_2 ; NH_3 и NH_4NO_3 . Преимущественное образование одного из этих продуктов зависит главным образом от концентрации кислоты и активности металла.



Азотная кислота во всех реакциях играет роль окислителя, последовательно восстанавливаясь до следующих соединений:



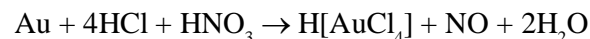
Но наиболее сильным окислительным действием обладает смесь одного объема концентрированной HNO₃ и трех объемов концентрированной соляной кислоты, называемой «царской водкой». Она растворяет «царя металлов» - золото и другие металлы. Окислительное действие ее обусловлено выделением атомарного хлора при взаимодействии кислот:



Золото растворяется с образованием золотохлористоводородной кислоты:



А суммарное уравнение окисления золота «царской водкой» имеет вид:



Фосфор. Фосфор образует несколько аллотропных модификаций, которые заметно отличаются друг от друга по свойствам.

Белый фосфор – мягкое кристаллическое вещество, плотность которого 1,82 г/см³. На воздухе самовоспламеняется, в темноте светится. Молекуле соответствует формула P₄, плавится при t° = 44,1°C.

Очень хорошо растворим в сероуглероде - CS₂, чрезвычайно ядовит и легко возгорается.

Красный фосфор получают длительным нагреванием белого фосфора без доступа воздуха при t° = 250-300°C. Он представляет собой смесь нескольких модификаций, которые имеют различную длину молекул. Цвет красного фосфора может меняться от светлокрасного до фиолетового и темно-коричневого, в зависимости от условий и способа его получения. Температура его плавления 585-600°C.

Черный фосфор - наиболее устойчивая модификация, его получают из белого при нагревании до 200°C под высоким давлением (свыше 12 · 10⁵ кПа). По внешнему виду он напоминает графит, жирен на ощупь, тяжелее других модификаций, плотность 2,7 г/см³, является полупроводником, воспламеняется при 490°C, в химическом отношении он очень инертен. Пластичность и инертность черного фосфора обусловлены тем, что он имеет атомную пространственную кристаллическую решетку слоистого строения.

Кристалл состоит из параллельных плоскостей, слабо связанных силами Ван-дер-Ваальса, расстояние между слоями 0,324 нм. В отличие от белого фосфора красный и черный фосфор не растворяются в сероуглероде, они не ядовиты, не огнеопасны.

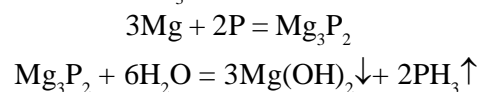
Химически фосфор более активен, чем азот. Химическая активность фосфора зависит от аллотропной модификации, в которой он находится. Так, наиболее активен белый фосфор, а наименее активен черный фосфор. В уравнениях химических реакций белый фосфор обычно записывают формулой – P₄, которая соответствует составу его молекул. Красная и черная модификации записываются символом P.

Кислородные соединения фосфора более устойчивы, чем такие азота, водородное соединение фосфора – фосфин (PH₃) менее прочное, по сравнению с аммиаком. Химическая активность фосфора, как восстановителя, значительно выше, чем азота.

Фосфор может реагировать со многими неметаллами: кислородом, серой, галогенами. С водородом фосфор не реагирует. В зависимости от того, находится фосфор в избытке или недостатке, образуются соединения фосфора (III) или (V), например:



При нагревании фосфора с металлами образуются фосфиды. Фосфиды некоторых металлов могут разлагаться водой с образованием газообразного фосфина – PH_3 :



Опыт 1. Открытие азотной кислоты

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: насыщенный раствор $\text{FeSO}_4(\text{II})$, концентрированная H_2SO_4 , растворы азотной кислоты и дифениламина.

Ход работы: а) Налить в пробирку 1 мл насыщенного раствора, сульфата железа (II), 3 мл концентрированной серной кислоты, смешать и охладить смесь. Пробирку с охлажденной смесью наклонить и влить в нее осторожно по стенке 1-2 мл раствора азотной кислоты (1:1). В месте соприкосновения двух жидкостей образуется бурое кольцо комплексного соединения $[\text{Fe}(\text{NO})\text{SO}_4]$. Составить уравнение реакции в две стадии: восстановление HNO_3 до NO и образования комплекса. Эта реакция используется для открытия HNO_3 в отсутствие HNO_2 .

б) К 2 мл раствора дифениламина в концентрированной серной кислоте добавить несколько капель раствора азотной кислоты. Наблюдается синее окрашивание.

Опыт 2. Получение гидроксидов сурьмы и висмута

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы хлорида сурьмы (III) – SbCl_3 , нитрата висмута (III) – $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$, щелочи – NaOH .

Ход работы. Обменными реакциями получить осадки гидроксидов сурьмы и висмута и установить, какой из гидроксидов является амфотерным. Составить уравнения выполненных реакций.

Опыт 3. Получение сульфидов

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: сероводородная вода, растворы солей трехвалентного мышьяка, сурьмы, висмута, соляной кислоты.

Ход работы. Действием сероводородной воды на растворы со-

лей трехвалентного мышьяка, сурьмы и висмута, подкисленные соляной кислотой, получить осадки сульфидов. Составить уравнения реакций, отметить цвета выпавших осадков.

Опыт 4. Гидролиз солей сурьмы и висмута

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: 0,5 Н растворы SbCl_3 и BiCl_3 , дистиллированная вода, концентрированная HCl .

Ход работы. Налить в две пробирки порознь по 15-20 капель раствора SbCl_3 и BiCl_3 и прибавить к ним воду до образования осадков. Составить молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза солей. Прибавить несколько капель концентрированной соляной кислоты. Что происходит с осадками.

Опыт 5. Гидролиз солей ортофосфорной кислоты

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: 0,5 Н растворы Na_3PO_4 ; Na_2HPO_4 ; NaH_2PO_4 , нейтральный раствор лакмуса.

Ход работы. В три пробирки налить по 2 мл 0,5 Н растворов Na_3PO_4 ; Na_2HPO_4 ; NaH_2PO_4 и по 3-4 капли нейтрального лакмуса. Составить уравнения реакций гидролиза солей и объяснить, почему окраска лакмуса изменилась неодинаково в растворах солей?

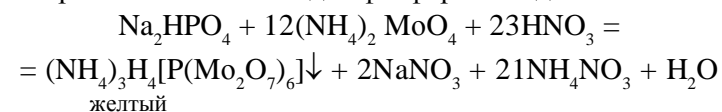
Опыт 6. Качественные реакции фосфат - иона

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы хлорида бария, гидрофосфата натрия, молибденовая жидкость (раствор молибдата аммония – $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ в азотной кислоте), магниевая смесь ($\text{MgCl}_2 + \text{H}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$).

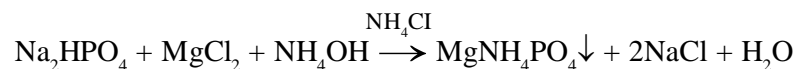
Ход работы. а) к 4-5 каплям раствора Na_2HPO_4 прибавить также 2-3 капли раствора хлорида бария. В результате реакции образуется белый осадок гидрофосфата бария. Написать уравнение реакции;

б) к раствору гидрофосфата натрия прибавить избыток молибденовой жидкости, слегка подогреть. В результате реакции образуется желтый кристаллический осадок фосформолибдата аммония:



Образующийся осадок растворяется в гидрофосфате натрия, поэтому действуют избытком молибденовой жидкости.

в) К 2-3 каплям раствора хлорида магния прибавить столько же раствора NH_4OH , выпавший осадок $\text{Mg}(\text{OH})_2$ растворить в хлориде аммония, прибавляя его по каплям. Полученную магнезиальную смесь нагрейте и прибавляйте раствор гидрофосфата натрия до появления белого кристаллического осадка двойной соли фосфата магния-аммония:

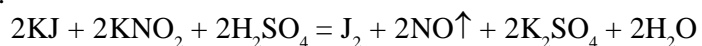


Опыт 7. Окислительные свойства нитритов

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы иодида калия и нитрита калия, 2Н раствор H_2SO_4 , свежеприготовленный раствор крахмала.

Ход работы. Установить опытом, что по отношению к раствору иодида калия в кислой среде нитрит калия является окислителем. С этой целью к 2-3 каплям раствора нитрита калия прибавьте столько же 2Н раствора серной кислоты, 2-3 капли раствора иодида калия и 1-2 капли раствора крахмала, который дает с йодом синее окрашивание:



Нитрит калия окисляет ион J^- до свободного йода.

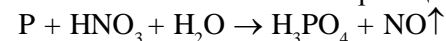
Контрольные вопросы для самостоятельной работы

- Относительная молярная масса будет наименьшей для:
а) HNO_3 б) KNO_3 в) NH_4NO_3 г) CsNO_3
- Почему атом азота никогда не проявляет валентность равную V?
- В чем заключается отличие водных растворов водородных соединений азота и фосфора от водных растворов халькогеноводородов и галогеноводородов?
- Какой тип химической связи в молекуле азота?
- Составьте формулы средних и кислых аммонийных солей серной, сернистой и сероводородной кислот.
- Имеется смесь хлоридов: FeCl_3 ; AlCl_3 ; CuCl_2 ; MgCl_2 ; NH_4Cl . Как эту смесь освободить от хлорида аммония?

7. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия раствора азотной кислоты с гидроксидом кальция; оксидом меди; карбонатом бария; оксидом кальция.

8. Почему азотная кислота не образует кислых солей?

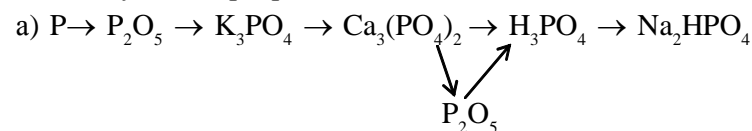
9. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме:



10. Рассмотрите уравнения реакций разбавленной и концентрированной азотной кислоты с медью с точки зрения процессов окисления – восстановления.

11. В трех пронумерованных пробирках находятся растворы азотной и фосфорной кислот, вода. Как опытным путем их можно распознать? Напишите соответствующие уравнения реакций.

12. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



13. Написать уравнение гидролиза следующих солей: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; Rb_3PO_4 .

14. Дайте сравнительную характеристику элементов азота и фосфора. Укажите сходства и различия: а) в строении атомов; б) в степенях окисления; в) в составе и свойствах образуемых ими оксидов. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

15. Рассмотреть химическое равновесие процесса $2\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4 + 13,6 \text{ ккал}$ в соответствии с принципом Ле-Шателье.

Тема: ЭЛЕМЕНТЫ VI А ГРУППЫ

Общая характеристика. Главную подгруппу VI группы периодической системы Д.И. Менделеева составляют кислород, сера, селен, теллур, полоний (*O, S, Se, Te, Po*). Общее название элементов данной подгруппы – *халькогены*, что в переводе с греческого языка означает «образующие руды», указывая на их нахождение в природе.

Кислород. Самый распространенный элемент. В свободном состоянии присутствует в атмосфере (20,95% по объему), входит в состав воды (88,9%), содержание его в земной коре составляет 47,24% по массе. Кислород является важной составной частью углеводов, жиров, белков, в человеческом организме содержится около 61% кислорода. Без кислорода невозможны многочисленные, чрезвычайно важные жизненные процессы, например, дыхание, окисление аминокислот, жиров, углеводов. Только немногие растения, называемые анаэробными, могут обходиться без кислорода.

В состоянии покоя человек вдыхает примерно 0,5 м³ воздуха в час, но лишь 1/5 часть вдыхаемого с воздухом кислорода удерживается в организме. Кислород, проникая в кровь, соединяется с гемоглобином, образуя легко диссоциирующее соединение – оксигемоглобин, которое с потоком крови поступает в капилляры различных органов. Здесь кислород отщепляется от гемоглобина и через стенки капилляров диффундирует в ткани. Связь между кислородом и гемоглобином непрочная и осуществляется за счет донорно-акцепторного взаимодействия с ионом Fe²⁺.

Кислород представлен тремя стабильными изотопами ${}^{16}_8\text{O}$; ${}^{17}_8\text{O}$; ${}^{18}_8\text{O}$. В природе встречаются два аллотропных видоизменения элемента: O_2 – диоксиген или «обычный» кислород и O_3 – триоксиген – озон.

По своим свойствам озон сильно отличается от кислорода O_2 – имеет более высокие температуры плавления и кипения, обладает резким запахом. Образование озона из кислорода сопровождается поглощением энергии:



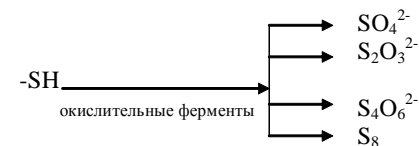
Озон получают при действии электрического разряда на кислород, в природе озон образуется из O_2 под действием ультрафиолетового излучения, поэтому при работе бактерицидных и физиотерапевтических ультрафиолетовых ламп чувствуется запах озона.

Сера. При обычных условиях сера представляет собой твердое вещество, в природе встречающееся в виде чистой самородной серы, а также сульфидных руд – FeS_2 ; ZnS ; PbS и сульфатов $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ и др. Соединения серы входят в состав горючих ископаемых: углей, нефти и природного газа, в морской воде имеются сульфаты. Кроме того, серу и ее соединения получают как попутные продукты в цветной металлургии и при переработке природного газа.

При температуре до 95,5°C устойчива ромбическая сера лимонно-желтого цвета – α -форма, при температурах выше 95,5°C – моноклинная сера, более темного цвета, β -форма, обе модификации имеют геометрическую структуру восьмигранных гофрированных колец – S_8 . Сера используется в основном для получения серной кислоты, а также для вулканизации резины, при производстве моющих средств, лекарственных препаратов, инсектицидов, фунгицидов, пороха и многих других соединений.

По содержанию в организме человека (массовая доля 0,16%) сера относится к биогенным микроэлементам. Потребность взрослого человека в сере около 4–5 г, она входит в состав многих биомолекул – белков, аминокислот (цистина, цистеина, метионина и др.), витаминов (витамин В₁). Много серы содержится в каротине волос, костях, нервной ткани.

В живых организмах сера, входящая в состав аминокислот, окисляется. Конечными продуктами этого процесса преимущественно являются сульфаты, а также образуются тиосульфаты, элементарная сера и полиотионовые кислоты.



Селен, теллур и полоний. Селен и теллур в природе встречаются в виде селенидов и теллуридов металлов. Их извлекают в основном из анодных шлаков, образующихся при рафинировании меди. В твердом состоянии селен и теллур образуют зигзагообразные цепи.

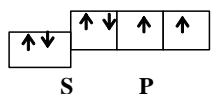
Применение селена и теллура основано на увеличении их электрической проводимости под воздействием света (фотопроводимость); их используют в фотоэлементах, фотоэкспонометрах и ксероксах.

В очень небольших количествах они необходимы организму человека. По содержанию в организме селен относится к микроэлементам ($10^{-5} - 10^{-7}$ мас.%). Селен поступает с пищей 55-110 мГ в год и концентрируется в печени, почках. Концентрат селена в крови составляет 0,001-0,004 ммоль/л.

Нормы содержания теллура и полония в живых организмах не установлены и их биологическая роль не изучена.

В атомах халькогенов на внешнем энергоуровне находится по шесть электронов и они имеют электронную конфигурацию ns^2np^4 .

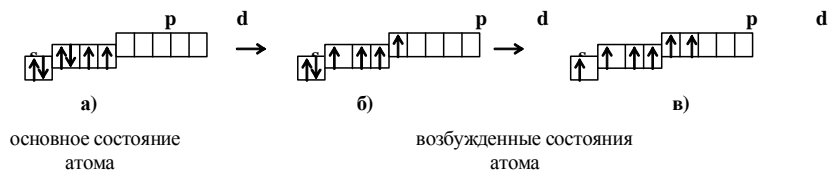
Атом кислорода отличается от атомов других халькогенов отсутствием d-подуровня на внешнем энергоуровне:



Отсутствие свободных орбиталей на внешнем уровне у кислорода не позволяет увеличить число неспаренных электронов, поэтому кислород в преобладающем большинстве соединений образует только две химические связи, чаще всего ковалентные, проявляя при этом степень окисления -2 , например: $P_2O_5^{-2}$; $H_2SO_4^{-2}$; SO_3^{-2} . В соединениях с наиболее электроотрицательным элементом – фтором – кислород проявляет положительную степень окисления $+2$ ($O^{+2}F_2$). Существуют соединения, в которых имеется связь кислород-кислород (O-O), например: пероксид водорода – $H_2O_2^{-1}$, пероксид бария – BaO_2^{-1} . Степень окисления кислорода в этих соединениях принимается равной -1 .

Образовывать более чем две связи в отдельных случаях кислород может только по донорно-акцепторному механизму, являясь донором электронных неподеленных пар внешнего энергоуровня.

У атомов остальных халькогенов, при инициировании энергетического импульса извне, число неспаренных электронов может увеличиться в результате перехода S- и P-электронов на вакантные орбитали d-подуровня.



Атомы серы, селена, теллура, имея 2, 4, 6 неспаренных электронов, проявляют в соединениях степени окисления: -2 ; $+4$; $+6$. В соединениях с водородом и металлами эти элементы проявляют $CO = -2$; в соединениях с кислородом и неметаллами могут иметь $CO = +4$; $+6$. В некоторых соединениях они проявляют $CO = +2$.

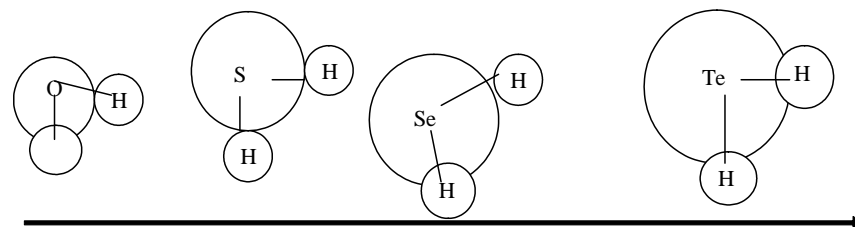
В ряду: $O \rightarrow S \rightarrow Se \rightarrow Te \rightarrow Po$ увеличиваются радиусы атомов (r_a) и ионов (r_i). В этом же направлении соответственно закономерно понижается энергия ионизации, сродство к электрону и относительная электроотрицательность (ОЭО).

С увеличением порядкового номера элементов VIA группы окислительная активность нейтральных атомов понижается и увеличивается восстановительная активность отрицательных ионов. Все это приводит к ослаблению неметаллических свойств халькогенов сверху вниз. Кислород и сера являются типичными неметаллами; селен и теллур – полупроводниками, а полоний – радиоактивный металл.

В нормальных условиях водородные соединения элементов VIA группы соответствуют общей формуле H_2X (H_2O ; H_2S ; H_2Te), а также соединения типа H_2X_2 (H_2O_2 ; H_2S_2). Соединения первого типа более устойчивые и, за исключением воды, представляют собой газы с очень неприятным специфическим запахом. Прочность химических связей H-X-H ослабевает от H_2O к H_2Te , а восстановительные свойства – усиливаются. Самый сильный восстановитель – H_2Te .

В водных растворах водородные соединения H_2X обладают слабыми кислотными свойствами. Диссоциация этих соединений проходит преимущественно по типу: $H_2X \rightleftharpoons XH^- + H^+$

В ряду $H_2O \rightarrow H_2S \rightarrow H_2Se \rightarrow H_2Te$ сила кислот возрастает.

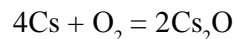


Увеличение длины связи – ЭН
Уменьшение энергии связи – E_c
Увеличение кислотной силы H_2X .

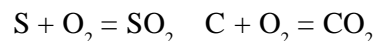
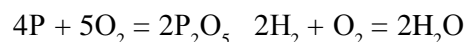
В кислородных соединениях сера, селен и теллур проявляют степень окисления +4 и +6, что соответствует двум типам оксидов: ЭО₂ и ЭО₃. Это типичные кислотные оксиды, которым соответствуют кислоты Н₂ЭО₃ и Н₂ЭО₄. Кислоты Н₂ЭО₃ в свободном состоянии неустойчивы. Соли этих кислот и сами кислоты проявляют окислительно-восстановительную двойственность, так как элементы S; Se и Te имеют в этих соединениях промежуточную степень окисления +4.

Химическая активность халькогенов, особенно кислорода и серы, высока. Она увеличивается при нагревании. Кислород образует соединения со всеми химическими элементами, кроме гелия -He; неона -Ne и аргона -Ar. С большинством элементов он взаимодействует непосредственно, кроме галогенов, золота и платины.

Кислород взаимодействует с очень многими простыми веществами – металлами и неметаллами, в результате чего образуются оксиды, реже пероксидные соединения. Такой активный металл как цезий самовозгорается в кислороде воздуха уже при комнатной температуре:



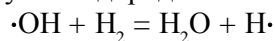
С фосфором кислород активно реагирует при нагревании до 60°C, с серой – до 250°C, с водородом – выше 300°C, с углеродом (в виде угля и графита) – при 700-800°C.



Процесс горения водорода в кислороде протекает очень бурно и может перейти во взрыв. Такая реакция основана на механизме цепной реакции. Она начинается с образования нестабильных активных частиц – свободных радикалов ·ОН – носителей неспаренных электронов:



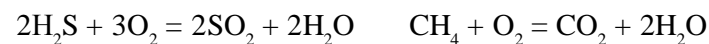
Образовавшиеся радикалы ·ОН очень реакционноспособные и легко реагируют с молекулой водорода:



Атом водорода реагирует далее с молекулой кислорода с образованием следующего радикала ОН и атома кислорода и т.д.

Взаимодействие со сложными веществами

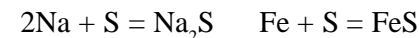
При взаимодействии сложных веществ с избытком кислорода образуются оксиды элементов, входящих в состав этих веществ:



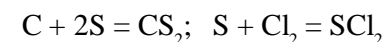
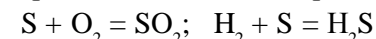
Рассмотренные реакции сопровождаются выделением теплоты и света и называются горением.

В основе процесса дыхания живых организмов лежит реакция окисления кислородом органических веществ с образованием СО₂ и Н₂О.

Сера. Сера в виде простого вещества может быть как окислителем, так и восстановителем, так как для нее характерны положительные степени окисления (+4, +6) и отрицательная (-2). Сера, как типичный неметалл, взаимодействует со многими металлами, образуя сульфиды. Эти реакции, как правило, протекают при нагревании.



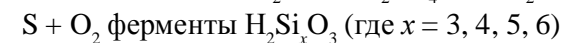
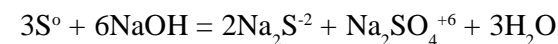
Сера способна реагировать со многими неметаллами: кислородом, водородом, углеродом, галогенами и др.



Сера взаимодействует с кислотами, являющимися сильными окислителями, например, с концентрированными азотной и серной кислотами:



Сера растворяется в водных растворах щелочей при нагревании, а при участии ферментов взаимодействует с кислородом до образования политионовых кислот, которые обладают противомикробной и противопаразитарной активностью:



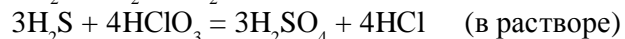
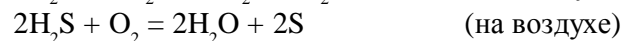
политионовые кислоты

Степень окисления -2 сера проявляет в сероводороде и его производных – сульфидах. Сероводород – бесцветный газ с неприят-

ным запахом, образуется при гниении растительных и животных остатков под действием микроорганизмов. Водные растворы H_2S дают слабокислую реакцию по лакмусу, при этом происходит ионизация по двум ступеням:



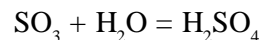
В воде растворимы сульфиды только щелочных, щелочно-земельных металлов и аммония. Сульфиды являются сильными восстановителями. В зависимости от условий они могут окисляться до S , SO_2 или H_2SO_4 .



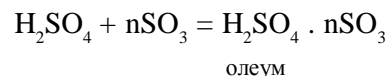
Оксиды халькогенов (+4 и +6) – кислотные. SO_2 ; SeO_2 ; TeO_2 , они могут быть получены сжиганием соответствующих простых веществ на воздухе или в кислороде. SO_2 – ядовитый газ с удушливым запахом, хорошо растворимый в воде. При растворении в воде образует сернистую кислоту – H_2SO_3 средней силы. Двухосновная сернистая кислота образует соли двух типов: средние – сульфиты (Na_2SO_3 ; K_2SO_3 и др.) и кислые – гидросульфиты ($NaHSO_3$; $KHSO_3$ и др.).

Диоксиды селена и теллура при обыкновенных условиях – бесцветные кристаллические вещества: SeO_2 – хорошо растворимый в воде, TeO_2 – плохо растворимый в воде.

Оксид серы (VI) SO_3 – летучая жидкость, которая при температуре ниже $17^\circ C$ превращается в белую кристаллическую массу, при взаимодействии с водой образует серную кислоту:



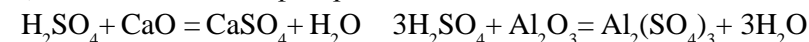
Особым свойством серного ангидрида является его способность хорошо растворяться в серной кислоте. Раствор серного ангидрида в серной кислоте имеет название *олеум*.



Серная кислота – это тяжелая маслянистая жидкость без цвета и запаха, гигроскопична, хорошо растворяется в воде. Разбавленная серная кислота проявляет все характерные свойства сильных кислот и диссоциирует по уравнению $H_2SO_4 \rightleftharpoons H^+ + HSO_4^- \rightleftharpoons 2H^+ + SO_4^{2-}$

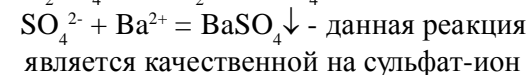
Разбавленная серная кислота реагирует:

а) с основными и амфотерными оксидами

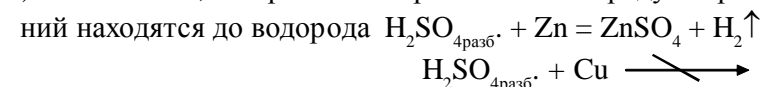


б) с основаниями $H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$

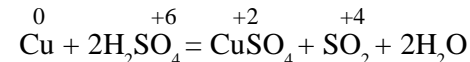
в) с солями $H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 \downarrow + 2HCl$



г) с металлами, которые в электрохимическом ряду напряжений



Концентрированная серная кислота является сильным окислителем, особенно при нагревании. Она окисляет многие металлы, неметаллы и некоторые органические вещества. Активные металлы восстанавливают концентрированную серную кислоту до сероводорода или свободной серы. Металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений металлов после водорода, при взаимодействии с серной кислотой образуют сульфаты металлов, сернистый газ и воду, например:



Опыт №1. Окислительные свойства серы

Приборы: асбест, лучинка, спички, штатив с пробирками.

Реактивы: сера, цинк.

Ход работы. На кусок асбеста поместить немного смеси серы и цинка, взятых в массовых отношениях 1:2 и в вытяжном шкафу осторожно поджечь горящей лучиной. Доказать опытом, что образовавшийся белый порошок содержит в своем составе S^{2-} . Составить уравнения проведенных реакций.

Опыт №2. Получение сероводорода и его свойства

Приборы: коническая колба с воронкой и газоотводной трубкой, химический стакан, газовая горелка.

Реактивы: сульфид железа, 4 н. раствор серной кислоты, свинцовая бумажка, нейтральный лакмус.

Ход работы а) В маленькую колбочку положить несколько кусочков сульфида железа, закрыть колбу пробкой, снабженной ворон-

кой, доходящей почти до дна колбы, и газоотводной трубкой. Через воронку прилить 4 н. раствор серной кислоты столько, чтобы конец воронки был погружен в этот раствор. Если реакция в колбе протекает вяло, колбу следует немного подогреть.

Примечание: опыт проводить под тягой!

б) К концу газоотводной трубки поднести свинцовую бумажку. В присутствии сероводорода она чернеет. Составить уравнение реакции.

в) газоотводную трубку от прибора опустить на 3-4 мин. в стакан с сероводородной водой. Приготовленную сероводородную воду оставить для следующих опытов. Небольшую порцию раствора испытать нейтральным лакмусом. Что происходит при растворении H_2S в воде? Составить уравнение реакции.

Опыт №3. Получение сульфидов

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы хлоридов солей: бария, марганца, цинка, свинца (насыщенный раствор), меди, сурьмы; растворы соляной кислоты и сульфида аммония, сероводородная вода.

Ход работы: а) Налить в пробирки по 3мл растворов хлоридов бария, марганца, цинка, свинца (насыщенный раствор), меди и сурьмы; в каждую из них добавить по 1 мл раствора соляной кислоты и по 3 мл сероводородной воды, полученной в предыдущем опыте. В каких пробирках выпал осадок? Отметить окраску осадков и записать уравнение реакций их получения.

б) В две пробирки налить по 3мл растворов хлорида марганца, хлорида цинка и равные объемы раствора сульфида аммония. Отметить цвет образующихся осадков. Почему катионы Zn^{2+} и Mn^{2+} не осаждаются сероводородом в кислом растворе, но образуют осадки с сульфидом аммония? При объяснении воспользоваться данными о произведении растворимости этих осадков.

Опыт №4. Восстановительные свойства сернистой кислоты и сульфидов

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы: серной и сернистой кислот, сульфита натрия, йода, дихромата калия.

Ход работы: а) Установить опытом, что происходит с подкисленным раствором дихромата калия при прибавлении к нему раствора сернистой кислоты. Написать уравнения реакций.

б) К раствору сульфита натрия прибавлять по каплям раствор йода и наблюдать происходящие изменения. Составить уравнение реакции.

Опыт № 5. Окислительные свойства сернистой кислоты

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы сернистой кислоты и сероводородной воды.

Ход работы. К 3 мл раствора сернистой кислоты прибавить равный объем прозрачного раствора сероводородной воды. Почему раствор мутнеет? Составить уравнение реакции.

Опыт № 6. Отличие сульфит - иона от сульфат - иона

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы хлорида бария, свежеприготовленного сульфита натрия, сульфата натрия, концентрированной соляной кислоты.

Ход работы. В две пробирки порознь налить по 2 мл раствора хлорида бария и добавить в одну пробирку - свежеприготовленного сульфита натрия; в другую – раствор сульфата натрия. Можно ли по внешнему виду отличить полученные осадки? Прибавить в обе пробирки по 2 мл концентрированной соляной кислоты. Что происходит с осадками?

Опыт № 7. Образование нерастворимых сульфатов

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы солей хлоридов бария, стронция и свинца, раствор серной кислоты.

Ход работы. Получить известные нерастворимые сульфаты и их образование выразить соответствующими уравнениями реакций.

Контрольные вопросы для самостоятельной подготовки

1. Общая характеристика неметаллов главной подгруппы VI группы, строение их атомов, валентные возможности атомов, характерные соединения.

2. Какую степень окисления проявляет кислород в следующих соединениях: Na_2SO_4 ; H_2O_2 ; OF_2 ; $Ca_3(PO_4)_2$; Na_2O_2 ?

3. Какой объем (л) занимают 105 моль газообразного кислорода при н.у.:

а) 11,2; б) 16,0; в) 22,4; г) 33,6.

4. Кислород образуется при разложении следующих соединений:

а) CaCO_3 ; б) KClO_3 ; в) $\text{Fe}(\text{OH})_2$; г) H_2O_2 ; д) KMnO_4

Напишите возможные уравнения реакций.

5. Сульфиды S-элементов I группы периодической системы хорошо растворимы в воде. Их растворы имеют среду:

а) слабокислую в) щелочную
б) сильнокислую г) нейтральную

6. При добавлении раствора Na_2SO_4 к подкисленному раствору перманганата калия происходит:

а) помутнение в результате выделения свободной серы;
б) обесцвечивание вследствие образования Mn^{2+} ;
в) выделение пузырьков газа SO_2 ;
г) окрашивание в темно-зеленый цвет из-за образования MnO_4^{2-}

7. Закончите уравнение следующих реакций:

а) $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц.}} + \text{Ag} \rightarrow$

б) $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{разб.}} + \text{Zn} \rightarrow$

в) $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{разб.}} + \text{Al} \rightarrow$

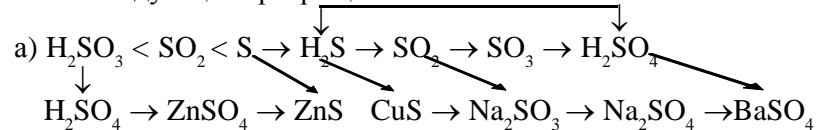
г) $\text{SO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$

д) $\text{SO}_3 + \text{CaO} \rightarrow$

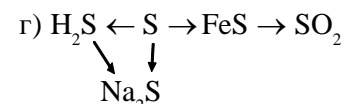
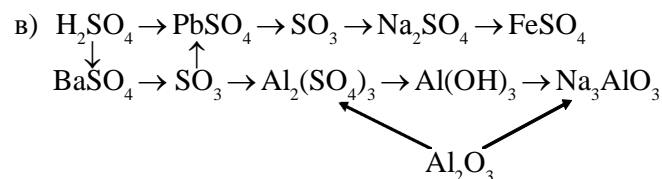
е) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$

ж) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$

8. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

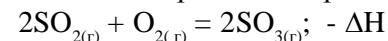


б) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{BaSO}_4 \rightarrow \text{SO}_3$



д) $\text{S} \rightarrow \text{ZnS} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

9. Дайте обоснованный ответ, объяснив, в какую сторону сместится химическое равновесие реакции:



а) при повышении температуры;

б) при понижении давления;

в) при повышении концентрации SO_2 ;

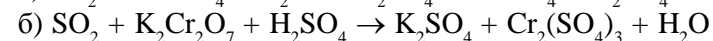
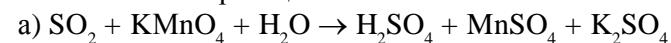
г) при понижении концентрации SO_3 ?

10. Напишите уравнения реакций гидролиза следующих солей:

Na_2S ; BaSO_3 ; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; K_3PO_4 ; CuSO_4 .

11. С какими из нижеперечисленных веществ будет реагировать раствор серной кислоты: гидроксидом калия, алюминием, оксидом серы (VI), оксидом железа (II), нитратом бария, медью, гидроксидом цинка? Напишите уравнения возможных химических реакций.

12. Поставьте коэффициенты в уравнениях следующих окислительно-восстановительных реакций:



13. Напишите формулы солей, которые может образовать сероводородная кислота и металлы: натрий, кальций, алюминий.

14. Какая реакция является качественной на сульфат-ион?

15. Где применяется серная кислота и ее соли?

16. Охарактеризуйте химические свойства серы. Приведите примеры уравнений реакций, в которых сера играет роль окислителя, восстановителя.

17. Составьте уравнения ступенчатой диссоциации сероводородной, сернистой и серной кислот.

18. Какими свойствами обладает разбавленная серная кислота?

19. Сколько граммов гидроксида калия потребуется для полной нейтрализации 20 г 15%-го раствора серной кислоты?

20. К раствору 49 г серной кислоты добавили 45 г гидроксида натрия. Какая соль образуется и какова ее масса в полученном растворе?

Тема: ЭЛЕМЕНТЫ VII А ГРУППЫ

Общая характеристика. Главная подгруппа VII группы периодической системы элементов Д.И.Менделеева состоит из фтора, хлора, брома и астата. Общее название этой группы элементов – галогены. В переводе с греческого языка «галогены» означают «солерождающие». Зачастую в состав этой группы включают водород, существенно отличающийся своими свойствами от галогенов, поэтому его желателно рассматривать отдельно от них.

Фтор. Фтор относится к микроэлементам и входит в состав всех организмов, его содержание определено во всех органах и тканях. В организме среднего человека с массой тела 70 кг фтора содержится 2 мг, суточная потребность составляет 2-3 мг и удовлетворяется главным образом с питьевой водой.

Максимальное его содержание определено в костной ткани животных и человека (у человека – 0,2-1,2%). Костная ткань играет огромную роль в регуляции обмена этого элемента, особенно много фтора в дентине и эмали зубов, а также в ногтях и волосах. Недостаток фтора приводит к кариесу зубов, поэтому соединения фтора добавляют в зубные пасты, иногда вводят в состав питьевой воды.

Избыток фтора в воде приводит к флюорозу – изменению структуры эмали и костной ткани, деформации костей. Предельно допустимые концентрации (ПДК) для содержания фторид - ионов в воде составляют 0,7 мг/л, а ПДК газообразного фтора в воздухе составляет - 0,03 мг/м³. Роль фтора в растениях требует дополнительных исследований.

Фтор и его соединения с кислородом и галогенами (F₂; ClF) вводят в ракетное топливо, в качестве окислителя используют для получения фторида урана (VI) – UF₆, который необходим для разделения изотопов урана. Фтороводород (HF) - исходное сырье для получения многих неорганических и органических фторидов, например, криолита Na₃[AlF₆], используемого в производстве алюминия. При помощи плавиковой кислоты - HF травят стекло.

Хлор. Хлор относится к незаменимым макроэлементам, его содержание в организме человека с массой тела 70 кг составляет 95 грамм (0,15%), в то время как остальные элементы этой группы являются микроэлементами и их массовая доля в приближении составляет ≈10⁻⁵%. Суточная потребность хлорида натрия составляет 5-10 г, он

необходим для выработки соляной кислоты в процессе пищеварения, которая уничтожает различные болезнетворные бактерии - холеры, тифа и др.

Хлорид - ионы играют важную биологическую роль, активируя функции ферментов и создавая благоприятную среду для действия протеолитических ферментов желудочного сока, обеспечивают ионные потоки через клеточные мембраны и участвуют в поддержании осмотического равновесия.

В химической промышленности хлор применяют для получения хлороводорода, хлороводородной кислоты и других хлорсодержащих веществ. Хлороводородная кислота - HCl используется в производстве неорганических хлоридов, угольной кислоты, лекарств, красителей, многих хлорсодержащих органических соединений.

Хлорид натрия - NaCl – необходимая приправа к пище, а также исходное сырье в производстве многих химических соединений: хлора, хлороводородной кислоты, натрия, соды, гидроксида натрия, мыла, красителей. Хлорную воду, гипохлориты калия и натрия (KClO и NaClO) используют для отбеливания тканей и бумаги. Хлором обеззараживают питьевую воду. Минералы сильвин - KCl и сильвинит - NaCl · KCl используются, как удобрения. Смесь гипохлорита кальция Ca(ClO)₂ и хлорида кальция CaCl₂ (хлорная известь) используется, как дезинфицирующее средство и как отбеливатель. Бертолетова соль - KClO₃ используется в производстве спичек.

Бром. Содержание брома в организме человека с массой тела 70 кг составляет 260 грамм, и локализуется он преимущественно в железах внутренней секреции, в первую очередь, в гипофизе, угнетая функцию щитовидной железы и усиливая активность коры надпочечников, а также в крови, печени, почках. В мозговом придатке – в гипофизе содержание брома в 25-50 раз больше, чем в крови, в 15-20 раз больше, чем в печени.

Бромид - ионы действуют успокаивающе на центральную нервную систему при повышенной возбудимости, способствуя восстановлению нарушенного равновесия между процессами возбуждения и торможения.

Бромиды натрия и калия – NaBr, KBr используются в медицине и фотографии. Бромид и хлорид серебра - AgBr и AgCl обладают способностью разлагаться под действием света, в силу чего их применяют в качестве фоточувствительных материалов в фотографии.

Йод относится к числу *эссенциальных* – жизненно необходимых, незаменимых элементов, определяющих обменные процессы в живых клетках. Йод влияет на синтез отдельных белков, жиров, гормонов. В организме человека содержится около 25 мг ($4 \cdot 10^{-5} \%$) йода, большая часть которого концентрируется в щитовидной железе. Недостаток йодид-иона в организме человека провоцирует возникновение эндемического зоба.

Иодиды натрия и калия (NaI, KI) часто используют в качестве отхаркивающего средства при воспалительных заболеваниях дыхательных путей. Йод используется для приготовления фармацевтических препаратов, а водно-спиртовой раствор йода - йодная настойка применяется для дезинфекции ран, для очистки поверхности некоторых металлов - титана, хрома и др.

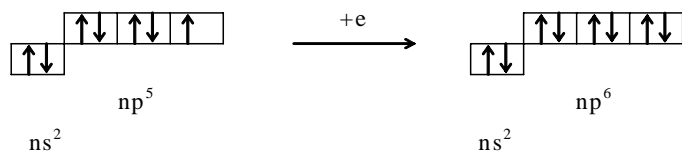
Из галогенов в литосфере наиболее распространены фтор и хлор. Массовые доли галогенов в литосфере составляют: фтора – 0,066%; хлора – 0,25%; брома – $1,61 \cdot 10^{-4} \%$; йода – $3,05 \cdot 10^{-5} \%$. Астат встречается в продуктах распада природных радиоактивных веществ в очень незначительных количествах.

Важнейшими фторсодержащими минералами являются: флюорит-плавиковый шпат – CaF_2 ; криолит – $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ и фторапатит – $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$.

Хлор входит в состав каменной соли галита – NaCl , сильвинита – $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$, бишофита – $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, сильвина - KCl , карналлита – $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Высокое содержание различных хлоридов определено в морской воде.

Основными природными источниками брома и йода являются вода озер и морская вода, а также морские водоросли. Достаточный процент бромидов и йодидов содержится в качестве примесей в природных хлоридах, а также в водах буровых скважин.

Атомы галогенов имеют на внешнем энергетическом уровне семь электронов, выраженные электронной формулой валентной оболочки ns^2np^5 , где n-номер периода



До завершенной оболочки благородных газов галогенам не достает одного электрона, вследствие чего, они обладают большим сродством к электрону и являются очень сильными окислителями. Атомы галогенов, присоединяя электрон, образуют отрицательно однозарядные галогенид-ионы с электронной структурой соответствующего благородного газа (ns^2np^6).

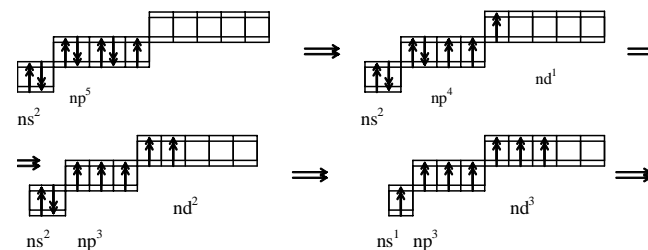
Такая восприимчивость к присоединению электронов характеризует галогены как типичные неметаллы, а одинаковое строение внешнего энергетического уровня обуславливает большое сходство в химических свойствах простых и сложных веществ, образуемых галогенами.

Однако сопоставление свойств однотипных соединений галогенов отражает и существенные различия, обусловленные строением внутренних электронных оболочек.

Для атома фтора достижение возбужденного состояния невозможно, так как на внешнем втором энергетическом уровне у него нет свободных орбиталей, чем он отличается от всех других галогенов, которые имеют вакансию на внешнем d-подуровне, поэтому способны переходить в состояние возбуждения. Для атома фтора единственно возможная степень окисления –1.

В возбужденных состояниях атомы галогенов, исключая фтор, могут образовывать три, пять или семь общих электронных пар с другими атомами.

Например, такое число связей характерно для соединений хлора с кислородом, причем электронные пары оттягиваются к более электроотрицательному кислороду, при этом степени окисления атома хлора соответственно равны +3; +5; +7 (HCl^{+1} ; HCl^{+1}O ; $\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$; $\text{HCl}^{+5}\text{O}_3$; $\text{HCl}^{+7}\text{O}_4$).



В ряду $\text{F} \rightarrow \text{Cl} \rightarrow \text{Br} \rightarrow \text{I}$ максимальный радиус атома, следовательно, наименьшее сродство к электрону имеет йод, поэтому его

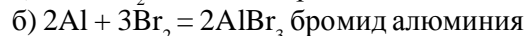
окислительные свойства выражены слабее, чем у брома, хлора и фтора. С уменьшением радиуса атома снизу вверх увеличиваются окислительные и уменьшаются восстановительные свойства.

Молекулы простых веществ галогенов, как и у водорода, состоят из двух атомов, связанных друг с другом ковалентной неполярной связью. Энергия связи между атомами галогенов значительно ниже, чем между атомами в молекулах водорода и кислорода, поэтому молекулы галогенов более реакционноспособные.

В свободном состоянии галогены образуют простые вещества, состоящие из двухатомных молекул: F_2 ; Cl_2 ; Br_2 ; I_2 . При комнатных условиях фтор представляет собой светло-желтый газ, хлор – желто-зеленый газ, бром – красно-бурую жидкость, йод – темно-фиолетовое кристаллическое вещество. Все галогены имеют резкий неприятный запах, ядовиты, поэтому все работы с ними проводят под тягой, так как вдыхание их паров вызывает раздражение дыхательных органов, а в больших количествах – удушье.

Галогены обладают высокой химической активностью, которая ослабляется в ряду $F_2 \rightarrow Cl_2 \rightarrow Br_2 \rightarrow I_2$.

Галогены энергично взаимодействуют со многими металлами, образуя галогениды металлов, например:

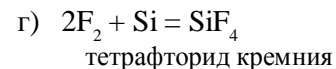


Большинство металлов реагирует с фтором при обычных условиях, но в отдельных случаях на поверхности металла образуется пленка труднорастворимого фторида, препятствующая дальнейшему протеканию реакции. Вследствие этого такие металлы, как медь и никель, оказываются устойчивыми к фтору.

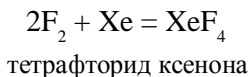
Галогены взаимодействуют со многими неметаллами – водородом, фосфором, серой, кремнием и другими.



Скорость этой реакции значительно увеличивается при нагревании смеси реагентов или под воздействием света.



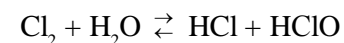
д) самый активный галоген – фтор взаимодействует даже с некоторыми благородными газами (криптоном, ксеноном и радоном), например:



Фтор очень энергично взаимодействует с водой: $F_2 + H_2O = 2HF + O$.

Выделяющийся атомарный кислород образует молекулярный (O_2) и озон (O_3), а также взаимодействует с фтором с образованием дифторида кислорода: $O + F_2 = OF_2$.

Другие галогены взаимодействуют с водой менее активно. При взаимодействии хлора с водой образуется две хлорсодержащие кислоты: хлороводородная – HCl и хлорноватистая – $HClO$

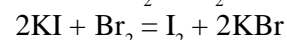


В водных растворах галогены могут взаимодействовать со щелочами.



В случае нагревания щелочи до $100^\circ C$ в продуктах реакции появляется хлорат калия – $KClO_3$: $3Cl_2 + 6KOH = 5KCl + KClO_3 + 3H_2O$

Свободные галогены – сильные окислители, что видно на примерах их реакций с металлами и неметаллами. Так как окислительная способность галогенов снижается в ряду $F_2 \rightarrow Cl_2 \rightarrow Br_2 \rightarrow I_2$, то более сильные окислители способны замещать менее сильные из их соединений с металлами. Так, фтор способен в галогенидах замещать хлор, бром и йод; хлор – бром и йод, а бром – йод, например:

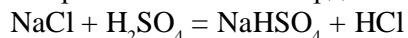


Галогены с более сильной окислительной способностью могут окислять галогены – менее сильные окислители, например, бром, вступающая во взаимодействие с хлором, выступает как восстановитель, а хлор как окислитель: $Br_2 + 5Cl_2 + 12KOH = 2KBrO_3 + 10KCl + 6H_2O$.

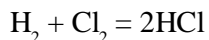
Галогеноводороды. Галогены образуют с водородом следующие соединения: фтороводород – HF ; хлороводород – HCl ; бромоводород – HBr ; йодоводород – HI .

Фтороводород получают по реакции между фторидом кальция и концентрированной кислотой: $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц.}} = \text{CaSO}_4 + 2\text{HF}$.

Хлороводород в лаборатории получают действием концентрированной серной кислоты на твердый хлорид натрия:



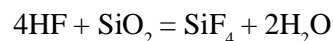
Основной метод получения хлороводорода в промышленности заключается в синтезе его из простых веществ – водорода и хлора:



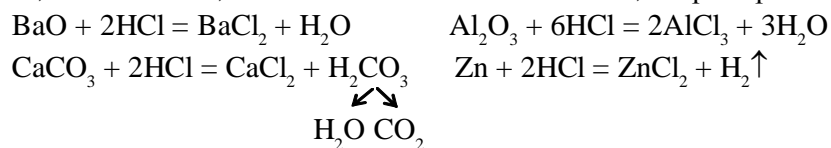
Бромоводород и йодоводород получают в промышленности из простых веществ в присутствии катализаторов.

Все галогеноводороды (HHal) – бесцветные газы с резким запахом, легко растворимые в воде. При 20°C в одном объеме воды растворяется 500 объемов хлороводорода, 600 объемов бромоводорода и 450 объемов йодоводорода. Фтороводород смешивается с водой в любых соотношениях. Их водные растворы представляют собой кислоты: фтороводородная (плавиковая) - HF; хлороводородная (соляная) - HCl; бромоводородная - HBr и йодоводородная – HI, сила которых увеличивается от HF к HI.

Фтороводородная кислота является слабой из-за высокой прочности молекулы H-F, обеспеченной наличием двух видов связи – ковалентной полярной и водородной, посредством водородной связи образуются ассоциаты молекул кислоты. Остальные галогеноводородные кислоты являются сильными. Фтороводород и соответствующая кислота являются очень едкими веществами, их хранят в сосудах из пластмасс, так как их хранение в стеклянных сосудах невозможно из-за реакции взаимодействия HF с диоксидом кремния, который входит в состав стекла:



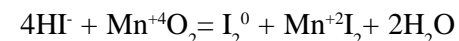
Все галогеноводородные кислоты обладают характерными свойствами кислот, взаимодействуя с основными и амфотерными оксидами, основаниями, солями и со многими металлами, например:



Солями галогеноводородных кислот являются галогениды металлов - фториды хлориды, бромиды и йодиды. Все фториды, за исклю-

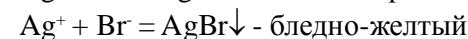
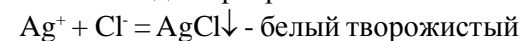
чением фторидов щелочных металлов и фторида аммония - NH_4F , являются малорастворимыми в воде. Превалирующее большинство галогенидов - хлоридов, бромидов, йодидов относят к числу хорошо растворимых в воде.

Газообразные - HCl; HBr; HI, соответствующие им кислоты и их соли проявляют свойства восстановителей, причем их восстановительная способность усиливается от HCl к HI.



HF и фториды проявляют только окислительные свойства.

Èà-ãñò âáí í û à ðääëööèè í à äèî äáí èä – èí í û. Реакции, при помощи которых можно обнаружить галогенид – ионы в исследуемых образцах или растворах, основаны на использовании нитрата серебра, при взаимодействии с которым галогенид - ионы образуют малорастворимые галогениды серебра:



Кислородные соединения галогенов. Галогены образуют оксиды, кислородсодержащие кислоты, соли этих кислот. Из кислородных соединений галогенов наибольшее значение имеют соединения хлора. Фтор кислородсодержащих кислот не образует, несмотря на то, что OF_2 является сильным окислителем. OF_2 – газ, который при температуре -145°C превращается в жидкость желтого цвета.

Из кислородсодержащих кислот хлора известны следующие:

а) хлорноватистая HCl^{+1}O – слабая, существующая только в водных растворах, легко разлагается, особенно на свету: $\text{HClO} = \text{HCl} + \text{O}$. Ее соли называются *гипохлоритами*, например: NaClO.

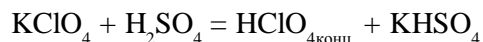
б) хлористая кислота $\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$ – кислота средней силы, неустойчивая даже в водном растворе. Соли HClO_2 называются *хлоритами*, например: KClO₂ - хлорит калия.

в) хлорноватая кислота $\text{HCl}^{+5}\text{O}_3$ относится к сильным кислотам и существует только в водных растворах. Соли хлорноватой кислоты называются *хлоратами*, например, KClO₃ – бертолетова соль – хлорат калия.

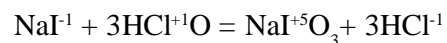
г) хлорная кислота HClO_4 является одной из самых сильных неорганических кислот. Она может существовать в свободном виде,

хотя и малоустойчива. Безводная хлорная кислота взрывается при нагревании и при соприкосновении с органическими веществами. Водные растворы ее стабильны. Соли хлорной кислоты называются перхлоратами, например, KClO_4 - перхлорат калия.

Один из способов промышленного получения хлорной кислоты заключается в действии концентрированной серной кислоты на перхлораты:



Кислородные кислоты хлора, а также других галогенов и их соли являются окислителями. Их окислительные свойства ослабевают в ряду $\text{HClO} \rightarrow \text{HClO}_2 \rightarrow \text{HClO}_3 \rightarrow \text{HClO}_4$. Так, хлорноватистая кислота и гипохлориты проявляют сильные окислительные свойства, а хлорная кислота и перхлораты в растворах – слабые окислители, например:



Опыт № 1. Возгонка йода

Приборы: химический стакан, круглодонная колба, штатив с асбестовой сеткой, газовая горелка.

Реактивы: кристаллики йода, вода.

Ход работы. В сухой стеклянный стакан без носика бросить 5-10 кристалликов йода и поставить его на асбестовую сетку, находящуюся на кольце штатива. Сверху на стакан поставить круглодонную колбу, наполненную водой. Осторожно нагревать стакан небольшим пламенем горелки. Вскоре весь стакан заполнится фиолетовыми парами йода, а на стенках колбы осядут мелкие кристаллики сублимированного йода, с течением времени укрупняющиеся в гроздь сросшихся кристаллов.

Опыт № 2. Действие соляной кислоты на металлы

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: раствор соляной кислоты, металлы: цинк, алюминий, медь.

Ход работы. В отдельных пробирках испытать действие соляной кислоты на металлы: цинк, алюминий и медь. Какие металлы растворяются? Составить уравнения реакций.

Опыт № 3. Соли галогеноводородных кислот

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы нитрата серебра, хлорида кальция, фторида натрия, хлорида натрия, бромида калия, йодида калия.

Ход работы. Испытать в отдельных пробах действие ионов серебра и кальция на растворы солей фторида, хлорида, бромида и йодида. Отметить цвета осадков и составить уравнения реакций.

Контрольные вопросы для самостоятельной подготовки

1. Напишите электронно-графическую конфигурацию атома брома и электронные формулы молекул брома, бромоводорода. Укажите вид химической связи в молекуле брома и бромоводорода.
2. Почему на свету у бромида серебра появляется неприятный запах. Ответ подтвердите уравнением реакции.
3. Исходя из положения элементов в периодической системе, укажите, какой из галогенов: хлор или йод – обладает большей электроотрицательностью.
4. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах следующих окислительно-восстановительных реакций:
 - а) $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 - б) $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
 - в) $\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 - г) $\text{KBr} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - д) $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4$
5. Какие свойства: окислительные или восстановительные проявляют галогенид - ионы?
6. С какими из указанных веществ реагирует соляная кислота: FeSO_4 ; FeS ; KOH ; NaNO_3 ; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; CO ; SO_3 ; P_2O_5 ? Напишите уравнения реакций.
7. В пронумерованных пробирках находятся растворы: хлорида натрия, бромида калия, йодида калия, гидроксида натрия, гидроксида аммония. Как опытным путем их можно распознать? Опишите ход работы, подтвердив уравнениями реакций.
8. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

- а) $I_2 \rightarrow HI \rightarrow KI \rightarrow I_2 \rightarrow AlI_3$
 б) $Cl_2 \rightarrow NaCl \rightarrow HCl \rightarrow MgCl_2$
 в) $HBr \rightarrow KBr \rightarrow Br_2 \rightarrow CaBr_2$

9. Почему хлор взаимодействует с бромидами и йодидами металлов и не взаимодействует с фторидами металлов?

10. Какова физиологическая роль соляной кислоты в организме человека?

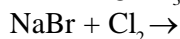
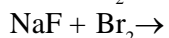
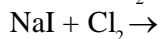
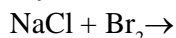
11. Наиболее ярко выражены восстановительные свойства у:

- а) фтора б) хлора
 в) брома г) йода

12. Чем объяснить, что фтор не образует положительные ионы?

13. Чем объяснить, что раствор йода при прибавлении хлорной воды обесцвечивается?

14. Допишите уравнения химических реакций, которые практически осуществимы:



15. С какими из нижеперечисленных веществ будет реагировать бром: водород, йодид натрия, хлорид калия, кальций, фторид натрия? Напишите уравнения осуществимых реакций.

Тема: СЕМИНАР: ХИМИЯ P-ЭЛЕМЕНТОВ

Перечень вопросов для собеседования

1. Химический адрес элементов P-семейства, их общая характеристика.

2. Охарактеризовать тенденцию изменения неметаллических свойств элементов с увеличением порядковых номеров в периодах и группах с точки зрения теории строения атома, учитывая изменения энергий ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, окислительной активности.

3. Какой преобладающий тип химической связи, характерен для P-элементов? Объяснить причину возникновения и механизмы ее образования.

4. Объяснить гибридизацию атомных электронных орбиталей P-элементов, образование δ- и π - связей, учитывая химический адрес элементов.

5. Какие степени окисления проявляют элементы P-семейства в своих соединениях? Дать характеристику элементам по занимаемым им группам.

6. Какие орбитали атомов P-элементов второго периода принимают участие в образовании химических связей с другими элементами в соединениях? Чем объяснить отличие образования химических связей у P-элементов, находящихся в периодах с третьего по шестой?

7. В чем отличие строения атомов элементов S-семейства и P-семейства?

8. Охарактеризуйте физические свойства элементов P-семейства.

9. Выделите основные и специфические свойства P-элементов.

10. Дайте сравнительную характеристику P-элементам III A – VII A групп.

Контрольные вопросы для самоподготовки

1. Напишите электронно-графические конфигурации атомов следующих элементов: Al; Ge; Sb; Se; I, указав порядковый номер, заряд ядра, число протонов, нейтронов и электронов.

2. Почему для элементов III A группы более характерна степень окисления +3, а не +1?

3. Определить, какому элементу соответствует данная электронная формула атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Напишите для данного элемента формулы высшего оксида и летучего соединения с водородом.

4. Дайте характеристику элемента №33 по плану: положение в периодической системе, металл или неметалл, строение атома – электронно-графическая конфигурация; сколько электронов на внешнем энергетическом уровне, является ли он завершённым, формула высшего оксида; образует ли элемент летучее соединение с водородом, если да, то какая его химическая формула.

5. Чем объясняются уникальные свойства углерода и его соединений?

6. Объясните снижение характерных степеней окисления в ряду $C \rightarrow Si \rightarrow Ge \rightarrow Sn \rightarrow Pb$

7. Какие степени окисления и валентность проявляет азот в своих соединениях и почему?

8. Напишите формулы всех оксидов азота, какие из них являются кислотообразующими? Какой из оксидов азота находит применение в качестве наркотика?

9. Какие оксиды и кислоты образует фосфор?

10. Приведите примеры жизненных процессов, протекающих при обязательном участии кислорода.

11. Приведите уравнение химических реакций, отражающих специфику взаимодействия азотной и серной кислот с металлами.

12. Что называется хлорной водой? Чем обусловлено бактерицидное и отбеливающее действие хлорной воды?

13. Какими галогенами можно вытеснить бром из раствора бромида калия?

14. Объясните, почему в ряду $F \rightarrow Cl \rightarrow Br \rightarrow I$ сила кислот $HHal$ возрастает?

15. В сторону какого химического элемента смещаются общие электронные пары в следующих соединениях: H_2O ; HJ ; PCl_3 ; NH_3 ; H_2S ; CO_2 ? Ответ обосновать.

16. Какие из нижеперечисленных веществ взаимодействуют между собой: иодид калия, бром, хлор, алюминий, вода, гидроксид натрия, водород, сера, фосфор? Напишите возможные уравнения химических процессов.

17. С какими, из перечисленных веществ будет реагировать разбавленная серная кислота: гидроксид натрия, цинк, нитрат бария, медь, оксид ртути (II), сульфат алюминия, гидроксид алюминия? Напишите молекулярные и ионные уравнения возможных реакций.

18. Напишите уравнения электролитической диссоциации следующих соединений: $H_4P_2O_7$; $Al_2(SO_4)_3$; $Cr(OH)_3$; Na_3PO_4 ; $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3$; $CaCl_2 \cdot Ca(NO_3)_2$; H_2SO_4 ; $K_4[Fe(CN)_6]$; $[Co(NH_3)_4]Cl_2$; $[Ni(CO)_4]$.

19. В одной пробирке находится раствор серной кислоты, в другой – соляной кислоты. Как опытным путем их можно распознать? Напишите соответствующие уравнения реакций.

20. Напишите уравнения реакций гидролиза для следующих солей: $AlCl_3$; K_3PO_4 ; BaS ; $CuSO_4$; $Fe(NO_3)_3$.

Тема: ХИМИЯ D-ЭЛЕМЕНТОВ

Общая характеристика. В состав элементов d- семейства входят 32 элемента периодической системы, расположенные в середине каждого большого периода (4-7-незавершенный) между S и P-элементами, называемые *переходными металлами*.

Особая роль отводится отдельным, изученным биогенным *переходным металлам*, которые оказывают влияние на изменения в различных экосистемах на биогенном уровне: воздушном и водном бассейнах, почвах, растениях, живых организмах.

Медь. Кларк меди в земной коре составляет $1 \cdot 10^{-2}\%$, почве – $2 \cdot 10^{-3}$, в морской воде – $2 \cdot 10^{-6}$, в растениях – $2 \cdot 10^{-4}$, животных – $1 \cdot 10^{-4}\%$. Медь входит в состав, около 200 минералов, наиболее распространенными из которых являются: CuFeS_2 - халькопирит, Cu_2S - халькозин, CuS - ковеллин, $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ – малахит, $\text{CuSO}_4 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ - брошантит, CuO –мелаконит, CuFe_2S_3 – кубанит и другие.

Медь является биогенным элементом, его содержание в организме человека достигает 100 мг, что составляет около 0,0001%. Примерно 30% этого количества содержится в мышцах, печень и мозг также богаты медью. Металлическая медь и ее соединения токсичны.

Медь является неотъемлемой составной частью окислительных ферментов – полифенолоксидазы, аскорбиноксидазы, лакказы, которые осуществляют реакции окисления путем переноса электронов от субстрата к молекулярному кислороду, являющемуся акцептором электронов. Эти три фермента активируют биосинтетические функции растений, участвуя в важнейших биогенных процессах фотосинтеза и дыхания. Она также входит в состав урикооксидазы – фермента, производящего окисление мочевой кислоты, и энзима тирозиназы, осуществляющего синтез пигмента меланина за счет аминокислоты тирозина, недостаток которого вызывает заболевание *альбинизм* – отсутствие у растений зеленой окраски.

Медь также входит в состав низкомолекулярного белка пластоцианина, активирующего процессы фотосинтеза и биогенные процессы клеток растительного и животного происхождения. Кроме того, медь повышает активность ферментов каталазы, нитратредуктазы, пероксидазы, карбоангидразы гексокиназы, альдолазы, фосфоглюкомутаза и других. С внесением медьсодержащих микроудобрений

повышается устойчивость растений к неблагоприятным климатическим условиям в широком температурном диапазоне, к засушливости и различным заболеваниям.

Цинк. Кларк цинка в земной коре равен $5 \cdot 10^{-3}\%$, в морской воде – $5 \cdot 10^{-6}$, растениях – $3 \cdot 10^{-4}$, животных – $1 \cdot 10^{-3}\%$. Он относится к разряду тех металлов и их соединений, которые известны человечеству с времен глубокой древности, это, в первую очередь, галмей, цинковый шпат и смитсонит - карбонат цинка (ZnCO_3), цинковая обманка - сфалерит и вюртцит – сульфид цинка (ZnS), цинкит (ZnO) и другие, банк справочных данных свидетельствует о том, что на сегодняшний день насчитывается около 70 цинксодержащих минералов. Высоким содержанием цинка отличаются черноземы, богатые содержанием гумуса, красноземы, насыщенные цинксодержащими породами, такими как - базальты и андезиты, а также почвы тундры с их почвообразующими породами и специфической растительностью.

Цинк относится к разряду эссенциальных элементов, необходимых для всех живых организмов. В организме взрослого человека больше всего цинка содержится в мышцах - 65%, костях - 20%. Остальное количество приходится на плазму крови, печень, эритроциты. Наибольшая концентрация цинка отмечена в предстательной железе. Ион цинка входит в состав более 40 металлоферментов, катализирующих гидролиз эфиров и белков.

Цинк содержится во всех растительных клетках, количество которого меняется в пределах от десятитысячных до тысячных, а в отдельных случаях до сотых долей процента, что находится в пропорциональной зависимости от содержания подвижных форм цинка в почве, особенно в районах, прилегающих к цинксодержащим – «галмей». Эти почвы характеризуются повышенным содержанием цинка, который оказывает токсическое действие на растения и микроорганизмы. Вместе с тем пониженное содержание подвижных форм цинка негативно сказывается на росте растений, страдающих от цинковой недостаточности.

Цинк имеет особенность концентрироваться в семенах, особенно, в зародыше, входя в состав всех растений. Являясь составной частью металлоферментов, он способствует обратимому разложению угольной кислоты, ауксиновому обмену, синтезу многих органических кислот, утилизации фосфора растениями, влияет на

вязкость плазмы. С нуклеиновыми кислотами цинк образует комплексные соединения.

Молибден. В земной коре кларк молибдена составляет $1,5 \cdot 10^{-2} \%$, почве – $3 \cdot 10^{-4}$, морской воде - $1 \cdot 10^{-7}$, растениях - $2 \cdot 10^{-5}$, животных - $1 \cdot 10^{-6}$ - $1 \cdot 10^{-5} \%$. В природе молибден чаще всего встречается в рассеянных минералах в виде молибдатов ($MgMoO_4$, $PbMoO_4$, $(Ca,Fe)MoO_4$ и др.) различных оксидов (молибдит - MoO_3 , ильземанит $MoO_2 \cdot MoO_3 \cdot SO_3 \cdot H_2O$), дисульфидов (MoS_2 - молибденит, $(Cu,Fe,Sn,Zn,Mo)_4(Sb,Te,As,S)_3$ - колюзит).

Содержание молибдена в почвообразующих породах земной коры характеризуется стабильностью, незначительным повышением отличаются кислые изверженные и осадочные породы, богатые органическим веществом.

Молибден является одним из важнейших биоэлементов. Ряд ученых (Ф.Крин, Л. Орил) придерживаются идеи о том, что возникновение жизни на Земле происходило не эволюционным путем, а она занесена неведомой цивилизацией из космоса с молибденовых звезд. Молибден является основной составной частью различных ферментов: альдегидгидроксидазы, ксантиндегидрогеназы, ксантиноксидазы, активирующих биохимические реакции в клетках живых организмов. Он входит в состав биокатализаторов, усиливающих интенсивность процесса фотосинтеза и способствующих процессу азотфиксации воздуха клубеньковыми бактериями и синтеза гемоглобина, что имеет для жизни растений огромное значение.

Азотное питание растений и микроорганизмов зависит от ассимиляции ими нитратов, которые строго регулируются углеродным метаболизмом. Усиливая процесс азотфиксации, молибденовые удобрения снижают уровень токсичности в почве и растениях, поскольку устраняется необходимость внесения азотных минеральных удобрений и, тем самым, улучшается экологическая ситуация при возделывании сельскохозяйственных культур в севообороте. Возможность *молибдена* заключается не только в ограничении и снижении загрязнения почв и растений. Небольшое количество удобрений - 300-500 г/га повышает урожай многих культур, улучшает их качество, способствует образованию каротина, аскорбиновой кислоты, хлорофилла, увеличивая его количество и устойчивость к разрушению, положительно влияет на фосфорный и углеводный обмен, улучшает процессы дыхания растений.

Молибденсодержащие микроудобрения стимулируют важнейшие биогенные окислительно-восстановительные процессы, протекающие в генеративных органах растений, участвуя в переносе электронов в составе ферментов – оксидоредуктаз и увеличивая скорость синтеза аминокислот, белков и нуклеиновых кислот, особенно рибонуклеиновой кислоты, ряда витаминов: B_1 ; B_6 ; С. Молибден входит в состав фермента нитратредуктазы, который активирует первый этап восстановления нитратов в растениях до нитритов. Дальнейшие этапы на пути восстановления нитратов до аммиака сопряжены с участием меди и марганца.

Ванадий. Ванадий является условно эссенциальным микроэлементом, это означает, что его биологическая функция признана, однако явлений дефицита ванадия не было отслежено. В организме взрослого человека содержится 110-125 мкг ванадия (в основном в зубах и костной ткани), поэтому данный минерал по содержанию относится в группу ультра микроэлементов.

Ванадий участвует в регуляции обмена глюкозы, холестерина, рибонуклеазы и других ферментов, сердечно - сосудистой деятельности, участвует в метаболизме тканей костей и зубов, усиливает связывание гемоглобина с кислородом, катализирует окисление фосфолипидов изолированными ферментами печени, оказывает действие на некоторые функции глаз, печени, почек, миокарда, нервной системы.

Ванадий играет стимулирующую роль в процессах фиксации молекулярного азота микроорганизмами: *azotobacter* и клубеньковыми бактериями, по мнению ряда авторов, в какой-то мере частично способен заменять молибден. При наличии молибдена положительное действие ванадия дезактивируется и он по большей мере выступает в роли промотора, усиливающего действие молибдена, проявляя синергетическое воздействие на него. В клубеньках бобовых растений ванадий содержится в количестве 3-10 мг/кг.

Железо. По распространенности в литосфере среди химических элементов *железо* занимает четвертое место, уступая лишь кислороду, кремнию и алюминию. Его кларк в земной коре равен 4,65%. Общее содержание железа в почве в большинстве случаев колеблется от 0,05 до 10,0%, исключая ожелезненные почвы и почвенные горизонты, в которых содержание железа варьирует от 15-20 до 40-60%.

Сопутствующие компоненты железистых скоплений в почвах придают различный яркий окрас - бурый, красный, желтовато-оранжевый, темно-фиолетовый, тропический, зеленоватый, сизый, голубой, черный и черно-синий.

Железо содержится в тканях животных и растений. Общая масса в организме взрослого человека примерно 5 г, что составляет 0,007%. Наиболее важными с физиологической точки зрения являются железосодержащие белки: гемоглобин, миоглобин, цитохромы, пероксидазы, каталаза. Гемоглобин – основная составная часть эритроцитов, он обеспечивает внешнее дыхание, транспортируя кислород от легких к тканям. Миоглобин, цитохромы, каталаза обеспечивают клеточное дыхание.

Леггемоглобин клубеньков бобовых растений совместно с железопорфиринами выполняют окислительно-восстановительные процессы, концентрируясь, главным образом, в хлоропластах. Органические железосодержащие комплексы активируют процесс переноса электронов при фотосинтезе и восстанавливают углекислоту в ходе этого процесса, регулируя поступление и передвижение минеральных и пластических веществ по растению.

Марганец. Из тяжелых металлов после железа самым распространенным считается марганец, который в небольших количествах встречается повсюду, также широкое распространение имеют залежи марганцевых руд.

Кларк марганца в земной коре составляет 0,09%, в почве – 0,085%, причем содержание валового марганца в почвах варьирует в широком интервале от 10 до 10000 мг/кг, в морской воде – $4 \cdot 10^{-7}$, в растениях $1 \cdot 10^{-3}$ и животных $1 \cdot 10^{-5}$ %.

Основным источником марганецсодержащих минералов в различных почвах являются горные породы, доминирующие в процессах выветривания и почвообразования.

Марганец является одним из десяти эссенциальных металлов жизни, необходимых для нормального протекания процессов в живых организмах, образуя в процессе биосинтеза металлокомплексы с белками, нуклеиновыми кислотами, АТФ, АДФ, его участие также незаменимо в ауксиновом обмене. Он входит в состав различных ферментов, способствуя активации окислительно-восстановительных реакций, протекающих в клетках растений, и усиливает интенсивность

процессов фотосинтеза, восстанавливает углекислоту, способствуя образованию аскорбиновой кислоты.

От содержания марганца в листьях растений зависит концентрация хлорофилловых зерен, а также толщина клеточных стенок.

Кобальт отличается незначительным распространением в природе, его кларк в земной коре составляет $4 \cdot 10^{-3}$ %, в почве – $1 \cdot 10^{-3}$, в морской воде – $1 \cdot 10^{-7}$, в растениях $2 \cdot 10^{-5}$, в животных – $1 \cdot 10^{-6}$ %. Для этого элемента характерна слабая миграция в биосфере с образованием устойчивых оксидов, которые становятся геохимическими спутниками железа и марганца. Отмечено содержание кобальта в магмах и гидротермах, а также значительная концентрация этого элемента отмечена в осадочных породах.

Кобальт играет огромную роль в симбиотической азотфиксации клубеньков бобовых и регулирует образование леггемоглобина в клубеньковых бактериях. В условиях засухи под воздействием кобальта в растениях снижается концентрация амидного и белкового азота, который, усиливая азотистый обмен, смягчает отрицательное действие засухи. Кобальт является составной частью витамина B_{12} и способствует синтезу этого витамина, положительно коррелируя его содержание и симбиотическую фиксацию азота.

Отличительной особенностью элементов d-семейства является то, что формирующими у этих элементов являются d-электроны от одного до десяти и непропорционально медленное увеличение атомного радиуса с возрастанием числа электронов. Такое относительно медленное изменение радиусов объясняется так называемым *лантаноидным- d-сжатием* вследствие проникновения ns-электронов под d-электронный слой и *актиноидным - f-сжатием* в шестом периоде вследствие проникновения ns-электронов под экран d- и f-электронов. Поэтому свойства d-металлов 5-7 периодов заметно отличаются от свойств элементов четвертого периода.

Строение внешних электронных оболочек атомов d-семейства описывается общей формулой:



Элементы, у которых на внешнем уровне имеется лишь по одному S-электрону, происходит «провал» одного S-электрона, на d-подуровень (Cr – $3d^5 4s^1$; Mo – $4d^5 5s^1$; Ru – $4d^7 5s^1$; Rh – $4d^8 5s^1$; Pt – $5d^9 6s^1$). У палладия внешний s-подуровень не заполнен (Pd – $4d^{10} 5s^0$).

На физические свойства простых веществ элементов семейства заметно влияет число неспаренных d-электронов в предвнешнем слое, которые могут образовать локализованную связь. Нелокализованные – это обобществленные электроны. Максимальные температурные градиенты плавления имеют элементы V-VI групп, у которых по 3-4 неспаренных d-электрона. Эти же элементы характеризуются максимальной *энтальпией атомизации - энергией превращения металла в газообразное состояние*.

Металлы, имеющие на внешнем S-подуровне один электрон, как правило, имеют более высокую электрическую проводимость (Cr, Mo, особенно Cu, Ag, Au).

Элементы III группы, имеющие на d- подуровне всего один электрон, по своим свойствам близки к соседним щелочно - земельным металлам, а d-элементы II группы, с полностью заполненным d-подуровнем, близки по свойствам к соседним P-элементам подгруппы галлия.

Все d-элементы являются восстановителями. Наиболее сильными восстановителями являются элементы III группы, а также цинк и кадмий – представители II группы.

Элементы II и III групп, кроме ртути, легко взаимодействуют с разбавленными кислотами, а некоторые, например, лантан, и с водой. Для всех d-элементов, кроме платиновых металлов и металлов I группы, термодинамически вероятна коррозия с выделением водорода в растворах кислот. Однако у большинства d-элементов образуются защитные оксидные пленки, вызывающие их пассивацию и предохраняющие от коррозии. Наиболее склонны к пассивации металлы IV-VI групп.

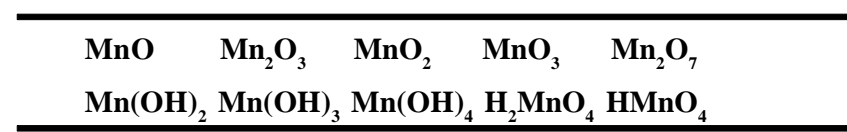
Общим свойством соединений почти всех d-элементов является переменная степень окисления. На внешнем слое у большинства d-элементов находятся два S-электрона, поэтому они проявляют степень окисления +2. Высшая степень окисления у элементов, не содержащих на орбиталях пар d-электронов (III-VII группы), соответствует номеру группы. Для элементов VIII группы, у которых d-орбитали имеют электронные пары, высшие степени окисления не характерны. Исключение составляет рутений и осмий, проявляющие степени окисления +8.

В связи с переменными степенями окисления, для большинства d-элементов характерны окислительно-восстановительные реакции. Строение и свойства соединений d-элементов зависят от степени окисления атомов.

Соединения металлов низшей степени окисления обычно +2, иногда +1, с сильными окислителями имеют, как правило, ионный характер. Соединения многих d-элементов со слабыми окислителями (N, B, C, H, Si) являются металлоподобными веществами. Они обладают электрической проводимостью, а некоторые из них ($Nb_x C_y$ и др.) и сверхпроводимостью при низких температурах. Большинство соединений с низшей степенью окисления металлов - восстановители.

В соединениях высшей степени окисления металлов химические связи относятся к полярно ковалентным. Например, в молекуле $TiCl_4$ хлор образует ковалентные связи с четырьмя гибридованными (d^2sp)-орбиталями титана. При обычных условиях $TiCl_4$ - жидкость. Соединения d-элементов высшей степени окисления – сильные окислители ($KMnO_4$, K_2CrO_4 и др.). С увеличением степени окисления атомов в оксидах и гидроксидах усиливается кислотный характер последних:

Усиление основных свойств



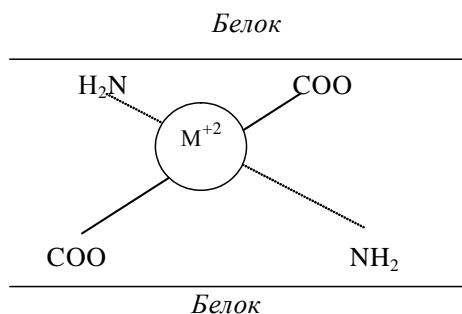
Усиление кислотных свойств

Гидроксид марганца (II) $Mn(OH)_2$ является основным, $Mn(OH)_4$ – амфотерным соединением, а $HMnO_4$ – очень сильная кислота.

Так как атомы d-элементов и их ионы отличаются наличием большого числа орбиталей внешнего (P- и S-орбитали) и предвнешнего слоев (d- и, у многих, f-орбиталей) и относительно небольшого радиуса, то для них характерна склонность к комплексообразованию в биохимических реакциях. Они способны образовывать комплексы нейтрального- $[Mn(CO)_5]$; катионного - $[Cd(NH_3)_4]Cl_2$, и анионного - $K_3[Fe(CN)_6]$, характера. Прочность комплексов с одинако-

выми лигандами возрастает с увеличением заряда иона металла и уменьшением его радиуса, в одном и том же периоде, при перемещении вправо от I до VI группы. Лигандами при этом выступают биологически активные вещества, как правило, органического характера или анионы неорганических кислот. Многие d-металлы, особенно металлы I и VIII групп являются катализаторами различных реакций.

Белковые молекулы образуют с d-элементами бионеорганические комплексы – кластеры и биокластеры. Ион металла (металл-комплексообразователь) располагается внутри полости кластера, взаимодействуя с электроотрицательными атомами связующих групп белка: гидроксильных (-OH), сульфгидрильных (-SH), карбоксильных (-COOH) и аминогрупп белков (H₂N-).



Биокластеры (белковые комплексы) выполняют различные функции. Транспортные белковые комплексы доставляют к органам кислород и необходимые элементы. Координация металла идет через кислород карбоксильных групп и азот аминогрупп белка. При этом образуется устойчивое хелатное соединение.

В качестве координирующего металла выступают d-элементы (кобальт, никель, железо). Пример железосодержащего транспортного белкового комплекса – *трансферрин*.

Другие биокластеры могут выполнять аккумуляторную (накопительную) роль – это железосодержащие белки: гемоглобин, миоглобин, ферритин. Элементы – Cu, Zn; Mo, V, Fe; Mn, Co – жизненно необходимы, они входят в состав металлоферментов. Они катализируют процессы, которые можно поделить на три категории:

1. *Кислотно-основные взаимодействия.* Участвует ион цинка, входящий в состав фермента карбоангидразы, катализирующего обратимую гидратацию CO₂ в биосистемах.

2. *Окислительно-восстановительные взаимодействия.* Участвуют ионы Fe, Co, Cr, Mn, Mo. Железо входит в состав цитохрома, в ходе процесса происходит перенос электрона: Fe⁺³ → Fe⁺² + e⁻.

3. *Перенос кислорода.* Участвует Fe, Cu. Железо входит в состав гемоглобина, а медь в состав гемоцианина, при этом эти элементы связываются с кислородом, но не окисляются им.

Опыт № 1. Восстановительные свойства меди

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: металлическая медь, разбавленная и концентрированная серная и азотная кислоты.

Ход работы: а) Испытать действие разбавленной и концентрированной серной кислоты на металлическую медь. Составить уравнения реакций.

б) Испытать действие разбавленной и концентрированной азотной кислоты на металлическую медь. Составить уравнения реакций.

Примечание: Работать под тягой!

Опыт № 2. Действие щелочей на соли меди и серебра

Приборы: штатив с пробирками, газовая горелка.

Реактивы: растворы солей сульфата меди (II), нитрата серебра, концентрированный раствор гидроксида натрия и раствор соляной кислоты.

Ход работы. Изучить действие раствора едкого натра на растворы сульфата меди (II) и нитрата серебра. Отметить внешние изменения и составить уравнения реакций. Полученный раствор с гидроксидом меди, разлить в три пробирки порознь после встряхивания. Одну из пробирок нагреть и описать наблюдаемое изменение, составив уравнение химической реакции. Осадок второй пробирки обработать раствором соляной кислоты. Написать уравнение реакции. В третью пробирку прилить 2-3 мл концентрированного раствора едкого натра и энергично взболтать. В какой цвет окрашивается раствор? Составить уравнение реакции между гидроксидом меди и едким натром.

Опыт № 3. Галогениды серебра

Приборы: штатив с пробирками, фильтровальная бумага, воронка.

Реактивы: растворы солей хлорида натрия, бромида калия, иодида калия и нитрата серебра.

Ход работы. Обменными реакциями получить осадки хлорида, бромида, иодида серебра. Отметить цвет осадков и составить уравнения реакций их получения. Отфильтровать растворы, фильтры с осадком развернуть и выставить на свет. Через некоторое время отметить потемнение осадка (фотохимическая реакция). Написать уравнения химических реакций.

Опыт № 4. Ионы комплексной соли

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы солей сульфида аммония, роданида калия, хлорида железа (III), гексацианоферрата (III) калия – $K_3[Fe(CN)_6]$, гексанитрокобальтата натрия – $Na_3[Co(NO_2)_6]$.

Ход работы: а) В две пробирки налить по 2 мл раствора $FeCl_3$. В одну из них прибавить раствора $(NH_4)_2S$, а в другую – раствора $KCNS$. Что образуется? Написать ионные уравнения реакций. На наличие какого иона в растворе $FeCl_3$ указывают реакции с ионами S^{2-} и CNS^- ?

б) Провести аналогичные реакции, взяв вместо раствора $FeCl_3$ раствор $K_3[Fe(CN)_6]$. Появляется ли черный осадок и красное окрашивание? Есть ли в растворе $K_3[Fe(CN)_6]$ ионы Fe^{3+} ? Составить уравнение реакции электролитической диссоциации $K_3[Fe(CN)_6]$. Опытным путем доказать, что в растворе этой соли имеются ионы калия прибавлением раствора соли $Na_3[Co(NO_2)_6]$. Написать уравнения реакций.

Опыт № 5. Нерастворимые хроматы и бихроматы

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы солей хромата и бихромата калия, хлорида бария, нитрата свинца, нитрата стронция, нитрата серебра.

Ход работы. В отдельных пробах испытать действие хромата и бихромата калия на растворы солей, содержащих ионы Ba^{2+} ; Pb^{2+} ;

Sr^{2+} ; Ag^+ . Отметить цвета выпавших осадков и составить уравнения реакций их образования. Как относятся эти осадки к указанной кислоте? Дать объяснение наблюдаемым изменениям.

Опыт № 6. Амфотерные свойства гидроксидов цинка и хрома

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы солей нитрата цинка, хлорида хрома (III), соляной кислоты и едкого натра.

Ход работы. Обменными реакциями получить осадки гидроксидов цинка и хрома и испытать действие на них растворов соляной кислоты и едкого натра. Что вы наблюдаете, какой цвет имеют полученные растворы? Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт № 7. Гидролиз солей

Приборы: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы солей нитрата серебра, сульфата меди (II), хлорида хрома (III), сульфида аммония, карбоната натрия.

Ход работы: а) Испытать лакмусом растворы солей нитрата серебра, сульфата меди, хлорида хрома. Отметить изменения и написать молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза.

б) К раствору сульфата меди прилить раствор соды. Обратит внимание на образование осадка и выделение газа. Составить уравнение реакции, имея в виду, что состав осадка выражается формулой $(CuOH)_2CO_3$.

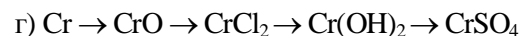
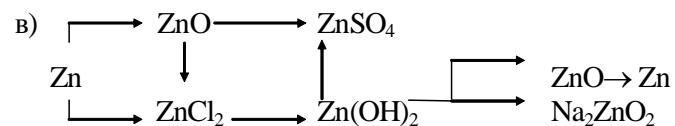
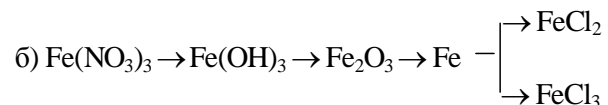
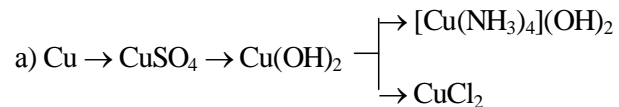
в) В две пробирки налить по 1-2 мл раствора хлорида хрома и прибавить в одну из них равный объем раствора сульфида аммония, а в другую - равный объем раствора карбоната натрия. Отличаются ли по цвету осадки, образовавшиеся в двух пробирках? Составить уравнения реакций практически необратимого гидролиза.

Вопросы для самостоятельной работы студентов

1. Что лежит в основе классификации d-элементов на группы аналогов?
2. В чем проявляется и чем объясняется сходство и отличие металлов подгруппы меди от щелочных металлов; металлов подгруппы цинка от щелочно-земельных металлов?
3. Имеется смесь порошков серебра и золота. Предложите химический способ разделения этих металлов.

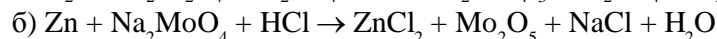
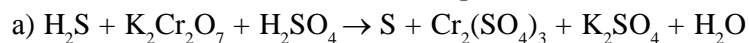
4. Напишите уравнения реакций цинка с разбавленной и концентрированной серной кислотой и с раствором гидроксида калия.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

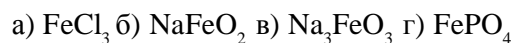


6. Составьте схемы электролиза растворов следующих солей: CuCl_2 ; ZnSO_4 ; AgNO_3 ; FeCl_3 ; $\text{Cr(NO}_3)_3$.

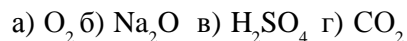
7. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций:



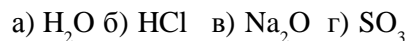
8. Растворы каких веществ имеют кислую реакцию среды ($\text{pH} < 7$)?



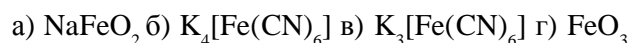
9. С какими из указанных веществ реагирует железо?



10. С какими из указанных веществ реагирует FeO ?



11. В каких из указанных соединений железо имеет степень окисления +3?



12. Объясните, почему d-элементы характеризуются переменными степенями окисления?

13. Какое яркое химическое свойство проявляют перманганаты? Какие продукты восстановления дают перманганаты в зависимости от среды?

14. Какие из перечисленных соединений: CrCl_2 ; CrCl_3 ; Cr(OH)_3 ; Cr_2O_3 ; CrO_3 ; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ проявляют только восстановительные свойства или только окислительные, а какие амфотерные? Ответ увяжите с закономерностями изменения степеней окисления хрома.

Тема: СЕМИНАР: ХИМИЯ D-ЭЛЕМЕНТОВ

Перечень вопросов для собеседования

1. Химический адрес элементов *d*-блока, их общая характеристика.
2. Что лежит в основе классификации *d*-элементов на группы аналогов.
3. Какие особенности электронных структур определяют различие химических свойств *S*-, *P*-, и *d*-элементов?
4. Почему все *d*-элементы обладают металлическими свойствами?
5. Почему по-разному изменяются радиусы атомов элементов в группах А и В?
6. Приведите объяснение большой склонности *d*-элементов к образованию комплексных ионов. Приведите примеры комплексных катионов и анионов *d*-элементов, определите координационные числа и заряды комплексообразователей.
7. Объясните, почему *d*-элементы характеризуются переменными степенями окисления?
8. В каких степенях окисления *d*-элементы наиболее устойчивы?
9. Чем объяснить, что золото и серебро встречаются в природе в самородном состоянии?
10. Какую роль выполняют *d*-элементы в живых организмах? Назовите *d*-элементы – металлы жизни.

Контрольные вопросы для самоподготовки

1. *S*-элементы IА группы и *d*-элементы IБ группы имеют на внешнем энергетическом уровне по одному *S*-электрону. В чем заключается причина того, что элементы этих групп значительно отличаются химическими свойствами?
2. Почему при отравлении соединениями серебра используют NaCl?
3. Почему Zn, Cd и Hg не проявляют переменной валентности в своих соединениях?
4. Запишите гидролиз солей ZnCl₂ и CdCl₂. Для какой из солей степень гидролиза выше и почему?
5. Напишите ступенчатую диссоциацию комплекса K₂[HgI₄].

Запишите в общем виде константу нестойкости для последней ступени диссоциации комплексного иона.

6. Напишите электронно-графические формулы атомов Fe, Co, Ni. Укажите их валентные электроны.

7. Какие степени окисления проявляют элементы семейства железа. Какие оксиды и гидроксиды соответствуют этим степеням окисления. Укажите их кислотно-основной характер и напишите уравнения реакций, характерных для них.

8. Какими окислительно-восстановительными свойствами обладают соединения Fe (II) и Fe(III)?

9. Медные предметы в присутствии воды, углекислого газа и кислорода зеленеют. Какой процесс при этом происходит? Составить суммарное уравнение реакции.

10. При добавлении NH₄OH к раствору CuSO₄ выпал осадок, при дальнейшем увеличении концентрации NH₄OH осадок растворился. Напишите уравнения протекающих реакций.

11. Если в сточных водах присутствуют ионы кадмия и ртути, то какие способы можно предложить для очистки вод? Напишите уравнения реакций.

12. Составить уравнения реакций растворения металлической меди в концентрированной серной кислоте при нагревании и серебра в концентрированной азотной кислоте.

13. Какую реакцию на лакмус имеют водные растворы следующих солей: CuSO₄; AuCl₃; Fe(NO₃)₃? Чем это можно объяснить?

14. Чем объяснить, что раствор CoCl₂ при действии щелочи дает осадок Co(OH)₂, а раствор [Co(NH₃)₆]Cl₂ осадка не образует?

15. Как из сульфата цинка получить цинкат калия?

16. Составить уравнения реакций растворения олова в разбавленной азотной кислоте и свинца – в концентрированной азотной кислоте.

17. Какие из перечисленных соединений: CrCl₂; CrCl₃; Cr(OH)₃; Cr₂O₃; CrO₃; K₂Cr₂O₇ проявляют только восстановительные свойства или только окислительные, а какие амфотерные? Ответ увяжите с закономерностями изменения степени окисления хрома.

18. Какое яркое химическое свойство проявляют перманганаты? Какие продукты восстановления дают перманганаты в зависимости от среды?

19. Какую окраску растворам сообщают различные ионы марганца?

20. По какому принципу объединены марганец, технеций и рений в одну группу аналогов?

21. Какие функции в организме выполняет витамин B_{12} ? Назовите комплексобразователь в молекуле B_{12} .

22. Какие функции выполняют комплексы железа в организме?

23. Почему платиновые металлы являются химически инертными?

24. Какую окраску растворам сообщают различные ионы марганца?

25. С помощью каких реакций можно получить раствор $FeCl_2$? Что происходит с раствором этой соли при хранении ее на воздухе? Можно ли долго хранившийся раствор $FeCl_2$ использовать для получения лечебных препаратов двухвалентного железа? Напишите уравнения реакций.

Рекомендуемая учебная литература

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: учебник / Н. С. Ахметов. – 11-е изд., стер. – Санкт-Петербург : Лань, 2020. – 744 с. – ISBN 978-5-8114-4698-8. – Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. – URL: <https://e.lanbook.com/book/130476>. – Режим доступа: для авториз. пользователей.

2. Ахметов, Н. С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии : учебное пособие / Н. С. Ахметов, М. К. Азизова, Л. И. Бадыгина. – 6-е изд., стер. – Санкт-Петербург: Лань, 2014. – 368 с. – ISBN 978-5-8114-1716-2. – Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. – URL: <https://e.lanbook.com/book/50685> – Режим доступа: для авториз. пользователей.

3. Ахметов, Т. Г. Химическая технология неорганических веществ: учебное пособие / Т. Г. Ахметов, В. М. Бусыгин, Л. Г. Гайсин, Р. Т. Ахметова ; под редакцией Т. Г. Ахметова. – 2-е изд., стер. – Санкт-Петербург : Лань, 2019. – 452 с. – ISBN 978-5-8114-3882-2. – Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. – URL: <https://e.lanbook.com/book/119611> – Режим доступа: для авториз. пользователей.

4. Вершинин, В. И. Аналитическая химия : учебник / В. И. Вершинин, И. В. Власова, И. А. Никифорова. – 3-е изд., стер. – Санкт-Петербург : Лань, 2019. – 428 с. – ISBN 978-5-8114-4121-1. – Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. – URL: <https://e.lanbook.com/book/115526> – Режим доступа: для авториз. пользователей.

5. Глинка, Н. Л. Общая химия: учебное пособие для студентов нехимических специальностей высших учебных заведений – (бакалавриат) / Н. Л. Глинка – Москва : КноРус, 2019. – 748 с. – ISBN 978-5-406-07190-8. – URL: <https://book.ru/book/931816> – Текст : электронный.

6. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : учебное пособие / Глинка Н. Л. и др. – Москва : КноРус, 2019. – 240 с. – ISBN 978-5-406-07195-3. – URL: <https://book.ru/book/932528> – Текст : электронный.

7. Егоров, В. В. Общая химия : учебник / В. В. Егоров. – Санкт-

Петербург : Лань, 2018. – 192 с. – ISBN 978-5-8114-3072-7. – Текст : электронный // Лань: электронно-библиотечная система. – URL: <https://e.lanbook.com/book/102216> – Режим доступа: для авториз. пользователей.

8. Коровин, Н.В. Общая химия. [Текст]: учебное пособие для вузов / Н.В. Коровин. - 15-е изд.- М. : Академия.- 2014.-496 с. - ЭБС «ЛАНЬ». - ISBN 978-5-4468-1461-9.

9. Общая химия. Теория и задачи : учебное пособие / Н. В. Коровин, Н. В. Кулешов, О. Н. Гончарук [и др.] ; под редакцией Н. В. Коровина, Н. В. Кулешова. – 3-е изд., стер. – Санкт-Петербург : Лань, 2018. – 492 с. – ISBN 978-5-8114-1736-0. – Текст : электронный // Лань: электронно-библиотечная система. – URL: <https://e.lanbook.com/book/104946>. – Режим доступа: для авториз. пользователей.

10. Сироткин, О.С. Химия : учебник / Сироткин О.С. – Москва : КноРус, 2019. – 363 с.–(для бакалавров).–ISBN 978-5-406-06688-1.– URL: <https://book.ru/book/930225> – Текст : электронный.

11. Цагараева, Э.А., Калоев, Н.И. Химия. [Текст]: учебное пособие для студентов нехимических специальностей высших учебных заведений– (бакалавриат)./Э.А. Цагараева, Н.И. Калоев 2-е изд., перераб. и доп. - Владикавказ : ФГБОУ ВО «Горский госагроуниверситет».- 2016. - 272 с.

12. Аналитическая химия. Химический анализ : учебник / И. Г. Зенкевич, С. С. Ермаков, Л. А. Карцова [и др.] ; под редакцией Л. Н. Москвина. – Санкт-Петербург : Лань, 2019. – 444 с. – ISBN 978-5-8114-3460-2. – Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. – URL: <https://e.lanbook.com/book/123662> – Режим доступа: для авториз. пользователей.

Список использованной литературы

1. Алексашин, Ю.В., Шпак, И.Е. Общая химия. – М.: «Дашков и К°».- 2009. – 255 с.

2. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия. - СПб.: «Лань». – 2014. – 752 с. - ISBN: 978-5-8114-1710-0.

3. Ахметов, Т.Г. Химическая технология неорганических веществ. /Т.Г. Ахметов, Р.Т. Порфирьева Р.Т./ - М.: ВШ. - 2002. - Т.1. - 688 с.

4. Ахметов, Т.Г. Химическая технология неорганических веществ. /Т.Г. Ахметов, Р.Т. Порфирьева Р.Т./ - М.: ВШ. - 2002. - Т.2. - 533 с.

5. Бродский, А.К. Введение в проблемы биоразнообразия. /А.К. Бродский// Иллюстрированный справочник.- Санкт - Петербург: СПбГУ. – 2002. – 144 с.

6. Валова (Копылова), В.Д. Аналитическая химия и физико-химические методы анализа [Электронный ресурс] / В.Д. Валова (Копылова).- Электрон. Текстовые дан..-М.: Дашков и К.- 2013. – 200 с.

7. Гельфман, М. И., Юстратов, В.П. Неорганическая химия. - СПб.: «Лань». – 2009. – 528 с. - ISBN: 978-5-8114-0730-9.

8. Глинка, Н.Л. Общая химия.- М: КноРус. – 2014. -728 с.

9. Грандберг, И.И. Органическая химия. - М.: Юрайт. – 2014. – 608 с.

10. Дзанагов, С.Х. Основы почвоведения и агрохимии. – Владикавказ: Изд-во ГГАУ. -2013. - 272 с.

11. Дзанагов, С.Х., Хадиков, А.Ю. Удобрение soi в Северной Осетии - Алании. – Владикавказ. - Изд-во ГГАУ. - 2013. -175 с.

12. 6.Егоров, В.В. Неорганическая и аналитическая химия. Аналитическая химия [Электронный ресурс] / В. В. Егоров. - Электрон. текстовые дан. - СПб.: «Лань»- 2014. - 144 с. - ISBN 978-5-8114-1602-8.

13. Егоров, В.В. Неорганическая химия. Биогенные и абиогенные элементы - СПб.: «Лань» - 2010.- 320 с. ЭБС «ЛАНЬ». - ISBN: 978-5-8114-0828-3.

14. Ершов, Ю.А., Попков, В.А., Берлянд, А.С., Книжник, А.З. Общая химия. Химия биоэлементов.- М: «ВШ». - 2011. – 560 с.

15. Жмурко, Г.П., Казакова, Е.Ф. и др. Общая химия.- М.: Академия.- 2011. – 512 с.

16. Коровин, Н.В. Общая химия. – М.: ВШ. - 2000. - 560 с.

17. Коровин, Н.В., Кулешов, Н.В., Гончарук, О.Н. и др. Общая химия. Теория и задачи – СПб.: «Лань». – 2014. – 496 с. - ЭБС «ЛАНЬ» ISBN: 978-5-8114-1736-0.

18. Лебухов, В.И. Физико-химические методы исследования. СПб.: «Лань».- 2012. - 480 с. – ЭБС «ЛАНЬ». - ISBN: 978-5-8114-1320-1.

19. Оганесян, Э.Т., Книжник, А.З. Неорганическая химия. – М.: «Медицина». – 1989.- 384 с.

20. Харитонов, Ю.А. Аналитическая химия. Аналитика. Общие теоретические основы. Качественный анализ. – М.:ВШ. - 2001. -615 с.

21. Харитонов, Ю.А. Аналитическая химия. Аналитика. Количественный анализ. Физико-химические (инструментальные) методы анализа. – М.: ВШ. - 2001. -560 с.

22. Хомченко, Г.П., Цитович, И.К. Неорганическая химия СПб.: ООО ИТК «ГРАНИТ». - 2009. – 464 с.

23. Хомченко, И.Г. Общая химия.- М.: «Новая Волна». – 1997. - 464 с.

24. Цагараева, Э.А., Калоев, Н.И. Методическое пособие к лабораторным и практическим работам по химии для студентов нехимических специальностей высших учебных заведений. Владикавказ. - 2010. - 17 п.л.

25. Цагараева, Э.А. Биологический потенциал бобовых растений и проблемы его эффективного использования в условиях Центрального Предкавказья./Э.А. Цагараева//Диссертация д.б.н. – Владикавказ. - 2014.

26. Цитович, И.К. Курс аналитической химии: Учебник для бакалавров. - М.:«Юрайт».- СПб.: «Лань». - 2004. - 496с.

27. Шеуджен, А.Х. Биогеохимия. /А.Х. Шеуджен/ - Майкоп: 2003.–1027 с.

28. Saito, K. Chemistry and Periodic Table.-/Химия и периодическая таблица./Перевод с японского к.х.н. Ф.Д. Алашева, Ким Дин Хи. / - М.: «Мир». – 1982.-320 с.

29. Schröter, V.W., Lautenschlager, K.H., Vibration, H., Schnabel, A. CHEMIE. -/Справочник. Химия./Перевод с немецкого к.х.н. В.А. Молочко, С.В. Крынкиной. / - М.: «Химия». - 2000. - 648 с.

СОДЕРЖАНИЕ

ПЛАН лабораторно-практических и семинарских занятий по общей химии	3
Объем требований к сдаче разделов по общей химии	4
Раздел I. Теоретические основы химии	4
Раздел II. Энергетика и кинетика химических процессов. Классификация химических реакций. Окислительно-восстановительные реакции	5
Раздел III. Гетерогенные и гомогенные дисперсные системы. Растворы. Комплексные соединения. Комплексообразование в растворах	6
План лабораторно-практических и семинарских занятий по неорганической химии	7
Объем требований к сдаче разделов по неорганической химии	8
Раздел I. Химия S – элементов	8
Раздел II. Химия p-элементов	9
Раздел III. Химия d-элементов	10
Тема. Техника безопасности и правила работы в химической лаборатории.	11
Химическая посуда	11
Тема: Основные классы и номенклатура неорганических веществ	15
Тестовые задания на тему: «Основные классы и номенклатура неорганических соединений»	34
Тема: Химический эквивалент элемента. Закон эквивалентов. Определение эквивалента магния методом вытеснения водорода	47
Тестовые задания на тему: «Основные понятия и законы химии»	51
Тема: Строение атома. Периодический закон в свете теории строения атома	61
Тестовые задания на тему: «Строение атома. Периодический закон в свете теории строения атома»	63

Тема: Природа химической связи и строение молекул	78
Тестовые задания на тему: «Природа химической связи и строение молекул»	80
Тема: Энергетика и кинетика химических процессов и химическое равновесие.....	88
Тестовые задания на тему: «Энергетика и кинетика химических процессов «Химическое равновесие»	95
Тема: Классификация химических реакций. Окислительно-восстановительные реакции	106
Тестовые задания на тему:«Классификация химических реакций.	113
Тема: Растворы. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов	128
Тема: Ионное произведение воды. Водородный показатель. Ионные уравнения реакций	133
Тема: Гидролиз солей, типы гидролиза	137
Тестовые задания на тему: «Гетерогенные и гомогенные дисперсные системы. Растворы».....	141
Тема: Комплексные соединения.....	157
Химия биогенных элементов	162
Химия S–элементов	164
Тема: Элементы I A группы - щелочные металлы	166
Характеристика оксидов и гидроксидов щелочных металлов.....	172
Тема: Элементы II A группы. Бериллий, магний и щелочноземельные металлы	178
Тема: Определение карбонатной жёсткости воды	191
Тема: Комплексонометрическое определение общей жёсткости воды	194
Тема: Семинар: Химия S – элементов	196
Химия P – элементов	197
Тема: Элементы III A группы	200
Тема: Элементы IV A группы	210
Тема: Элементы V A группы	216

Тема: Элементы VI A группы	230
Тема: Элементы VII A группы	242
Тема: Семинар: Химия P-элементов	253
Тема: Химия d-элементов	256
Тема: Семинар: Химия d-элементов	270
Рекомендуемая учебная литература	273
Список использованной литературы	274

б б б

б б б

ЦАГАРАЕВА Э.А., КУБАТИЕВА З.А.

ХИМИЯ

Учебное пособие для студентов нехимических
направлений обучения

Квалификация выпускника – бакалавр

Ж Ж Ж

Лицензия: ЛР. № 020574 от 6 мая 1998 г.

Подписано в печать 28.09.2021 г. Бумага писчая. Печать трафаретная.
Бумага 60x84 1/16. Усл. печ. л. 17,5. Тираж 35. Заказ 124.

362040, Владикавказ, ул. Кирова, 37.

Типография ФГБОУ ВО «Горский госагроуниверситет»