

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Нижегородский государственный университет им. Н.И. Лобачевского
Национальный исследовательский университет

Арзамасский филиал

ПРАКТИКУМ ПО ХИМИИ

Учебно-методическое пособие

Рекомендовано методической комиссией Арзамасского филиала ННГУ
для студентов филиала,
обучающихся по направлению подготовки
050100.62 Педагогическое образование
профили Биология и География

**Арзамас
2013**

УДК 54 (075.8)
ББК 24 я 73
П 69

П -69 ПРАКТИКУМ ПО ХИМИИ. Составители: Железнова Т.А., Мохова Е.А.: Учебно-методическое пособие. – Арзамас: Арзамасский филиал ННГУ, 2013. - 91 с.

Рецензенты: Сабурцева Т.И., учитель высшей квалификационной категории, почетный работник среднего и общего образования МБОУ СОШ № 3 г. Арзамаса;
Малочкина Ю.М., кандидат педагогических наук, доцент кафедры общей биологии и химии Арзамасский филиал ННГУ.

Настоящее пособие предназначено для проведения семинарских и лабораторно-практических занятий по химии со студентами дневной формы обучения естественно-географического факультета. Тематика занятий в соответствии с требованиями программы курса отражает основные проблемы общей и неорганической химии. Пособие включает в себя планы занятий, задачи и упражнения для контроля знаний, имеется лабораторный практикум.

Рекомендуется студентам, обучающимся по направлению 050100.62 Педагогическое образование профили «Биология и География».

ББК 24 я 73
УДК 54 (075.8)

Ответственный за выпуск:
председатель методической комиссии естественно-географического
факультета к.б.н., доцент С.Н. Трифонова

Содержание

	стр.
Ведение	4
1. Семинарское занятие № 1. Основные правила работы в химической лаборатории. Техника выполнения лабораторных работ. Знакомство с химической посудой Основные химические понятия и законы	5
2. Лабораторно-практическое занятие № 2. Эквивалент. Закон эквивалентов. Определение эквивалентной массы магния методом вытеснения	22
3. Семинарское занятие № 3. Химические формулы. Расчеты по химическим формулам и уравнениям	26
4. Семинарское занятие № 4. Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Химическая связь	29
5. Семинарское занятие № 5. Скорость химической реакции. Химическое равновесие	37
6. Лабораторно-практическое занятие № 6. Факторы, влияющие на скорость реакции	42
7. Семинарское занятие № 7. Растворы. Способы выражения концентрации раствора	44
8. Лабораторно-практическое занятие № 8. Приготовление растворов	50
9. Семинарское занятие № 9. Электролитическая диссоциация. Реакции в растворах электролитов. Произведение растворимости	57
10 Семинарское занятие № 10. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидролиз солей	63
11 Семинарское занятие № 11. Окислительно-восстановительные процессы	68
12 Лабораторно-практическое занятие № 12. Химия биогенных элементов VII A группы	71
13 Лабораторно-практическое занятие № 13. Химия биогенных элементов VI A группы	74
14 Лабораторно-практическое занятие № 14. Химия биогенных элементов V A группы	76
15 Лабораторно-практическое занятие № 15. Химия биогенных элементов IV A группы	79
16 Лабораторно-практическое занятие № 16. Химия биогенных элементов I A – II A группы	83
17 Лабораторно-практическое занятие № 17. Химия биогенных элементов III A группы	85
18 Лабораторно-практическое занятие № 18. Биогенные элементы побочных подгрупп. Особенности строения и свойства элементов семейства железа. Хром и его соединения	88

Введение

Дисциплина «Химия» в системе высшего образования занимает важное место, являясь одной из дисциплин, формирующих научно-теоретическую и экспериментальную основу профессиональной компетентности учителя.

Границы химии на сегодня необозримо широки, а задача ее познания студентами в полном объеме невыполнима. Поэтому важно произвести оптимальный отбор разделов, в результате изучения которых на основе общих закономерностей будет сформирована химическая картина мира.

Объем и содержание дисциплины «Химия» для студентов естественно-географического факультета очной и заочной форм обучения входит в блок общих математических и естественнонаучных дисциплин, строиться на базе знаний по химии, физике и математике в объеме программы средней школы и способствует усвоению и глубокому пониманию физико-химической сущности естественных наук.

В преподавании дисциплины «Химия» важное место занимают семинарские занятия, проводимые параллельно лекционному курсу и посвященные закреплению теоретических знаний путем решения студентами задач и упражнений с целью свободного овладения языком химических формул. Эти занятия способствуют развитию навыков у студентов по практическому применению усвоенного ими материала лекций и учебников.

Овладение химией немыслимо без лабораторного эксперимента, так как здесь приобретаются навыки работы с веществами. Выполнение лабораторно-практических работ должно предшествовать детальное повторение студентом соответствующего раздела теоретического курса, ознакомление с ходом работы. При выполнении лабораторных работ студент должен научиться вдумчивому отношению к наблюдаемым явлениям, понимать их химическую сущность, уметь выразить ее через схемы протекающих реакций.

Важное значение имеет формирование у студентов навыка решения химических задач. Поэтому в пособии рассматриваются примеры выполнения типовых задач, предлагаются задачи и упражнения для самостоятельного выполнения.

Использование данного практикума в учебном процессе поможет студентам усвоить основные понятия, законы и теории химии, приобрести навыки химических расчетов, необходимые для дальнейшего обучения и формирования профессиональной компетентности.

Рекомендовано студентам, обучающимся по направлению подготовки 050100.62 Педагогическое образование профилям «Биология и География».

Семинарское занятие № 1.
Основные правила работы в химической лаборатории.
Техника выполнения лабораторных работ.
Знакомство с химической посудой.
Основные химические понятия и законы (3 часа)

Цель: изучить основные правила техники безопасности при работе в химической лаборатории, познакомиться с химической посудой; изучить основные химические понятия и газовые законы.

План занятия

1. Порядок работы в лаборатории.
2. Основные правила работы в химической лаборатории.
3. Обязательные требования к технике безопасности при работе студентов в химической лаборатории.
4. Правила оказания первой медицинской помощи.
5. Весы и взвешивание.
6. Химическая посуда и обращение с нею.
7. Основные химические понятия.
8. Газовые законы.
9. Задачи и упражнения для контроля знаний.

1. Порядок работы в лаборатории

Перед началом лабораторного практикума по неорганической химии студент должен изучить действующую инструкцию по технике безопасности при работе в данной лаборатории и затем расписаться в специальном журнале.

На весь период практикума студенту отводится постоянное рабочее место. Работа в химической лаборатории только тогда продуктивна, когда она выполняется сознательно с пониманием теоретического ее обоснования. В связи с этим к выполнению каждой лабораторной работы допускаются студенты, предварительно ознакомившиеся с содержанием лабораторной работы, с соответствующими разделами учебника и записями лекций.

2. Основные правила работы в химической лаборатории

1. Не начинать осуществление опыта, пока не станет ясной цель его, пока не проверено наличие оборудования, необходимого для опыта (посуда, приборы, реактивы).
2. При работе точно соблюдать порядок и последовательность операций, указанных в руководстве.
3. Соблюдать все необходимые меры предосторожности, приведенные в данном разделе руководства и в инструкции по технике безопасности.
4. Пользоваться реактивами, приготовленными для данной лабораторной работы. Реактивы общего пользования, а также склянки с концентрированными растворами кислот и щелочей не уносить на рабочее место.

5. Перед использованием реактива внимательно изучить этикетку на склянке с целью установления пригодности реактива для данного опыта. На этикетке, кроме названия (или формулы), должно быть указание о его чистоте: «технический» (техн.), «чистый» (ч), «чистый для анализа» (чда), «химически чистый» (хч). Этикетки на склянках с растворами должны содержать указания о концентрации раствора. Если на склянке (банке) с реактивом нет этикетки или надписи, пользоваться им без согласования с преподавателем нельзя.
6. Если нет указаний о дозировке реактивов для данного опыта, то брать их надо в возможно меньшем количестве (экономия материалов и времени, затрачиваемого на операцию).
7. Излишек реактива не высыпать и не выливать обратно в сосуд, из которого он был взят, а помещать его (по указанию преподавателя) в специальные склянки-сборники или мусорницы.
8. После употребления реактива банку или склянку тотчас же закрыть пробкой и поставить на место.
9. Сухие реактивы брать фарфоровыми, металлическими, стеклянными ложечками или лопаточками (шпатели), которые должны быть всегда чистыми и сухими. После употребления их следует тщательно обтереть (лучше фильтровальной бумагой).
10. Если реактив отбирают пипеткой, то нельзя той же пипеткой, не вымыв ее, брать реактив из другой склянки.
11. Все опыты проводить в рабочем халате.
12. Во время лабораторной работы соблюдать тишину и порядок.
13. Внимательно следить за ходом опыта и замечать все изменения.
14. Запись наблюдений и уравнений реакций делать сразу же после окончания опыта в лабораторном журнале. Для лабораторного журнала можно использовать общую тетрадь. На обложке журнала студент записывает свою фамилию и номер группы. Страницы журнала с правой стороны должны иметь поля шириной 3-4 см для замечаний преподавателя.
15. В записи указать дату, название темы, название опыта, краткое его содержание, схему или рисунок прибора, результаты наблюдений, уравнения реакций, расчеты и выводы.
16. После окончания лабораторной работы студент обязан вымыть химическую посуду, привести рабочее место в порядок и предъявить его дежурному по лаборатории для проверки его состояния.

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

При работе в химической лаборатории надо помнить, что при выполнении каждого химического опыта требуется осторожность и внимание!

1. При пользовании реактивами необходимо знать их основные свойства: огнеопасность, ядовитость, способность к образованию взрывчатых смесей с другими реактивами.

2. Все работы с сильно пахнущими и ядовитыми веществами, с концентрированными растворами кислот и щелочей, со щелочными металлами проводить в вытяжном шкафу.
3. При работе в вытяжном шкафу дверцу вытяжного шкафа надо поднять на $1/5$ - $1/4$ высоты ее подъема. После завершения работы ее следует плотно закрыть.
4. Новая или повторная постановка опыта с опасными веществами допускается лишь после получения разрешения на это руководителя работы (преподавателя).
5. Запрещается исследовать свойства веществ без разрешения преподавателя, а также пить воду из химической посуды.
6. Запрещается выполнение опытов в грязной посуде.
7. Без указания преподавателя нельзя проводить никаких дополнительных опытов.
8. При наливании реактивов не наклоняться над сосудом во избежание попадания брызг или частиц на лицо или одежду.
9. Не наклоняться над сосудом с нагреваемой жидкостью, так как ее может выбросить из сосуда.
10. При нагревании пробирки не держать ее отверстием к себе или в сторону товарищей.
11. При переносе химического стакана с горячей жидкостью необходимо стакан держать обеими руками, подложив под дно стакана полотенце.
12. Не нюхать выделяющиеся газы, близко наклоняясь к сосуду. При определении запаха газа или жидкости осторожно вдыхать воздух, слегка направляя рукой ток его от сосуда к себе (рис. 1).



Рис. 1. Определение запаха газа. При определении запаха газа или жидкости нельзя низко наклоняться над сосудом с собранным газом или подносить его близко к лицу. Ток газа с воздухом слегка направлять рукой к себе и осторожно вдыхать его смесь с воздухом.

13. При разбавлении концентрированных растворов серной кислоты необходимо приливать ее тонкой струйкой в воду, а не наоборот. Желательно работать в резиновых перчатках.

14. Растворять твердые щелочи надо путем постепенного прибавления их к заранее рассчитанному объему воды. Дробить твердые куски едкого кали или натра следует, завернув их в тряпку.
15. При работе с открытым пламенем (газовые и спиртовые горелки) сосуды с огнеопасными жидкостями необходимо отставлять от пламени на расстояние не менее 1 м.
16. Переливать из сосуда в сосуд легковоспламеняющиеся жидкости (бензин, спирт, эфир и т. д.) можно на расстоянии не менее 3 м от открытого пламени.
17. Следует помнить, что концентрированная азотная кислота при действии на некоторые органические вещества (скипидар, эфирные масла, промасленную бумагу, ветошь, древесную стружку и т. д.) вызывает их воспламенение.
18. Ни в коем случае нельзя остатки огнеопасных и взрывчатых веществ (щелочные металлы, красный и белый фосфор, сероуглерод, горючие легковоспламеняющиеся жидкости и т. п.) выбрасывать в мусорные ящики, выливать в раковину. Все это необходимо тщательно собирать в предназначенные для этой цели сосуды с соответствующими этикетками.
19. Отработанные (загрязненные) растворы кислот и щелочей нельзя сливать в канализацию. В лаборатории должны быть специальные сосуды для слива.
20. Следует помнить, что щелочные металлы (литий, калий, натрий) являются наиболее активными веществами. При работе с ними следует проявлять особую осторожность.
21. Отходы щелочных металлов массой до 2 г уничтожаются путем растворения их в этиловом спирте.
22. Категорически запрещается накапливать остатки и обрезки щелочных металлов. Надо помнить, что все щелочные металлы должны храниться под слоем обезвоженного керосина, в стеклянных сосудах.
23. В случае воспламенения горючих жидкостей или других веществ быстро погасить горелку, выключить электронагревательные приборы, отставить сосуды с огнеопасными (горючими) веществами и принять следующие меры тушения: а) горящие жидкости прикрыть асбестовым или обычным одеялом или засыпать песком; б) загоревшийся фосфор надо гасить мокрым песком или водой.
24. В случае загорания одежды следует гасить пламя обертыванием в одеяло или пальто и др. Ни в коем случае не бежать.
25. Если загорятся электрические провода, надо немедленно выключить рубильник и тушить пожар имеющимися средствами (песок, вода, асбестовое одеяло).

4. Правила оказания первой медицинской помощи

1. В случае ожога (пламенем горелки или нагретыми предметами) обожженное место смочить концентрированным раствором перманганата калия, еще лучше протереть это место кристалликами перманганата калия

так, чтобы кожа побурела, или же приложить ватку, смоченную жидкостью от ожогов (из аптечки). При сильных ожогах немедленно обращаться к врачу.

2. При отравлении сероводородом, хлором, парами брома, оксидами азота, оксидом углерода (II) немедленно вывести пострадавшего на свежий воздух и срочно вызвать врача.
3. Если на лицо или руки попадут брызги кислоты, надо тот час же смыть их водой, после чего промыть пораженное место разбавленным раствором соды. Щелочь смывают водой до тех пор, пока пострадавший участок кожи не перестанет быть скользким. Затем промыть его 2%-ным раствором уксусной кислоты.

5. Весы и взвешивание

Необходимой принадлежностью химической лаборатории являются весы, поэтому умение обращаться с ними требуется от каждого работающего в лаборатории. Обычно в химических лабораториях применяют технохимические и аналитические весы.

Технохимические весы позволяют определять массу с погрешностью до 0,01 г. Их часто используют для взвешивания исходных веществ и полученных продуктов. Аналитические весы являются наиболее чувствительными. Их применяют преимущественно при анализах. На этих весах взвешивание производят с погрешностью до 0,0001—0,0002 г. (Работе на аналитических весах студенты обучаются на занятиях по аналитической химии.)

К каждому типу весов полагаются свои гири.

Набор гирь для технохимических или аналитических весов, помещенный в специальный футляр, называют разновесом.

Технохимические и аналитические весы бывают одно- и двухчашечные.

Технохимические двухчашечные весы (рис. 2) устанавливают на столе так, чтобы стойка весов 1 находилась в строго вертикальном положении. В случае необходимости регулированием установочных ножек-винтов 2 добиваются того, чтобы весы стояли точно по отвесу, который подвешен к стойке.

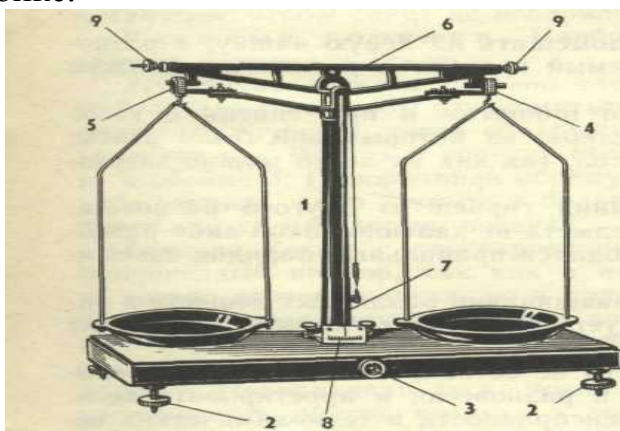


Рис. 2. Технохимические весы:
1 — стойка весов; 2 — установочный винт;
3 — маховичек; 4 — стремя; 5 — призма;
6 — коромысло; 7 — стрелка; 8 — шкала;
9 — грузики.

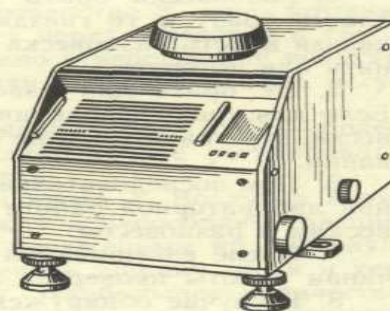


Рис. 3. Одночашечные весы.

Технохимические весы имеют приспособление, называемое арретиром, которое поддерживает чашки весов, когда они находятся в нерабочем (арретированном) положении, и этим освобождаются от нагрузки призмы весов. Чтобы привести весы в рабочее положение, нужно опустить арретир. Для этого служит маховичок (иногда рукоятка) 3, при поворачивании которого арретир опускается и чашки весов повисают на стременах 4, опирающихся на призмы 5 коромысла 6. Приступая к взвешиванию, прежде всего следует убедиться, что весы работают правильно и показаниям их можно верить. Для этого опускают арретир и наблюдают за отклонениями стрелки 7 по шкале 8. Если весы установлены и работают правильно, то стрелка будет одинаково отклоняться как вправо, так и влево от среднего деления шкалы. Это будет свидетельствовать о том, что чашки весов находятся в равновесии. Если отклонение в одну из сторон будет больше, чем в другую, нужно отрегулировать весы до равновесия, передвигая по винтовой нарезке один из грузиков 9 в ту или иную сторону. Убедившись в равновесии весов, приступают к взвешиванию; взвешиваемый предмет ставят на левую чашку весов, а на правую пинцетом кладут гирьки (разновески) по порядку, начиная с самых крупных. Снимать и класть разновески следует только при арретированных весах.

Положив гирьку, освобождают арретир и следят за стрелкой весов. Если равновесия нет, вновь арретируют весы и прибавляют следующую по порядку гирьку и так продолжают до тех пор, пока не будет достигнуто равновесие. Взвешивание можно считать законченным, когда отклонение стрелки в правую и левую стороны от средней черты шкалы станет одинаковым или будет отличаться не более чем на одно деление шкалы.

Массу (сумма масс положенных гирь) подсчитывают из записанных по отдельности масс разновесок. Их проверяют по пустым гнездам футляра, а затем при укладывании гирек в футляр.

При взвешивании на технохимических весах необходимо соблюдать следующие правила:

1. Не ставить на чашки весов горячие, мокрые и грязные предметы. При работе с жидкостями ни в коем случае не допускать попадания жидкости на весы и разновески. Особая осторожность необходима при взвешивании кислот.
2. Не помещать взвешиваемое вещество непосредственно на чашку весов. Твердые вещества для взвешивания помещать на часовые стекла, в бюксы, в химические стаканы, на листочки бумаги. Жидкости взвешивать в бюксах или в стаканах. Предварительно надо определить массу тары.
3. Взвешиваемый предмет помещать на левую чашку, а разновески - на правую. Взвешиваемый предмет и разновески должны находиться посередине чашек.
4. Разновески брать только пинцетом и при снятии с весов класть сразу в те гнезда футляра, из которых они были взяты; нельзя класть разновески на стол, так как их легко можно загрязнить или потерять.

5. Не брать для взвешивания гирьки из другого разновеса. Если для уравнивания предмета не хватило какой-либо разновески, это значит, что не соблюдался правильный порядок взвешивания.
6. При последовательном взвешивании различных веществ в одной лабораторной работе следует пользоваться одними и теми же весами и разновесом.
7. После взвешивания ничего не оставлять на весах. По окончании работы проверить весы и разновески и арретировать весы.
8. В случае обнаружения неисправности в теххимических весах, устранить которую работающий своими силами не может, следует немедленно сообщить об этом преподавателю или лаборанту.

Одночашечные весы (рис. 3) предназначены для быстрого взвешивания без использования разновесов. Весы рассчитаны на взвешивание навесок массой до 200 г. Конструкция весов для быстрого взвешивания не позволяет помещать на чашку весов навеску при закрепленной чашке (так как арретирование отсутствует), поэтому при использовании таких весов необходима большая осторожность. Для взвешивания следует включить осветитель весов с помощью тумблера, расположенного на задней панели корпуса весов, затем установить нуль, используя рукоятку, помещенную на правой стороне весов. Рукоятка обычно окрашена в цвет, отличный от цвета корпуса весов. Осторожно поставив на чашку весов взвешиваемое вещество, помещенное обязательно в стеклянную или фарфоровую тару, записать показания, появившиеся на освещенной шкале. Цифры на шкале указывают граммы, одно деление шкалы соответствует 0,1 г. Точность взвешивания в интервале 5-200 г составляет 0,1 г. Чтобы убедиться в том, что весы работают с удовлетворительной точностью в интервале 0-5 г, необходимо откалибровать шкалу с помощью разновесок.

6. Химическая посуда и обращение с нею

Основным требованием, предъявляемым к *стеклянной посуде*, является ее химическая и термическая устойчивость. Химическая устойчивость - это свойство стекла противостоять разрушающему действию растворов щелочей, кислот и других веществ. Термическая устойчивость - способность посуды выдерживать резкие колебания температуры.

Лучшим стеклом считается *пирекс*, оно обладает термической и химической устойчивостью, имеет малый коэффициент расширения. Пирексное стекло содержит 80% оксида кремния (IV). Температура размягчения его +620 °С. Для проведения опытов при высоких температурах используют кварцевую посуду. Кварцевое стекло содержит 99,95% оксида кремния (IV), температура размягчения его +1650 °С.

Лабораторную посуду изготовляют в основном из стекла типов ТУ (термически устойчивое), ХУ-1 и ХУ-2 (химически устойчивое). Содержание оксида кремния (IV) в обычном лабораторном стекле составляют ~ 70%.

На рисунках 4 – 29 представлена стеклянная посуда, применяемая в лабораторной практике.

Пробирки простые и калиброванные (рис. 4) используют для проведения опытов с небольшим количеством реактивов. Объем реактива в пробирке не должен превышать половины объема пробирки.

Лабораторные стаканы (рис. 5) выпускают различных размеров, с носиком и без носика, простые и калиброванные. Стаканы предназначены для выполнения разнообразных лабораторных работ.

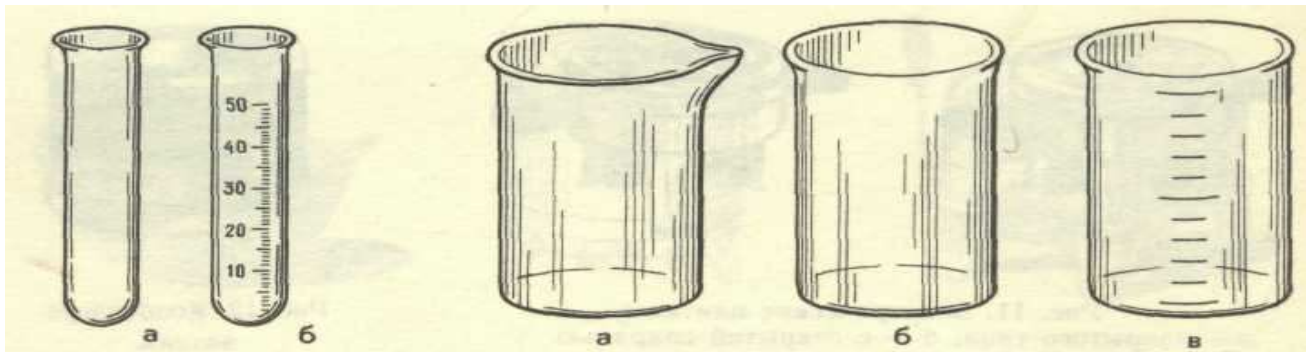


Рис. 4. Пробирки:
а- простая; б- калиброванная.

Рис.5. Химические стаканы:
а- с носиком; б- без носика; в- калиброванный.

Колбы (рис. 6) различного размера и формы (плоскодонные, круглодонные, конические) широко применяют в лабораторной практике. *Колба Вюрца* представляет собой круглодонную колбу с отводной трубкой под углом $60\text{--}80^\circ$ (рис. 7). Ее используют для получения газов, для отгонки жидкостей при атмосферном давлении. *Реторты* (рис. 8) используют для различных препаративных работ (для получения HNO_3 и др.).

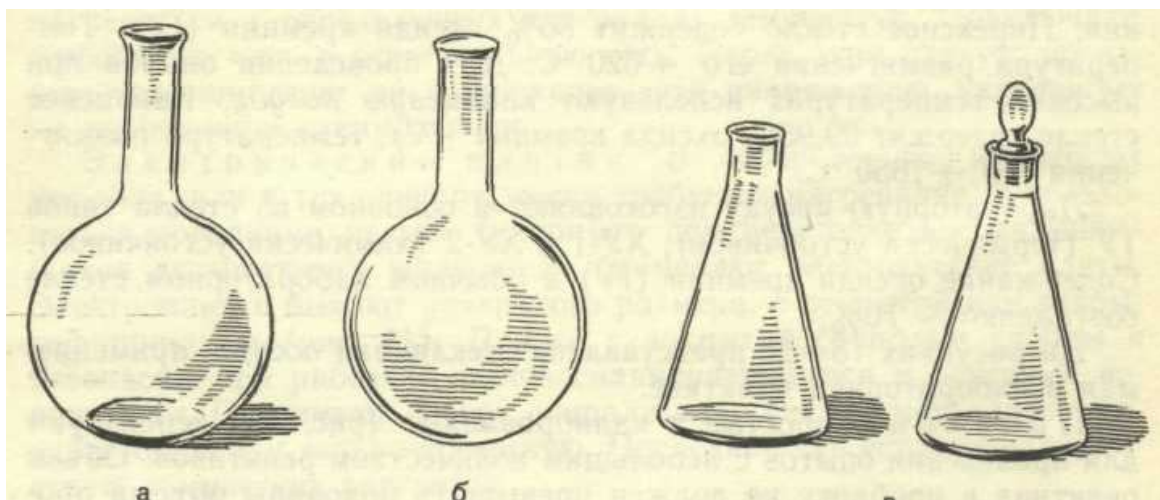


Рис. 6. Колбы: а - плоскодонная; б - круглодонная; в - конические

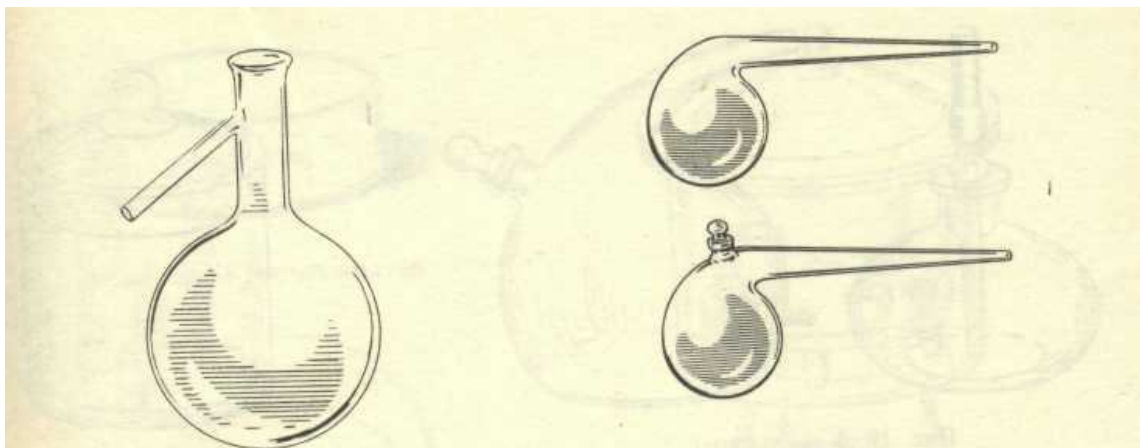


Рис. 7. Колба Вюрца

Рис. 8. Реторты

Воронки (рис. 9). *Химические* служат для фильтрования и переливания жидкостей; *капельные* воронки используют для введения в реакционную среду жидких реактивов небольшими порциями. Воронки *делительные* применяют для разделения несмешивающихся жидкостей.

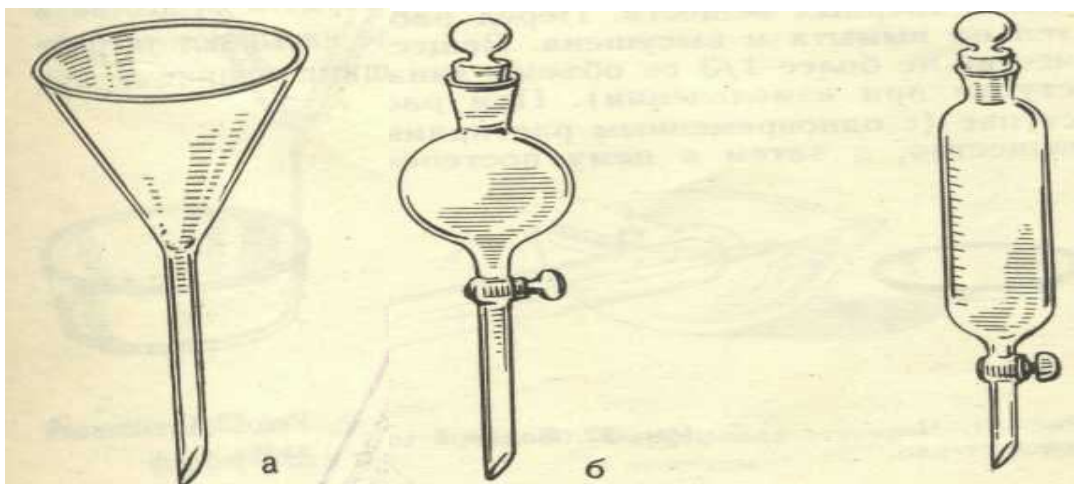


Рис. 9. Воронки: а - химическая; б - капельная; в - делительная

Капельницы (рис. 10) используют для введения реактивов небольшими порциями, по каплям.

Бюксы (рис. 11) предназначены для взвешивания и хранения жидких и твердых веществ.

Часовое стекло (рис. 12) используют для взвешивания твердых веществ.

Стеклянные ванны (рис. 14) используют для собирания газов над водой.

Кристаллизаторы (рис. 15) применяют для получения кристаллов веществ из насыщенных растворов.

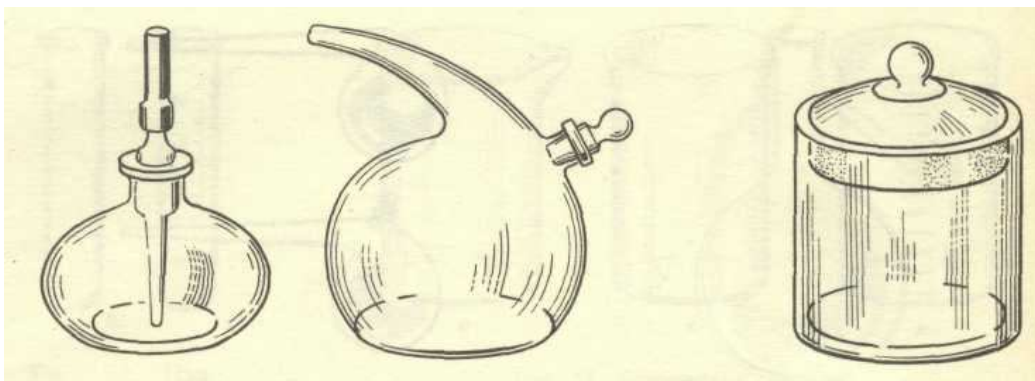


Рис. 10. Капельницы.

Рис. 11. Бюкс.

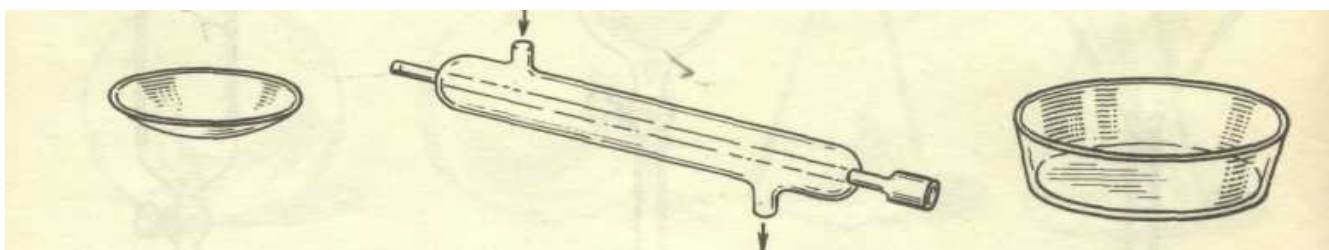


Рис.12. Часовое стекло

Рис. 13. Водяной холодильник

Рис. 14.Стеклянная ванна

Аллонжи (рис. 16) играют роль соединительных элементов в установках по перегонке веществ и т. п.

Эксикаторы (рис.17) применяют для высушивания и хранения веществ, легко поглощающих влагу из воздуха. Нижнюю часть эксикатора заполняют водопоглощающими веществами (прокаленный хлорид кальция, концентрированная серная кислота, оксид фосфора (V) и др.). Над поглотителем на фарфоровом вкладыше помещают бюксы или тигли с веществами, подлежащими осушке.



Рис. 15. Кристаллизатор

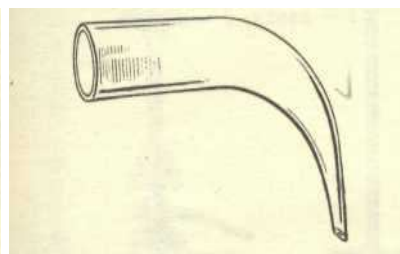


Рис. 16. Аллонж



Рис. 17. Эксикатор

Фарфоровая посуда по сравнению со стеклянной обладает большей химической устойчивостью к кислотам и щелочам, большей термостойкостью. Фарфоровая посуда также разнообразна по форме и назначению.

Фарфоровые чашки (рис. 18) используют для выпаривания и упаривания растворов.

Фарфоровые тигли (рис. 20) – для прокаливания веществ. При прокаливании веществ тигли закрепляют в проволочных треугольниках с фарфоровыми трубками (рис. 21).

Фарфоровые ступки с пестиком (рис. 19) применяют для измельчения твердых веществ. Перед работой ступка должна быть тщательно вымыта и высушена. Вещество насыпают в ступку в количестве не более $1/3$ ее объема (иначе оно будет выбрасываться из ступки при измельчении). При растворении твердого вещества в ступке (с одновременным растиранием) вначале насыпают твердое вещество, а затем к нему постепенно небольшими порциями при круговом движении пестика добавляют жидкость. Всю жидкость, которую берут для растворения, употреблять не следует: не менее $1/3$ количества ее оставляют для того, чтобы по окончании растворения сполоснуть ступку и обмыть пестик, после чего этот раствор добавляют к полученному.

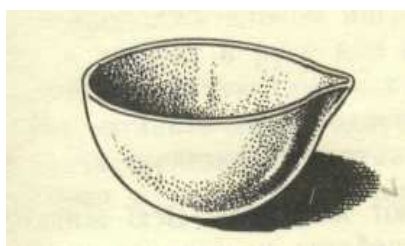


Рис. 18. Фарфоровая чашка

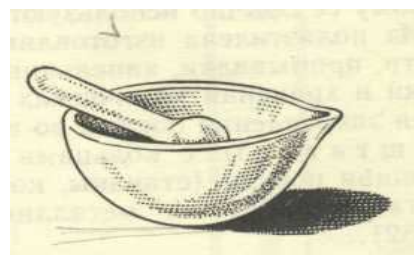


Рис. 19. Фарфоровая ступка с пестиком



Рис. 20. Фарфоровый тигель с крышкой

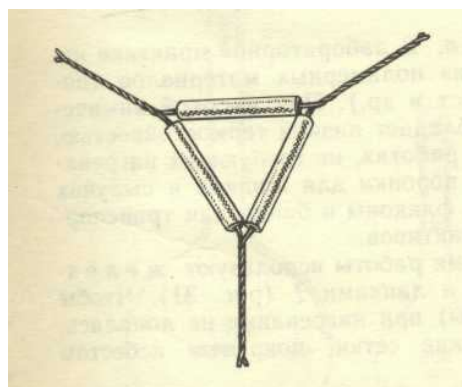


Рис. 21. Проволочный треугольник с фарфоровыми трубками

Пластмассовая посуда. В лабораторной практике используют посуду, изготовленную из полимерных материалов (полиэтилен, полипропилен, фторопласт и др.). При высокой химической устойчивости такая посуда обладает низкой термостойкостью, и поэтому ее обычно используют в работах, не требующих нагревания. Из полиэтилена изготавливают воронки для жидких и

сыпучих веществ, промывалки, капельницы, флаконы и банки для транспортировки и хранения химических реактивов.

Для закрепления посуды во время работы используют *железные штативы* с кольцами 2 и лапками 1 (рис. 22). Чтобы стеклянная посуда (стаканы, колбы) при нагревании не лопалась, ее устанавливают на металлические сетки, покрытые асбестом (рис. 23).

Для защиты жидкости от загрязнений при нагревании в стаканах или при выпаривании в чашках рекомендуется стаканы покрывать часовым стеклом или сверху закреплять воронку (рис. 24). Фарфоровые чашки и тигли, а также стеклянные реторты и пробирки обычно нагревают на «голом огне» (т. е. без сетки). При нагревании стеклянных реторт и пробирок необходимо сначала прогреть их, водят осторожно пламенем горелки под пробиркой или ретортой. При непродолжительном нагревании пробирку не укрепляют в зажиме, а держат в руке или вставляют в держатели (рис. 25). Сильно нагретую химическую посуду, особенно стеклянную, нельзя сразу ставить на холодную или мокрую поверхность стола или подставки железного штатива. Но посуду с кипящей водой или раствором можно погружать в холодную воду или охлаждать струей воды из-под крана, следя за тем, чтобы капли воды не попадали на не заполненную жидкостью часть сосуда.

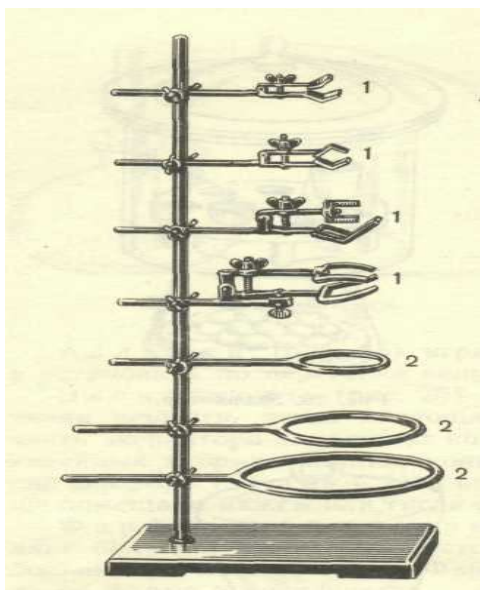


Рис. 22. Лабораторный штатив:
1 - лапки; 2 –кольца

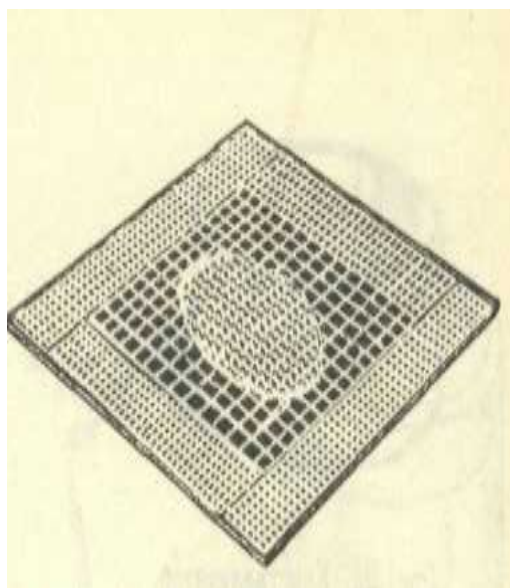


Рис. 23. Асбестовая сетка

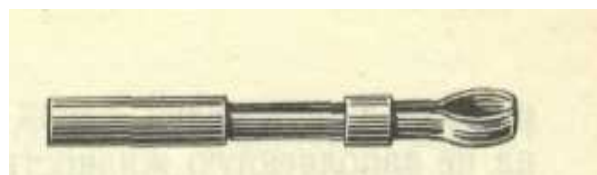
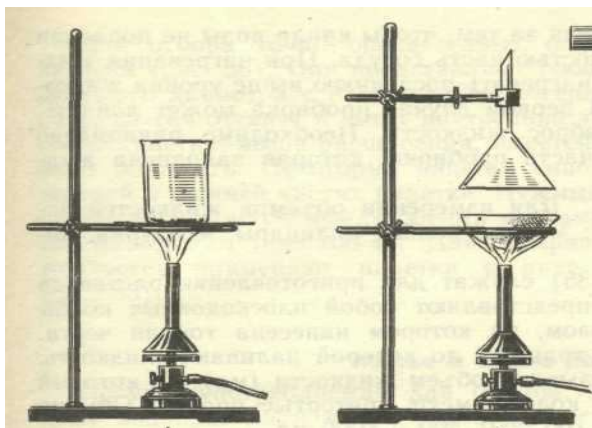


Рис. 24. Нагревание и выпаривание жидкостей Рис. 25. Держатель для пробирок

При нагревании жидкости в пробирке нельзя нагревать последнюю выше уровня жидкости или только у дна. В первом случае пробирка может лопнуть, во втором возможен выброс жидкости. Необходимо равномерно нагревать пламенем ту часть пробирки, которая заполнена жидкостью.

Мерная посуда. Для измерения объемов жидкостей используют мерную посуду: мерные колбы, цилиндры, мензурки, пипетки.

Мерные колбы (рис. 26) служат для приготовления растворов точной концентрации и представляют собой плоскодонные колбы с длинным и узким горлом, на котором нанесена тонкая черта. Эта отметка показывает границу, до которой наливают жидкость.

Цифры на колбе показывают объем жидкости (мл), на который она рассчитана. Мерные колбы имеют притертые пробки. Обычно применяют колбы на 50, 100, 250, 500 и 1000 мл.

Мерные цилиндры (рис. 27) представляют собой толстостенные стеклянные сосуды, которые для большей устойчивости имеют широкое основание (дно). Снаружи на стенках цилиндров нанесены деления, указывающие объем (в мл). Мерные цилиндры бывают различной емкости: от 10 мл до 2 л. Их назначение - измерять (с определенной погрешностью) различные объемы жидкости. Вместо цилиндров применяют иногда мензурки (рис. 28). Это сосуды конической формы с делениями на стенке. Назначение их такое же, как и мерных цилиндров.

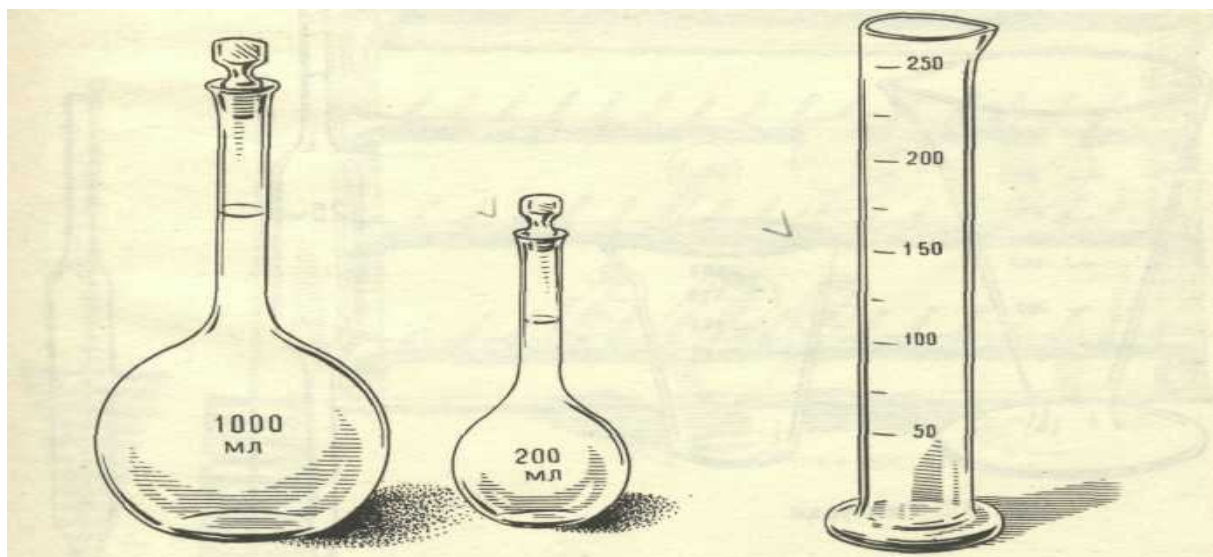


Рис. 26. Мерные колбы

Рис. 27. Мерный цилиндр

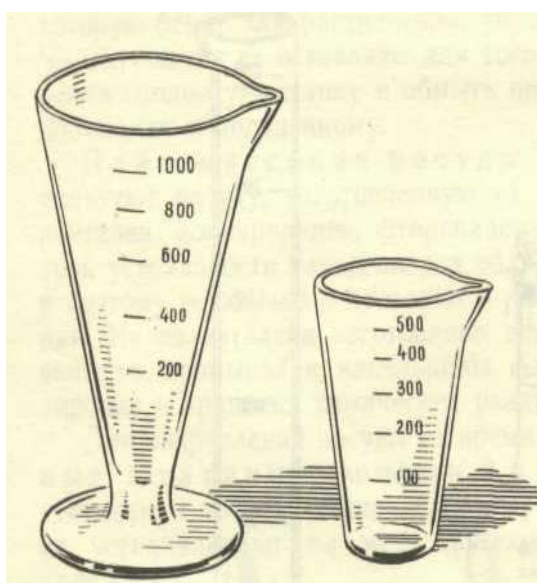


Рис. 28. Мензурки

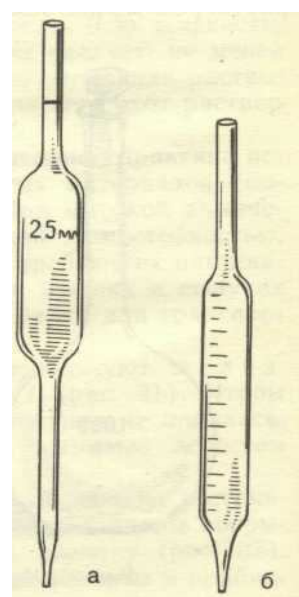


Рис. 29. Пипетки:

а - обыкновенная;

б - градуированная

Для отбора точно определенных объемов жидкостей служат пипетки (рис. 29). Они представляют собой стеклянные трубки небольшого диаметра с расширением посередине. Нижний конец пипетки слегка оттянут, и имеет внутренний диаметр 1 мм. На верхнем конце пипетки, выше расширения, имеется метка, до которой набирают жидкость. Некоторые пипетки снабжены двумя метками: в верхней и нижней частях пипетки. Нужный объем жидкости в этом случае заключается между обеими метками. Обычно пипетки бывают емкостью от 1 до 100 мл. Для отмеривания различных объемов жидкостей применяют пипетки в виде градуированной трубки (рис. 29б).

7. Основные химические понятия

В современной химии различают понятия «*масса вещества*» и «*количество вещества*». Массу вещества выражают в единицах массы: грамм, килограмм, тонна. В системе СИ единица массы – килограмм.

Количество вещества выражают числом частиц (структурных элементов или групп элементов): молекул, атомов, ионов и других частиц.

В системе СИ единица количества вещества – моль.

Моль – количество вещества системы, содержащей столько же структурных элементов (атомов, молекул, ионов, других частиц или групп частиц), сколько содержится атомов в нуклиде углерода ^{12}C массой 0, 012 кг. Это число атомов равно $6, 02 \cdot 10^{23}$.

Таким образом, в 1 моль вещества содержится $6, 02 \cdot 10^{23}$ частиц. Это число называется числом Авогадро.

Постоянная Авогадро $N_A = 6, 02 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$.

Так же следует различать следующие понятия: безразмерную относительную атомную массу A_r , безразмерную относительную молекулярную массу M_r , молярную массу M , молярный объем V_m .

Относительная атомная масса A_r – величина, равная отношению средней массы атома естественного изотопического состава элемента к 1/12 массы атома углерода – ^{12}C .

Таким образом, относительная атомная масса элемента показывает, во сколько раз масса атома данного элемента больше 1/12 массы атома углерода – ^{12}C .

Относительная молекулярная масса вещества M_r – величина, равная отношению средней массы молекулы естественного изотопического состава вещества к 1/12 массы атома углерода – ^{12}C .

Молярная масса – величина, равная отношению массы вещества (m) к количеству вещества (ν). Количество вещества обозначается ν или n .

$$M = m / \nu$$

Единицы измерения молярной массы – грамм на моль (г/моль), килограмм на моль (кг/моль).

Молярную массу можно рассчитать, зная массу одной частицы (атома или молекулы) и число частиц в 1 моль вещества: $M = m_a N_A$, где m_a – масса частицы (в г или кг), N_A – постоянная Авогадро. Используя это уравнение, можно находить массу отдельных частиц (атомов или молекул).

Молярный объем V_m – величина, равная отношению объема вещества (V) к количеству вещества (ν):

$$V_m = V / \nu$$

Единицы измерения молярного объема – литр на моль (л/моль), кубический метр на моль (м³/моль).

8. Газовые законы

Состояние данной массы газа определяется температурой t , давлением p и объемом V . Если $p = 1, 01325 \cdot 10^5$ Па = 101,325 кПа и $t = 0$ °С, то условия, при которых находится газ, называют нормальными (н.у.). Принято обозначать объем (при н.у.) через V_0 и нормальное давление через p_0 . Газы, находящиеся в условиях, которые незначительно отличаются от нормальных, подчиняются

более или менее точно следующим законам, называемым законами идеальных газов:

1. При постоянной температуре объем данной массы газа обратно пропорционален давлению (закон Бойля - Мариотта):

$$V_1 / V_2 = p_2 / p_1, \text{ или } V p = \text{const}$$

2. При постоянном давлении объем данной массы газа при повышении его температуры на 1°C увеличивается на $1/273,15$ часть объема V_0 , который газ занимал при 0°C (закон Гей – Люссака и Шарля):

$$V = V_0 (1 + 1/273,15 t)$$

Введя обозначение абсолютной температуры $T = t + 273,15 \text{ K}$, получим другое выражение для этого закона:

$$V/T = V_0/273,15$$

Так как $V_0/273,15$ есть величина постоянная, то

$$V/T = \text{const}, \text{ или } V = \text{const } T$$

Следовательно, при постоянном давлении объем данной массы газа прямо пропорционален абсолютной температуре.

3. В равных объемах различных газов при одинаковой температуре и одинаковом давлении содержится равное количество молекул (закон Авогадро).

Так как число молекул в 1 моль любого вещества постоянно, то различные вещества количеством 1 моль в газообразном состоянии при одинаковых условиях занимают равные объемы.

Молярный объем идеального газа (при н.у.)

$$V_{m,0} = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{моль} = 22,4 \text{ л/моль}$$

Отсюда вытекает, что плотность газа ρ_0 , т.е. массу 1 л (при н.у.), можно вычислить, если известна его молярная масса M :

$$\rho_0 = M/22,4$$

Объединяя законы Бойля – Мариотта и Гей – Люссака и Шарля, получим уравнение состояния идеального газа, в которое входят три величины (p , V , T):

$$p_0 V_0 / 273,15 = p_1 V_1 / T_1 = p_2 V_2 / T_2 = \dots = \text{const}$$

Если величина $p_0 V_0 / 273,15$ отнесена к единице массы газа, то она будет разной у различных газов, потому что значение V_0 у них различно. Но если ее отнести к количеству газа, равному 1 моль, то она будет иметь определенное значение, одинаковое для всех газов. Эта величина называется *универсальной газовой постоянной* и обозначается R . Следовательно, для любого газа количеством 1 моль

$$p_0 V_0 / 273,15 = R = 8,314 \text{ Дж/моль } K$$

Введя это обозначение в уравнение состояния идеального газа, получим:

$$pV = R T$$

Это уравнение называется уравнением *Менделеева – Клапейрона*.

9. Задачи и упражнения для контроля знаний

1. При давлении $2 \cdot 10^5$ Па объем газа равен 2 дм^3 . Определить, при каком давлении объем газа будет равен 1 м^3 , если температура остается постоянной.
2. В сосуде емкостью 2 л содержится 10 г кислорода при $0 \text{ }^\circ\text{C}$. Под каким давлением находится кислород, если (при н.у.) плотность его равна $1,43 \text{ г/л}$?
3. В промывных башнях газ охлаждается с 350 до $35 \text{ }^\circ\text{C}$. Какой объем будут занимать 100 м^3 газа после промывания, если давление остается постоянным?
4. Плотность воздуха (при н.у.) равна $1,29 \text{ г/л}$. При какой температуре плотность его будет равна $1,1 \text{ г/л}$, если давление постоянное?
5. Открытый сосуд нагревается при постоянном давлении от $17 \text{ }^\circ\text{C}$ до $307 \text{ }^\circ\text{C}$. Какая часть воздуха (по массе), находящегося в сосуде, при этом вытесняется?
6. 20 л азота, находящегося при $17 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 120 кПа , требуется сжать до объема 5 л. Вычислить конечное давление азота, если температура его после сжатия повысилась до $30 \text{ }^\circ\text{C}$.
7. 30 л водорода собраны над водой при $18 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 90 кПа . Какой объем (при н.у.) займет это же количество сухого водорода? Давление водяного пара при этой температуре равно 2061 Па .
8. Определить массу 3 л азота при 15°C и давлении 90 кПа . Плотность азота (при н.у.) равна $1,25 \text{ г/л}$.
9. Какой объем займет 1 моль идеального газа при $20 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 152 кПа ?
10. Определить плотность озона (при н.у.).
11. Какой объем (при н.у.) занимают 2 кг оксида углерода (IV)?
12. Вычислить в граммах массу молекулы кислорода.
13. Микроманометр может измерить давление, равное $1 \cdot 10^{-8} \text{ Па}$. Сколько молекул водорода будет находиться в 1 мл при $0 \text{ }^\circ\text{C}$ и указанном давлении?
14. Масса 800 мл газа (при н.у.) равна 1 г. Найти относительную молекулярную массу этого газа.
15. При $17 \text{ }^\circ\text{C}$ в стальном баллоне находится $8,2 \text{ кг}$ кислорода под давлением $1,52 \cdot 10^4 \text{ кПа}$. Сколько литров сжатого кислорода содержится в баллоне? Сколько литров газа (при н.у.) можно получить из баллона?
16. На сколько больше (по массе) может вместиться азота в газгольдер емкостью 2500 м^3 зимой при $-30 \text{ }^\circ\text{C}$ по сравнению с летним периодом при $+27 \text{ }^\circ\text{C}$, если давление в нем равно 120 кПа ?
17. При какой температуре 1,5 г кислорода займут объем, равный 900 мл, если давление равно 122 кПа ?

18. Масса 982,2 мл газа при 100 °С и давлении 986 Па равна 10 г. Определить молярную массу газа.
19. Какой объем займут $2 \cdot 10^{23}$ молекул хлора при 27 °С и давлении 80 кПа?
20. Определить число молей газа, содержащихся в 5000 л, при 300 °С и давлении 154 кПа.

Лабораторно-практическое занятие № 2.

Эквивалент. Закон эквивалентов.

Определение эквивалентной массы магния методом вытеснения (3 часа)

Цель: изучить закон эквивалентов, методы определения эквивалентов и эквивалентных масс; экспериментальным путем определить эквивалентную массу магния методом вытеснения.

План занятия

1. Эквивалент. Закон эквивалентов.
2. Методы определения эквивалентов и эквивалентных масс.
3. Определение эквивалентной массы магния методом вытеснения.
4. Задачи и упражнения для контроля знаний.

1. Эквивалент. Закон эквивалентов

Количества элементов, входящих в состав химических соединений, находятся между собой в определенных и постоянных отношениях (закон постоянства состава). Эти отношения соответствуют их эквивалентам, т.е. *с одним эквивалентом любого элемента соединяется один эквивалент другого элемента. В этом суть закона эквивалентов.*

Эквивалентом элемента называется такое его количество, которое соединяется или замещается 1 молекул атомов водорода или 1/2 моль атомов кислорода.

Эквивалент есть количество вещества и выражается в молях.

Эквивалент элемента равен $1/V$ моль, где V – валентность атомов элемента в соединении. Так как валентность элемента может быть переменной, то и величина эквивалента может быть переменной, а значит, остается постоянной в данном конкретном соединении.

Масса одного эквивалента элемента, выраженная в граммах, называется его эквивалентной массой и обозначается m_3 .

$$m_3 = M \cdot \mathcal{E} = M/V, \text{ где}$$

M – молярная масса атомов элемента, \mathcal{E} – его эквивалент, V – валентность атомов элемента.

Если атомы элемента проявляют переменную валентность, то их эквивалентные массы тоже переменные величины : m_3C в CO $m_3 = 12$ г/моль $1/2$ моль = 6 г, а m_3C в CO_2 $m_3 = 12$ г/моль $1/4$ моль = 3 г. Эквивалентные массы водорода $m_3 = 1$ г, а у кислорода – $m_3 = 8$ г.

При расчетах наряду с понятием об эквивалентной массе удобно пользоваться понятием об эквивалентном объеме.

Эквивалентный объем – объем, который занимает при данных условиях 1 эквивалент рассматриваемого вещества. Эквивалентный объем водорода (при н. у.) равен 11,2 л, а эквивалентный объем кислорода 5,6 л.

При экспериментальном определении эквивалента следует учесть, что согласно закону эквивалентов все вещества взаимодействуют между собой в количествах, пропорциональных их эквивалентам, т. е. с одним эквивалентом какого-либо элемента или вещества взаимодействует один эквивалент другого элемента или вещества.

Соответственно с одной эквивалентной массой или одним эквивалентным объемом какого-либо вещества взаимодействует одна эквивалентная масса или эквивалентный объем другого вещества. Так, например, один эквивалент металла вытесняет из кислоты 11,2 л водорода (н.у.).

Эквивалентом сложного вещества называется такое его количество, которое взаимодействует с одним эквивалентом любого другого вещества.

Эквивалентные массы сложных веществ можно рассчитать по формулам:

$$\mathcal{E}_{\text{оксида}} = \frac{M_{\text{оксида}}}{\text{число атомов элемента} \cdot \text{валентность элемента}}$$

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

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

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

Задача. Определить эквиваленты и эквивалентные массы элементов в соединениях HBr, H₂O, NH₃.

Решение: В указанных соединениях с 1 молем атомов водорода соединяется 1 моль атомов брома, 1/2 моля атомов кислорода и 1/3 моля атомов азота.

Значит, $\mathcal{E}_{(\text{Br})} = 1$ моль, $\mathcal{E}_{(\text{O})} = 1/2$ моль, $\mathcal{E}_{(\text{N})} = 1/3$ моль;

$m_{\mathcal{E}(\text{Br})} = M \mathcal{E} = 79,9$ г/моль, $m_{\mathcal{E}(\text{O})} = 16 \cdot 1/2 = 8$ г/моль, $m_{\mathcal{E}(\text{N})} = 14 \cdot 1/3 = 4,67$ г/моль.

Задача. При растворении в воде 1,6 г двухвалентного металла выделилось 0,896 л водорода (при н.у.). Определить эквивалент и эквивалентную массу металла.

Решение. $\text{Me} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Me}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$

Определить эквивалентную массу металла – значит найти такое весовое количество металла, которое вытесняет 1 г/моль атомов водорода или 11,2 л водорода

0,896 л водорода вытесняет 1,6 г металла
11,2 л \mathcal{E}_{Me} г/моль

$$\mathcal{E}_{\text{Me}} = \frac{11,2 \text{ л} \cdot 1,6 \text{ г}}{0,896} = 20 \text{ г/моль}$$

Эквивалент двухвалентного металла равен 1/2 моль.

2. Методы определения эквивалентов и эквивалентных масс

Метод прямого определения: Если элемент образует соединение с водородом или кислородом, то его эквивалент может быть определен непосредственно из этого соединения.

Метод вытеснения: Если элемент вытесняет водород из его соединений, то эквивалент такого элемента можно определить по количеству вещества, массе или объему выделенного водорода.

Метод косвенного определения: Эквивалент определяют по соединению с другим элементом (не кислородом и не водородом), величина которого известна.

3. Определение эквивалентной массы магния методом вытеснения

Соберите прибор по рисунку 30, который состоит из бюретки 1 (емкостью 50 мл), соединенной посредством резиновых трубок с воронкой 2 и пробиркой 3. Укрепите в штативе. Бюретку и пробирку плотно закройте пробками, через которые проходят стеклянные трубки. Перед началом опыта проверьте прибор на герметичность. Для этого налейте в бюретку воду, закройте ее пробкой, соедините с пробиркой, заметив уровень воды в бюретке. Опуская кольцо штатива переместите воронку вниз. Если прибор герметичен, то в первый момент при опускании воронки уровень воды в бюретке немного понижается, но потом остается постоянным. Если же уровень воды будет подниматься непрерывно, это означает, что прибор пропускает воздух и следует исправить дефекты, допущенные при его сборке.

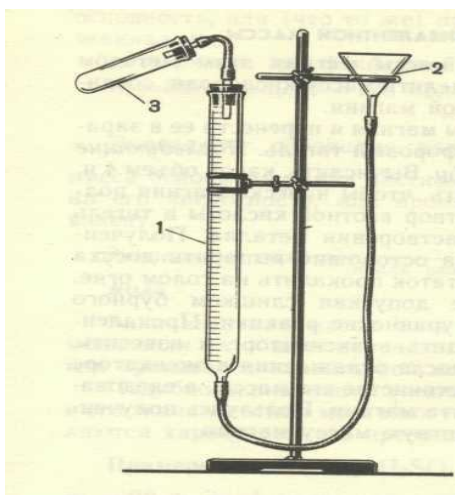


Рис. 30. Прибор для определения эквивалентной массы металла: 1 – бюретка; 2 – воронка; 3 – пробирка.

Проведение опыта

Взвесить кусочек ленты магния около 0,03 г. Вынуть пробку из пробирки и передвижением воронки установить уровень, воды в бюретке на нулевом делении или немного ниже.

Отмерить 5 мл разбавленной серной кислоты и влить в пробирку через воронку (почему?). Положить ленту магния на сухую стенку пробирки так, чтобы магний не соприкасался с серной кислотой. Присоединить пробирку к

прибору, плотно закрыв ее пробкой. Затем передвижением воронки привести воду в бюретке и в воронке к одинаковому уровню (зачем?). Отметить и записать уровень воды в бюретке, произведя отсчет по нижнему мениску жидкости с точностью до 0,1 мл.

Стряхнуть магний в серную кислоту. Что происходит? По окончании реакции дать пробирке остыть до комнатной температуры, после чего снова привести воду в бюретке и воронке к одинаковому уровню, отметить и записать уровень воды в бюретке.

Отметить и записать показания комнатного термометра и барометра (1 мм. рт. ст. = 133,3 Па) во время опыта.

Форма записи наблюдений

1. Масса магния – m , г
2. Температура – t , °С
3. Атмосферное давление – p , кПа
4. Давление насыщенного водяного пара – h , кПа (справочные данные)
5. Уровень воды в бюретке до реакции – a_1 , мл
6. Уровень воды в бюретке после реакции – a_2 , мл

Обработка результатов

1. Вычислить объем водорода (в мл), вытесненного магнием при температуре t и давлении p .
2. Вычислить парциальное давление водорода: $p_{H_2} = p_{\text{атм}} - h$.
3. Привести найденный объем водорода к нормальным условиям, используя объединенное уравнение газового состояния. Следует учесть, что водород собран над водой, поэтому в уравнение вместо p следует поставить p_{H_2} .
4. Вычислить массу выделившегося водорода.
5. Рассчитать эквивалентную массу магния.
6. Определить абсолютную и относительную ошибку опыта.

4. Задачи и упражнения для контроля знаний

1. В состав метана входит 25% водорода и 75% углерода. Чему равна эквивалентная масса углерода?
2. Оксид азота содержит 25,93% азота и 74,07% кислорода. Определить эквивалентную массу азота.
3. Определить эквивалентную массу металла, если 0,195 г его вытесняют 56 мл водорода при нормальных условиях.
4. Путем разложения нагреванием 0,261 г оксида серебра получено 0,243 г металлического серебра. Найти эквивалентную массу серебра.
5. Хлорид железа содержит 34,42 % железа и 65,58 % хлора. Эквивалентная масса хлора 35,46 г. Определить эквивалентную массу железа.
6. В состав оксида серебра входит 93,09 % серебра и 6,91% кислорода, а в состав иодида серебра – 45,95 % серебра и 54,05 % йода. Найти эквивалентную массу йода.

7. На нейтрализацию 2,45 г кислоты расходуется 2,80 г гидроксида калия. Определить эквивалентную массу кислоты.

Семинарское занятие № 3.

Химические формулы.

Расчеты по химическим формулам и уравнениям (3 часа)

Цель: научиться производить расчеты по химическим формулам и уравнениям.

План занятия

1. Вывод простейшей формулы вещества.
2. Вывод истинной формулы вещества.
3. Расчеты по химическим формулам:
 - 3.1. вычисление массовой доли элемента в сложном веществе;
 - 3.2. вычисление массы элемента в сложном веществе.
4. Расчеты по химическим уравнениям:
 - 4.1. нахождение количества, массы или объема одного вещества по известному количеству, массе или объему другого вещества;
 - 4.2. нахождение массы, количества или объема продукта реакции, если известны масса, количества или объемы двух или более веществ, вступающих в реакцию;
 - 4.3. нахождение выхода (%) продукта;
 - 4.4. нахождение массы, количества или объема образующегося вещества без использования уравнений реакций;
 - 4.5. определение состава смесей.
5. Задачи и упражнения для контроля знаний.

1. Вывод простейшей формулы вещества

Качественный и количественный состав химических соединений выражают с помощью химических формул. Формулы называют истинными или молекулярными, если они показывают, какие атомы и в каком числе входят в состав молекулы данного соединения.

В ряде случаев химические формулы указывают лишь соотношение между числом атомов различных элементов, входящих в молекулу, а не абсолютное число их. Такие формулы называются простейшими.

В тех случаях, когда относительная молекулярная масса соединения неизвестна, приходится ограничиваться выводом лишь простейшей формулы, которая не всегда совпадает с истинной формулой соединения. Для вывода простейшей формулы вещества необходимо знать массовые доли элементов, относительные атомные массы элементов, входящих в его состав.

2. Вывод истинной формулы вещества

Для нахождения истинной химической формулы соединения необходимо знать относительную молекулярную массу вещества, массовые доли элементов, относительные атомные массы элементов, входящих в его состав.

3. Расчеты по химическим формулам

Химическая формула показывает состав вещества, его количество и массу. По химической формуле можно судить об отношении масс элементов, входящих в состав сложных веществ.

Массовая доля элемента в сложном веществе – отношение массы данного элемента к массе 1 моль вещества. Массовые доли элементов выражают в процентах или долях единицы.

4. Расчеты по химическим уравнениям

Расчеты по химическим уравнениям (стереохимические расчеты) основаны на законе сохранения массы вещества.

Химическое уравнение показывает в каких количественных отношениях реагируют и образуются вещества, в каких отношениях масс реагируют и образуются вещества. Если в реакции участвуют газообразные вещества, то химическое уравнение показывает, в каких объемных отношениях реагируют и образуются вещества.

Пользуясь химическим уравнением, можно производить вычисления, имеющее большое значение в лабораторной практике и на производстве. На основе уравнений реакций вычисляют количество, массу, объем реагирующих или получающихся веществ.

В реальных химических процессах из-за неполного протекания реакции и различных потерь веществ масса продуктов реакции часто бывает меньше той, которая должна образоваться в соответствии с законом сохранения массы вещества.

Выход продукта реакции (η %) – это отношение массы фактически полученного продукта к его массе, которая должна получиться в соответствии с теоретическим расчетом.

Многие вещества получают в результате многостадийных процессов. При этом масса (количество или объем) конечного продукта определяется фактически массой (количеством или объемом) одного из веществ, вступающих в реакцию. В этом случае целесообразно решение задачи без использования уравнений реакций.

Состав смесей выражают в единицах количества вещества, массы или объема (для газов), в массовых или объемных (для газов) долях. Массовая доля вещества (W) в смеси – отношение массы данного вещества к массе всей смеси. *Объемная доля газообразного вещества (φ) – отношение объема данного вещества к объему всей газовой смеси.* Массовые и объемные доли обычно выражают в долях единицы или в процентах.

5. Задачи и упражнения для контроля знаний

1. Вещество содержит 82,36 % азота и 17,64 % водорода. Относительная молекулярная масса его равна 17. Найти химическую формулу соединения.
2. Вещество содержит 52,18 % углерода, 13,04 % водорода и 34,78 % кислорода. Относительная молекулярная масса его равна 46. Найти химическую формулу соединения.

3. Определить простейшую химическую формулу соединения, содержащего 29,1 % натрия, 40,5 % серы и 30,4 % кислорода.
4. Определить простейшую химическую формулу соединения, содержащего 24,39 % кальция, 17,07 % азота и 58,54 % кислорода.
5. При полном сжигании 3,8 г вещества образовалось 2,2 г оксида углерода (IV) и 6,4 г оксида серы (IV). Найти простейшую формулу вещества.
6. Найти простейшую формулу вещества, содержащего только углерод и водород, если при полном сжигании 2 г этого вещества образуется 4,5 г воды.
7. Определить массовые доли элементов (%) в серной кислоте H_2SO_4 , дихромате калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, нитрате кальция $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.
8. Определить массовую долю кристаллизационной воды в дигидрате хлорида бария $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.
9. Сколько килограммов железа содержится в 1 т серного колчедана, имеющего 15% примесей.
10. Какое количество сульфата цинка ZnSO_4 можно получить при взаимодействии 150 г металлического цинка с серной кислотой (разб.)?
11. Какое количество серебра нужно растворить в азотной кислоте (конц.), чтобы получить 100 г нитрата серебра?
12. Сколько граммов серной кислоты и гидроксида натрия надо взять для получения 100 г сульфата натрия?
13. Какой объем получится при разложении 40 кг бертолетовой соли?
14. При действии натрия на воду выделился водород, который при 20 °С и 94 кПа занял объем 10 л. Какая масса натрия прореагировала с водой?
15. Какое количество оксида ртути (II) потребуется для получения 25 л кислорода?
16. Какой объем воздуха нужен для полного сжигания 10 м³ сероводорода?
17. Какая масса хлорида серебра получится при взаимодействии 10 г хлорида натрия и 17 г нитрата серебра? Какие вещества будут находиться в растворе по окончании реакции? Какова их масса?
18. Какую реакцию на лакмус будет показывать раствор, содержащий 30 г азотной кислоты, после добавления к нему 20 г гидроксида калия? Какова масса образующейся соли?
19. Какой объем оксида углерода (II) получится из 2 т кокса с массовой долей углерода 97 %?
20. Какая масса чугуна, содержащего 5 % примесей, получится из 1 т руды, содержащей 90 % Fe_2O_3 ?
21. При обжиге 1 т пирита, содержащего 50 % серы, получено 960 кг оксида серы (IV). Вычислить выход оксида серы (IV) в процентах по отношению к теоретическому.
22. При растворении в соляной кислоте 50 г сплава магния с алюминием выделилось 48,25 л водорода. Определить массовые доли (%) металлов в сплаве.
23. Имеется газовая смесь, массовые доли газов в которой равны (%): водорода – 35, азота – 65. Определить объемные доли газов в смеси.

Семинарское занятие № 4.
Строение атома. Периодический закон и
периодическая система элементов Д.И.Менделеева.
Химическая связь (3 часа)

Цель: рассмотреть модели строения атома, изучить электронную оболочку атома, принципы заполнения атомных орбиталей; познакомиться с периодической системой Д.И.Менделеева как естественной классификацией элементов по электронным структурам атомов.

Изучить основные виды химической связи, механизмы ее образования, методы образования ковалентной связи, взаимосвязь между строением молекулы и свойствами вещества.

План занятия

1. Строение атома.
2. Электронная оболочка атома. Квантовые числа.
3. Принципы заполнения энергетических уровней электронами.
4. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И.Менделеева.
5. Ковалентная связь.
6. Ионная связь.
7. Валентность и степень окисления.
8. Металлическая связь.
9. Задачи и упражнения для контроля знаний.

1. Строение атома

Атом представляет собой сложную микросистему, состоящую из ядра и движущихся вокруг электронов. Размеры атомов и их массы очень малы. Радиус ядра составляет примерно 10^{-15} м, а величины радиусов атомов – 10^{-10} м. Масса атомов различных элементов изменяется в пределах 10^{-24} – 10^{-22} г. Основными характеристиками атома являются заряд его ядра и массовое число. Заряд ядра определяется числом протонов, массовое число – суммой протонов и нейтронов.

Число электронов в атоме равно заряду его ядра. Свойства атомов определяются зарядом их ядер, числом электронов и их состоянием в атоме. Характеристика состояния электронов в атомах основана на положении квантовой механики о двойственной природе электрона, обладающего одновременно свойствами частицы и волны. *Пространство, в котором наиболее вероятно нахождение электрона, называют атомной орбиталью.*

2. Электронная оболочка атома. Квантовые числа

Энергетическое состояние электрона в изолированном атоме описывается четырьмя квантовыми числами: главным (n), орбитальным (l), магнитным (m_l) спиновым (m_s).

Главное квантовое число n характеризует энергетические уровни электронов в электромагнитном поле ядра.

Значение n определяет номер энергетического уровня, считая от ядра. Главное квантовое число может иметь любое целочисленное значение, за исключением нуля.

Орбитальное квантовое число l характеризует форму электронных облаков, энергетическое состояние электрона.

Квантовое число l принимает для данного главного квантового числа все значения от 0 до $n - 1$; $l = 0, 1, 2, 3, \dots, (n - 1)$.

Значение l обычно обозначают латинскими строчными буквами в соответствии со схемой:

Значения l	0	1	2	3	4
Обозначение состояний электрона	s	p	d	f	g

Магнитное квантовое число m_l характеризует пространственную ориентацию электронных облаков относительно друг друга.

Квантовое число m_l может принимать любое целочисленное значение от $-l$ до $+l$, включая 0. Совокупность значений m_l , l и m_s определяет атомную орбиталь. Количество атомных орбиталей в пределах данного орбитального квантового числа различно. Схематически орбитали изображают ячейками. Число орбиталей в пределах данного l равно $2l + 1$.

Спиновое квантовое число m_s характеризует спин – движение электрона вокруг собственной оси. Спиновое квантовое число может принимать два значения: $+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$. Каждой орбитали соответствуют два электрона с противоположными спинами. Отсюда вывод, что в s - состоянии может быть не более двух электронов, в p - состоянии – не более шести электронов, в d - состоянии – не более десяти, а в f - состоянии – не более четырнадцати электронов.

Электронная емкость энергетического уровня составляет $2n^2$.

Положение электронов в атоме выражают электронными формулами. Например, электронная формула атома бора $1s^2 2s^2 2p^1$ указывает на наличие в первом энергетическом уровне двух электронов в s - состоянии, а во втором энергетическом уровне – двух электронов в s - состоянии и одного в p - состоянии.

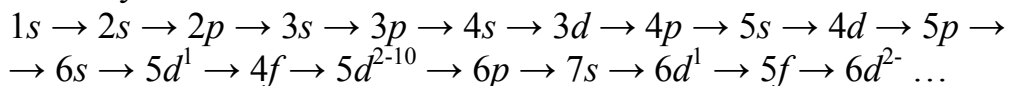
3. Принципы заполнения энергетических уровней электронами

Заполнение энергетических уровней электронами в многоэлектронных атомах подчиняются трем принципам.

1. **Принцип Паули.** В любой атомной или молекулярной системе не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковыми.

2. **Принцип наименьшей энергии.** Электроны при заполнении орбиталей занимают прежде всего те орбитали, энергия которых меньше (энергия же орбиталей определяется значением главного квантового n и орбитального l квантовых чисел). Последовательность заполнения атомных

орбиталей очередными электронами в соответствии с принципом наименьшей энергии следующая:



3. Правило Гунда. Все орбитали заполняются электронами по возможности по одному, и только после этого электроны спариваются.

В соответствии с тем, какое состояние заполняется очередным электроном, отличающим данный элемент от предыдущего в периодической системе, все элементы делят на *s*-, *p*-, *d*- и *f*- семейства. К *s*- семейству относятся элементы главных подгрупп I и II групп периодической системы, а также водород и гелий. *p*-Семейство – элементы главных подгрупп III – VIII групп. *d*-Семейство – элементы побочных подгрупп. *f*-Семейство – лантаноиды и актиноиды. В соответствии с принципом наименьшей энергии с запаздыванием заполняются очередными электронами *d*- и *f*-состояния.

Для составления электронной формулы атома данного элемента необходимо знать положение его в периодической системе. Порядковый номер элемента указывает на заряд ядра его атома, а следовательно, и на общее количество электронов в атоме. Номер периода соответствует количеству энергетических уровней в атоме. Номер группы отвечает количеству валентных электронов (электронов, участвующих в образовании химических связей). В атомах элементов главных подгрупп валентные электроны заполняют наружный энергетический уровень (*s*- или *s*- и состояния). В атомах элементов побочных подгрупп валентные электроны находятся в *s*-состоянии внешнего энергетического уровня и в *d*-состоянии предыдущего уровня.

4. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И.Менделеева

Датой открытия периодического закона Д.И. Менделеева считают 1 марта 1869 года.

Современная формулировка периодического закона следующая:
свойства химических элементов, а также свойствами формы их соединений находятся в периодической зависимости от зарядов ядер атомов элементов.

Периодической функцией заряда ядра являются такие характеристики элементов, как радиусы атомов и ионов, энергия ионизации (потенциал ионизации), сродство к электрону, электроотрицательность *атомов*, коэффициенты сжимаемости, коэффициенты расширения, температуры плавления и кипения, магнитные свойства, энергия диссоциации *простых веществ*, образуемых данными элементами.

В периодической зависимости от заряда ядра находятся и свойства соединений, образуемых химическими элементами.

Теория строения атомов показала, что физический смысл периодического закона состоит в том, что при последовательном возрастании зарядов ядер периодически повторяются сходные валентные структуры атомов. Сходство валентных структур атомов элементов одной подгруппы обуславливает общность в их свойствах.

Важной характеристикой элементов, определяющей их свойства, являются радиусы атомов или ионов, величины которых находятся в периодической зависимости от зарядов ядер атомов.

В *периодах* слева направо радиусы атомов уменьшаются. При переходе к следующему периоду радиусы атомов возрастают за счет появления нового энергетического уровня и далее по периоду радиусы атомов снова уменьшаются. В больших периодах в ряду элементов *d*-семейства уменьшение радиусов атомов менее интенсивно, чем в рядах *s*- и *p*-элементов.

В *подгруппах* элементов сверху вниз радиусы атомов и однотипных ионов в общем увеличиваются. Однако в главных подгруппах это увеличение более значительно, чем в побочных.

Окислительно-восстановительные свойства элементов определяются способностью их нейтральных изолированных атомов терять или приобретать электроны. Количественно эту способность выражают *энергией ионизации* (или потенциалом ионизации) и *сродством к электрону*. *Энергией ионизации называется количество энергии, необходимой для отрыва электрона от невозбужденного атома*. Чем выше энергия ионизации, тем меньше восстановительная активность атомов элементов.

Энергия ионизации выражается в кДж/моль или эВ/атом. В последнем случае эта величина равна потенциалу ионизации.

В *периодах* потенциал ионизации увеличивается слева направо.

В *подгруппах s*- и *p*-элементов с увеличением порядкового номера элемента потенциалы ионизации уменьшаются; в подгруппах *d*-элементов при увеличении заряда ядра потенциалы ионизации увеличиваются. Уменьшение потенциалов ионизации в подгруппах *s*- и *p*-элементов связано с увеличением радиусов атомов при аналогии их электронных структур. Увеличение энергии ионизации в подгруппах *d*-элементов обусловлено тем, что при значительном росте заряда радиус атома почти не изменяется.

Сродство к электрону – количество энергии, которая выделяется (или поглощается) при присоединении электрона к нейтральному атому с превращением его в отрицательный ион.

Сродство к электрону выражается в кДж/моль или в эВ/атом. Сродство к электрону служит мерой окислительной активности атома: чем больше сродство атома элемента к электрону, тем более сильным окислителем он является.

В периоде слева направо величины сродства к электрону увеличивается. Наибольшим сродством к электрону обладают *p*-элементы VII группы. В главных подгруппах с увеличением заряда ядра элементов сродство к электрону падает.

Для оценки способности атомов к присоединению и отдаче электронов введено понятие *электроотрицательность*. Под электроотрицательностью понимают величину, количественно характеризующую способность атома присоединять или отдавать электроны при образовании химической связи.

Мерой электроотрицательности служит полусумма потенциала ионизации и сродства к электрону. Чем больше величина

электроотрицательности атома элемента, тем сильнее выражены его окислительные свойства. Элемент же, имеющий наименьшее значение электроотрицательности, наиболее активно проявляет восстановительные свойства.

Вместо абсолютных значений электроотрицательности часто используют значения относительной электроотрицательности (ОЭО), принимая за единицу электроотрицательность лития.

В *периодах* с увеличением заряда ядра величины ОЭО элементов возрастают.

В *главных подгруппах* с увеличением заряда ядра атомов значения величины ОЭО уменьшается. Например, в подгруппе галогенов самым активным окислителем является фтор.

В целом свойства соединений элементов, как и простых веществ, являются периодической функцией зарядов ядер атомов.

5. Ковалентная связь

Образование ковалентной связи между атомами осуществляется за счет общих электронных пар в поле обоих ядер за счет перекрывания облаков электронов с противоположными спинами.

Ковалентная связь может быть образована по обменному и по донорно-акцепторному механизмам.

В образовании общих пар электронов по обменному механизму могут участвовать только неспаренные электроны атомов, а по донорно-акцепторному механизму ковалентная связь образуется за счет неподеленной пары электронов (донора электронов) и свободной орбитали атома (акцептора электронов).

Ковалентная связь может быть неполярной и полярной. Связь между атомами одного элемента всегда неполярна. Связь между атомами разных элементов всегда более или менее полярна. Полярность связи обусловлена смещением связующего электронного облака в сторону более электроотрицательного атома. Полярная связь является диполем, т.е. системой, состоящей из двух равных по величине и противоположных по знаку зарядов ($+q$ и $-q$), находящихся на некотором расстоянии друг от друга. Расстояние между центрами тяжести положительного и отрицательного зарядов называется длиной диполя. Полярность связи оценивается величиной электрического момента диполя или дипольным моментом μ , представляющим собой произведение длины диполя l на величину электрического заряда электрона: $\mu = l q$. Длина диполя имеет значение порядка диаметра атома, т.е. 10^{-10} м, а заряд электрона $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл. Поэтому дипольный момент связи выражается величиной порядка 10^{-29} Клм (кулонметр). За единицу дипольного момента принимают 1 Дебай (Д). $1\text{Д} = 0,333 \cdot 10^{-29}$ Клм.

Чем больше разница в электроотрицательности соединенных атомов, тем больше длина диполя и тем больше полярность связи.

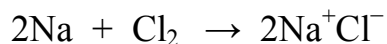
Ковалентная связь характеризуется насыщенностью, направленностью и поляризуемостью.

Насыщаемость ковалентной связи проявляется в том, что атом каждого элемента может образовывать ограниченное число ковалентных связей. Так, при образовании иона аммония атом азота проявляет ковалентность (способность образовывать определенное количество связей), равную четырем. Это максимальная ковалентность. Таким образом, максимальная ковалентность атомов определяется числом валентных одноэлектронных облаков (для образования связей по обменному механизму), а также числом свободных валентных орбиталей и двухэлектронных облаков (для образования связей по донорно-акцепторному механизму). Атомы элементов одного периода обладают одинаковой максимальной ковалентностью.

6. Ионная связь

Ионная связь возникает между атомами, резко отличающимися друг от друга величинами электроотрицательности. Ионную связь следует рассматривать как предельный случай полярной ковалентной связи, когда пара электронов, образующая связь, очень сильно смещена к одному из атомов, так что можно считать ее практически принадлежащей этому атому.

Природу ионной связи, структуру и свойства ионных соединений объясняют с позиций электростатической теории химической связи. Такой подход является удачным для объяснения образующейся связи в галогенидах щелочных металлов. Например, при горении металлического натрия в хлоре в результате окислительно-восстановительной реакции образуются ионы сильно электроположительного элемента и ионы сильно электроотрицательного элемента:



Между образовавшимися ионами действуют силы электростатического притяжения. Соединений с ионным типом связи весьма ограниченное количество. Вместе с тем следует отметить, что чисто ионная связь в соединениях не осуществляется. Так, измерение дипольного момента молекул хлорида натрия в газообразном состоянии показывает, что эффективный заряд ионов натрия и хлора составляет соответственно + 0,8 и – 0,8 (в единицах заряда электрона). Следовательно, даже в соединениях, которые рассматриваются как ионные, в некоторой степени проявляется ковалентный характер связи. Это не влияет на свойства соединений, и последние рассматриваются как вещества с ионным типом связи. Ионная связь характеризуется ненаправленностью и ненасыщаемостью. *Ненаправленность* ионной связи объясняется тем, что силовые поля ионов равномерно распределяются по всем направлениям в пространстве, поэтому каждый ион может притягивать к себе ионы противоположного знака по любому направлению. Взаимодействие ионов друг с другом не приводит к полной взаимной компенсации их силовых полей. Вследствие этого у ионов сохраняется способность притягивать ионы противоположного знака и по другим направлениям. Эта особенность ионной связи и называется *ненасыщаемостью*. Отсюда склонность ионов к ассоциации, что приводит к

ослаблению единой гигантской «молекулы» - ионного кристалла, в котором каждый ион окружен сравнительно большим числом ионов противоположного знака.

7. Валентность и степень окисления

Под валентностью химического элемента понимается его способность к образованию химических связей.

Количественно валентность определяется числом химических связей, образованных атомом. Следовательно, она не может быть отрицательной и равной нулю.

Реакционная способность атома в двух соединениях, в которых его валентность одинакова, может быть различной. Например, в HCl и HClO валентность хлора равна единице. Но в первом соединении атом хлора может в реакциях окисления-восстановления проявлять только восстановительные свойства, а во втором также сильные окислительные.

Если химическая связь полярна, то область перекрывания орбиталей, образующих связь, смещена к более электроотрицательному атому. В соответствии с этим представлением введено понятие о степени окисления.

Степень окисления атома в молекуле – это тот электрический заряд, который мог бы возникнуть у атома, если бы общая электронная пара двух атомов различных элементов была бы полностью смещена к более электроотрицательному атому.

Степень окисления атома обозначается со знаком «плюс» или «минус», которое соответствует числу оттянутых от атома или притянутых атомом электронных пар. Например, в молекуле хлороводорода HCl хлор и водород одновалентны, степень же окисления хлора – 1, а водорода + 1. В молекуле азота N₂ валентность атомов равна трем, а степень окисления нулю, так как связь неполярна. В ионных соединениях степень окисления соответствует числу отданных и приобретенных атомом электронов, т. е. зарядам ионов. Принимая во внимание, что молекулы электронейтральны (т. е. в них число положительных зарядов равно числу отрицательных зарядов), можно по молекулярной формуле определить степень окисления атомов.

Иными словами, для определения степени окисления атома элемента необходимо помнить, что алгебраическая сумма степеней окисления атомов, образующих молекулу, равна нулю. При расчете степени окисления различных элементов исходят из того, что степень окисления кислорода всегда – 2 (кроме соединения OF₂ и пероксидов), а степень окисления водорода всегда + 1 (кроме гидридов металлов).

Атомы элементов могут обладать переменной степенью окисления. Степень окисления может быть равна и не равна валентности данного элемента. Так, в соединениях углерода: метане CH₄, метиловом спирте CH₃OH, муравьином альдегиде CH₂O, муравьиной кислоте HCOOH и оксиде углерода (IV) CO₂ – степени окисления углерода равны соответственно – 4, – 2, 0, + 2, + 4, в то время как валентность углерода во всех этих соединениях равна четырем.

Понятие о степени окисления, хотя и является формальным и не всегда характеризует настоящее состояние атомов в соединениях, полезно при классификации различных веществ и при рассмотрении окислительно-восстановительных процессов.

8. Металлическая связь

Металлическая связь – это химическая связь в металлах. В отличие от ковалентных и ионных соединений в металлах небольшое число электронов одновременно связывает большое число ядерных центров, а сами электроны могут перемещаться в металле. Таким образом, в металлах нелокализованная химическая связь. Упрощенно металл можно рассматривать как плотно упакованную структуру из катионов, связанных друг с другом коллективизированными электронами («электронным газом»).

В связи с особенностями структуры металлы отличаются от других веществ высокой электропроводностью, теплопроводностью, металлическим блеском и др.

9. Задачи и упражнения для контроля знаний

1. Написать квантовые числа, характеризующие электроны четвертого энергетического уровня.
2. Составить электронные формулы атомов элементов II периода. В чем сходство и различие в строении их атомов?
3. Составить электронные формулы атомов элементов IV группы. В чем сходство и различие электронных структур атомов элементов главной и побочной подгрупп?
4. По какому принципу делят элементы на s-, p-, d-, и f-семейства?
5. Выразить графически электронные структуры атома фосфора и ванадия, обосновать сходство и различие в их свойствах.
6. Определить место в периодической системе элементов, атомы которых имеют электронные структуры, выражаемые электронными формулами:
 - а) $1s^2 2s^2 2p^3$;
 - б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$;
 - в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$;
 - г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$.
7. Описать структуру периодической системы.
8. Как связано положение элемента в периодической системе со строением его атома? Привести примеры.
9. В чем состоит физический смысл периодического закона?
10. Как изменяются радиусы атомов и однопольных ионов в периодах, главных и побочных подгруппах элементов?
11. Как изменяются окислительные и восстановительные свойства атомов элементов в периодах и группах?
12. Как изменяются свойства гидроксидов элементов в периодах и группах? Показать на примерах.

13. Проанализировать химическую связь и определить геометрию молекул следующих веществ: H_2 , Cl_2 , BeCl_2 , BCl_3 , CCl_4 , CH_4 , C_2H_4 , H_2SO_4 , HNO_3 .
14. Определить степень окисления азота в KNO_2 , йода в KIO_3 , марганца в KMnO_4 , хрома в $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, азота в $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.
15. Объясните строение молекул хлорида азота (III), хлорида фосфора (V) с точки зрения строения атомов азота и фосфора. Почему азот не образует соединения хлорида азота (V)?
16. В чем заключается различие понятий «полярная связь» и «полярная молекула». Проиллюстрируйте это различие на примерах.

Семинарское занятие № 5.

Скорость химической реакции. Химическое равновесие (3 часа)

Цель: ознакомиться с понятием скорости химической реакции, отличительными особенностями гомогенной и гетерогенной реакции, изучить факторы, влияющие на скорость реакции, рассмотреть принципы смещения химического равновесия.

План занятия

1. Скорость химических реакций в гомогенных системах.
2. Закон действия масс.
3. Скорость химических реакций в гетерогенных системах.
4. Влияние температуры на скорость реакции.
5. Влияние катализатора на скорость химической реакции.
6. Химическое равновесие.
7. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.
8. Задачи и упражнения для контроля знаний.

1. Скорость химических реакций в гомогенных системах

Химические реакции протекают с различной скоростью. Эта скорость измеряется изменением концентрации реагирующих веществ в единицу времени. Концентрацию чаще всего выражают числом молей в литре, а время – в секундах.

Скорость химических реакций зависит от различных факторов. Основными из них является природа реагирующих веществ. Скорость химических реакций также зависит от концентрации реагирующих веществ и от условий, при которых осуществляется реакция.

Для того, чтобы молекулы реагирующих веществ вступили в химическое взаимодействие, необходимо их столкновение. Следовательно, чем чаще будут сталкиваться молекулы реагирующих веществ, тем больше будет скорость реакции. Число столкновений молекул в единицу времени зависит от скорости их движения и от количества их в единице объема, т.е. от температуры и концентрации веществ.

Следует отметить, что не каждое столкновение между молекулами приводит к образованию новых веществ. Химическое взаимодействие

происходит только между «активными» молекулами, т.е. обладающими в момент столкновения большей энергией, чем средняя энергия молекул в системе. Избыток над средней энергией молекул, необходимый для того, чтобы реакция началась, называется *энергией активации*. Чем больше концентрация реагирующих веществ, тем больше и число «активных» молекул в единице объема, а следовательно, и скорость реакции.

2. Закон действия масс

Н.Н. Бекетов (1865 г.) впервые установил влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химического процесса и на его направление. Позднее (1867 г.) норвежские ученые Гульдберг и Ваге сформулировали это положение в более общей форме: *скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ* (закон действия масс). Если в реакцию вступают два вещества А и В ($aA + bB = cC$), то математическое выражение закона действия масс для данной реакции будет:

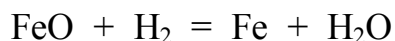
$$v = k [A]^a [B]^b,$$

где v – скорость реакции, $[A]$ и $[B]$ – молярные концентрации веществ А и В, k – константа скорости реакции, a и b – стехиометрические коэффициенты.

Константа скорости реакции k не зависит от концентрации реагирующих веществ, но зависит от их природы и от температуры. Ее численное значение равно скорости реакции при условии, если концентрации реагирующих веществ равны единице.

3. Скорость химических реакций в гетерогенных системах

Закономерности, определяющие течение реакций в гомогенных системах, распространяются на гетерогенные системы не в полной мере. Например, в гетерогенной системе газ – твердое вещество столкновение между молекулами газа и твердого вещества может происходить лишь на поверхности раздела фаз. Концентрация твердого вещества представляет собой постоянную величину и входит в константу скорости. Например, для восстановления оксида железа (II) водородом:



Скорость реакции пропорциональна только концентрации водорода, т.е.

$$v = k [\text{H}_2]$$

В гетерогенных системах реакция происходит на поверхности раздела фаз, поэтому, чем больше поверхность соприкосновения, тем больше скорость реакции. Вот почему твердые вещества значительно быстрее реагируют в измельченном состоянии.

4. Влияние температуры на скорость реакции

С повышением температуры увеличивается число активных молекул, а следовательно, и число их столкновений в единицу времени. При повышении температуры на каждые 10 °С скорость реакции возрастает примерно в два – четыре раза.

Число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость данной реакции при повышении температуры на 10 °С, называется температурным коэффициентом реакции. Обычно он составляет 2 – 4.

Для случая, когда температурный коэффициент реакции равен двум, математическое выражение зависимости скорости реакции от температуры имеет следующий вид:

$$v_k = v_n 2^n,$$

где v_k – скорость реакции при любой конечной (заданной) температуре, v_n – начальная скорость, n – количество десятков градусов, на которое изменилась температура.

5. Влияние катализатора на скорость химической реакции

Вещества, изменяющие скорость химического процесса, называются *катализаторами*. Катализаторами могут быть твердые, жидкие и газообразные вещества, состав и количество которых к концу реакции остаются без изменения.

Изменение скорости химической реакции в присутствии катализаторов называется *катализом*.

Различают катализ *гомогенный* и *гетерогенный* по тому, находятся ли катализатор и реагирующие вещества в одной или в разных фазах. При гетерогенном катализе соответственно имеется граница раздела фаз.

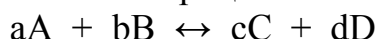
Катализ, при котором катализатор находится в коллоидном состоянии, получил название *микроретерогенного*. К этому роду катализа относятся биокаталитические процессы, в которых катализаторами являются ферменты.

Наряду с веществами, ускоряющими реакцию, применяют и вещества, замедляющие реакцию. Такие вещества называются *ингибиторами*.

6. Химическое равновесие

Все химические реакции можно разделить на обратимые и необратимые. Обратимыми называют реакции, протекающие одновременно в двух противоположных направлениях; необратимыми – реакции, протекающие практически до конца в одном направлении. Число необратимых реакций ограничено: большинство реакций в той или иной мере обратимы.

В случае обратимого химического процесса



скорость прямой реакции (слева направо) по закону действующих масс выразится уравнением:

$$v_1 = k_1 [A]^a [B]^b$$

Скорость обратной (справа налево) выразится уравнением:

$$v_2 = k_2 [C]^c [D]^d$$

При установлении химического равновесия скорости прямой и обратной реакции равны:

$$v_1 = v_2 \quad k_1 [A]^a [B]^b = k_2 [C]^c [D]^d, \text{ откуда следует:}$$
$$k_1 / k_2 = [C]^c [D]^d / [A]^a [B]^b$$

Заменяя отношение двух постоянных величин k_1 / k_2 постоянной величиной K , получаем:

$$K = [C]^c [D]^d / [A]^a [B]^b$$

Так, например, для обратимого процесса $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$

$$K = [NH_3]^2 / [N_2] [H_2]^3$$

Приведенное выражение является уравнением химического равновесия. Оно показывает, что при обратимых реакциях равновесие устанавливается, когда отношение произведения концентраций образующихся веществ к произведению концентраций взятых веществ становится равным некоторой постоянной величине K .

Величина K называется *константой химического равновесия* и представляет характерную для каждой обратимой реакции величину, которая определяется природой реагирующих веществ, не зависит от их концентрации, но зависит от температуры.

При повышении температуры константа равновесия увеличивается (если k_1 растет интенсивнее, чем k_2), уменьшается (если k_2 растет интенсивнее, чем k_1) или остается неизменной (если k_1 и k_2 изменяются с одинаковой интенсивностью).

С помощью уравнения константы равновесия можно определить концентрации веществ в момент равновесия, если известны величина K и исходные концентрации, и наоборот.

7. Смещение химического равновесия

Состояние химического равновесия в основном зависит от трех величин: а) концентрации реагирующих веществ, б) температуры и в) давления, если в реакции участвуют газы. При изменении хотя бы одной из указанных величин химическое равновесие, которое является подвижным, нарушается и концентрации всех участвующих в реакции веществ начинают изменяться. Изменение концентраций продолжается до тех пор, пока отношение произведения концентраций образующихся веществ к произведению концентраций вступающих в реакцию веществ не станет равно константе равновесия данной реакции при данной температуре, т. е. пока скорости прямой и обратной реакций не сравняются. Тогда снова устанавливается равновесие, но уже при иных, чем раньше, концентрациях веществ.

Процесс изменения концентраций, вызванный нарушением равновесия, называется смещением или сдвигом равновесия. Если при этом увеличиваются

концентрации веществ, обозначенных в правой части уравнения, то говорят, что равновесие смещается вправо; при увеличении концентрации веществ, обозначенных в левой части уравнения, говорят о смещении равновесия влево.

Направление, в котором смещается равновесие, определяется следующим правилом: если изменить одно из условий, при которых система находится в состоянии химического равновесия, например концентрацию какого-либо из реагирующих веществ, или температуру, или давление, то равновесие смещается в направлении той реакции, которая противодействует произведенному изменению (принцип Ле Шателье).

Для примера рассмотрим равновесную газовую систему:

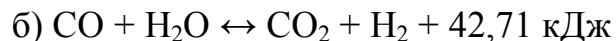


Согласно принципу Ле Шателье, уменьшение концентрации одного из компонентов вызовет сдвиг химического равновесия в сторону образования этого компонента. Уменьшение концентрации азота или водорода в приведенной системе вызовет смещение равновесия в сторону диссоциации аммиака, и наоборот. При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермического процесса (в данном примере в сторону обратной реакции), при понижении температуры – в сторону экзотермического процесса (в примере в сторону прямой реакции). При увеличении давления равновесие смещается в сторону реакции, приводящей к образованию меньшего числа молекул газов, а следовательно, и меньшего объема (в примере в сторону прямой реакции).

Катализаторы изменяют в равной мере скорость прямого и обратного процессов, способствуют скорейшему установлению равновесия в системе, не оказывая, однако, какого-либо влияния на состояние равновесия.

8. Задачи и упражнения для контроля знаний

1. Напишите математическое выражение скорости для следующих реакций:
$$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$$
$$\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$$
2. Как изменится скорость реакции $\text{NO}_2 + \text{CO} = \text{NO} + \text{CO}_2$, если уменьшить объем газовой смеси в 2 раза?
3. Как возрастет скорость химической реакции при повышении температуры от 10 °С до 50 °С, если температурный коэффициент равен 3?
4. Как изменится скорость химической реакции $2\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{C}$, если концентрацию одного из реагирующих веществ увеличить в 3 раза, а температуру смеси понизить на 30 °С? Температурный коэффициент равен 3.
5. Напишите выражения для константы равновесия следующих обратимых реакций:
а) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$
б) $\text{FeCl}_3 + 3\text{NH}_4\text{SCN} \leftrightarrow \text{Fe}(\text{SCN})_3 + 3\text{NH}_4\text{Cl}$
6. В какую сторону сместится равновесие реакции:
а) $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2 - 56,94 \text{ кДж}$



1) при повышении давления;

2) при повышении температуры.

7. Равновесие реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$ установилось при следующих концентрациях, участвующих в ней веществ: $[\text{H}_2] = 0,3$ моль/л, $[\text{I}_2] = 0,08$ моль/л, $[\text{HI}] = 0,35$ моль/л. Определите исходные концентрации йода и водорода.

Лабораторно-практическое занятие № 6.

Факторы, влияющие на скорость химической реакции (3 часа)

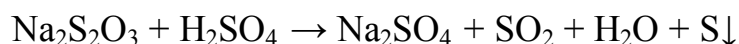
Цель: изучить факторы, влияющие на скорость реакции, рассмотреть принципы смещения химического равновесия.

План занятия

1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.
2. Зависимость скорости реакции от температуры.
3. Скорость гетерогенных химических реакций.
4. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ.

1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

а) К 1 н. раствору тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ прилить 2 н. раствор серной кислоты H_2SO_4 . Наблюдается помутнение раствора, которое вызвано взаимодействием тиосульфата натрия и серной кислоты с выделением свободной серы:



Время, которое проходит от начала реакции до заметного помутнения раствора, характеризует скорость реакции.

б) В три большие нумерованные пробирки налить разбавленный (1:200) раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$: в первую – 5 мл, во вторую – 10 мл, в третью – 15 мл. К содержимому первой пробирки добавить затем 10 мл воды, а второй – 5 мл воды. В три другие пробирки налить по 5 мл разбавленной (1:200) серной кислоты. В каждую пробирку с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ прилить при помешивании по 5 мл приготовленной H_2SO_4 и определить время с момента добавления кислоты до помутнения раствора в каждой пробирке.

Записать результаты в таблицу 1.

Таблица 1

№ пробирки	Объём раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Объём H_2O , мл	Объём раствора H_2SO_4 , мл	Общий объём раствора, мл	Условная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время протекания реакции до появления мути, τ	Скорость реакции в условных единицах, $v = \frac{1}{\tau}$
1	5	10	5	20	1С		
2	10	5	5	20	2С		
3	15	—	5	20	3С		

Те же результаты изобразить графически, отложив на оси абсцисс условные концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а на оси ординат – скорости реакции $v = 1/\tau$.

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

2. Зависимость скорости реакции от температуры

Для опыта взять разбавленные (1:200) растворы $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 .

Налить в три большие пронумерованные пробирки по 10 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в другие три пробирки – по 10 мл раствора серной кислоты и разделить их на три пары: по пробирке с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 в каждой паре.

Отметить температуру воздуха в лаборатории, слить вместе растворы первых двух пробирок, встряхнуть и определить время с момента добавления кислоты до помутнения раствора.

Две другие пробирки поместить в химический стакан с водой и нагреть воду до температуры на 10°C выше комнатной. За температурой следить по термометру, опущенному в воду. Слить содержимое пробирок, встряхнуть и отметить время от слива до появления мути.

Повторить опыт с оставшимися двумя пробирками, нагреть их в том же стакане с водой до температуры на 20°C выше комнатной. Записать результаты в таблицу 2.

Таблица 2

№ пробирки	Объём раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Объём раствора H_2SO_4 , мл	Температура, $^\circ\text{C}$	Время до появления мути, τ	Скорость реакции в условных единицах, $v = \frac{1}{\tau}$
1	10	10	$^\circ\text{C}$		
2	10	10	$^\circ\text{C}+10^\circ$		
3	10	10	$^\circ\text{C}+20^\circ$		

Составить график, иллюстрирующий зависимость скорости реакции от температуры для данного опыта. Для этого на оси абсцисс нанести в определенном масштабе значения температуры опытов, а на оси ординат – величины скорости реакции $v = 1/\tau$.

Сделать вывод о зависимости скорости химической реакции от температуры. Какие значения принимает температурный коэффициент для большинства химических реакций?

3. Скорость гетерогенных химических реакций

а) В сухой ступке осторожно смешать (не растирая) несколько кристаллов нитрата свинца (II) и иодида калия. Происходит ли изменение окраски?

Энергично растереть кристаллы. Что происходит? Из пипетки добавить к смеси несколько капель воды; обратить внимание на изменение окраски. Объяснить опыт. Написать уравнение реакции.

4. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ

В небольшом стаканчике смешать по 10 мл 0,001 н. растворов хлорида железа (III) FeCl_3 и роданида калия KSCN . Написать уравнение этой обратимой реакции и выражение константы равновесия для нее.

Полученный раствор разлить поровну в четыре пробирки. В первую пробирку добавить немного концентрированного раствора хлорида железа (III), во вторую – концентрированного раствора роданида калия, в третью – немного кристаллического хлорида калия, а четвертую пробирку оставить для сравнения. Сравнить цвет жидкостей в пробирках. По изменению интенсивности окраски судят об изменении концентрации роданида железа (III) $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, т.е. о смещении равновесия. Объяснить изменение цвета на основании закона действия масс. Сместится ли равновесие при разбавлении полученных растворов?

Семинарское занятие № 7.

Растворы. Способы выражения концентрации раствора (3 часа)

Цель: рассмотреть понятие раствора и растворимости веществ, изучить основные способы выражения концентраций растворов.

План занятия

1. Растворы.
2. Свойства растворов.
3. Растворимость веществ.
4. Способы выражения концентрации растворов.
5. Задачи и упражнения для контроля знаний.

1. Растворы

Раствором называют гомогенную систему, состоящую из двух или нескольких веществ (компонентов). Причем одно (или несколько) – растворенное вещество – равномерно распределяется в виде молекул, атомов или ионов в другом – растворителе. Растворителем обычно считают вещество,

взятое в большем количестве, если раствор получен смешиванием газа с газом, жидкости с жидкостью или твердого вещества с твердым. В случае водных растворов растворителем является вода.

Растворы бывают насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные. *Насыщенными называют такие растворы, в которых нерастворенное вещество (в осадке) находится в равновесии с растворенным.* Растворимость вещества измеряют концентрацией насыщенного раствора при данной температуре. Эту концентрацию выражают *коэффициентом растворимости*, т. е. числом граммов растворенного вещества, приходящимся на 100 г растворителя, или в процентах, т. е. числом граммов растворенного вещества на 100 г раствора.

Раствор, концентрация которого меньше концентрации насыщенного при той же температуре раствора, называют ненасыщенным.

Раствор называют пересыщенным, если его концентрация больше, чем концентрация насыщенного при той же температуре раствора.

Раствор, содержащий много растворенного вещества, называют концентрированным, а содержащий мало вещества – разбавленным.

2. Свойства растворов

Растворение веществ сопровождается выделением теплоты (положительный тепловой эффект) или поглощением теплоты (отрицательный тепловой эффект) и изменением объема. Эти явления, а также и некоторые другие указывают на химическое взаимодействие растворенного вещества и растворителя. Это было установлено Д. И. Менделеевым, создавшим гидратную теорию, согласно которой при образовании растворов происходят не только физические, но и химические процессы.

При растворении частицы растворяемого вещества образуют с молекулами растворителя сравнительно нестойкие, часто имеющие переменный состав соединения, называемые *сольватами*. В этом случае, когда растворителем является вода, оно называются гидратами. Сольваты образуются тем легче и тем более они устойчивы, чем более полярны молекулы растворенного вещества и растворителя. Иногда молекулы воды бывают так прочно соединены с частицами растворенного вещества, что при выделении последнего из раствора в виде кристаллов вода входит в их состав. Кристаллы, содержащие в своем составе воду, называют кристаллогидратами, а находящуюся в них воду называют кристаллизационной.

При растворении веществ протекают следующие процессы: связь между частицами (молекулами, атомами, ионами) в растворяемом веществе и растворителе разрушается, что связано с поглощением теплоты; одновременно происходит образование сольватов, сопровождающееся выделением теплоты, а затем идет распределение сольватированных частиц растворенного вещества в растворителе, что связано с поглощением теплоты. Общий тепловой эффект растворения будет положительным или отрицательным в зависимости от того, преобладает ли тепловой эффект сольватации частиц или сумма тепловых эффектов диффузии и разрушения связи между частицами.

3. Растворимость веществ

Растворимость твердых веществ в жидкостях всегда ограничена и изменяется в очень широких пределах.

С тепловым эффектом связано согласно принципу Ле-Шателе увеличение или уменьшение растворимости с повышением температуры. Так как при растворении большинства твердых веществ теплота поглощается, растворимость их увеличивается с повышением температуры.

Зависимость растворимости от температуры изображают графически в виде так называемых кривых растворимости, причем растворимость обычно выражают в граммах растворенного вещества на 100 г растворителя. Пользуясь кривыми растворимости, можно определить растворимость вещества при любой температуре, лежащей в пределах кривой. Это приходится делать при приготовлении насыщенных растворов, например для очистки веществ перекристаллизацией. Различным изменением растворимости веществ с повышением температуры часто пользуются на практике для отделения солей друг от друга.

Растворимость жидкостей в жидкостях различна. Некоторые смешиваются друг с другом в любых соотношениях, другие практически нерастворимы друг в друге. Большинство же жидкостей имеет ограниченную взаимную растворимость. При повышении температуры растворимость жидкостей в одних случаях увеличивается, а в других уменьшается.

Растворимость газов в жидкостях очень различна. Большая часть газов лучше растворяется в менее полярных растворителях, чем в воде. Растворимость газов уменьшается при нагревании и понижении давления. Для газов, растворимость которых невелика и которые не вступают в химическое взаимодействие с растворителем, существует следующая зависимость: *масса газа, растворяющаяся в данном объеме жидкости, прямо пропорциональна давлению, под которым находится газ (закон Генри).*

Если над жидкостью находится смесь газов, то каждый газ растворяется пропорционально своему парциальному давлению.

Растворимость газов часто выражают через *коэффициент абсорбции* – число объемов газа, приведенных к 0 °С и нормальному атмосферному давлению, растворяющихся в одном объеме жидкости при парциальном давлении газа, равном $1,013 \cdot 10^5$ Па.

4. Способы выражения концентрации раствора

Для количественного выражения состава раствора в химии чаще всего применяют следующие физические величины: массовую w (%), молярную концентрацию C_m , нормальную концентрацию C_n . Состав раствора можно также выразить через его плотность ρ .

Массовая доля вещества в растворе w (%) показывает, сколько процентов масса растворенного вещества составляет от массы раствора:

$$\omega(\%) = \frac{m_1}{m_2} \cdot 100,$$

где m_1 – масса растворенного вещества, m_2 – масса раствора.

Раствор в соответствии с величиной его w (%) называется 1-, 10-, 20-процентным и т. д.

Молярную концентрацию c_m выражают числом молей растворенного вещества в 1 л раствора.

Раствор, в 1 л которого содержится 1 моль растворенного вещества, называют одномолярным или молярным и обозначают 1 М. Если в 1 л раствора содержится 0,1 моль растворенного вещества, то его называют децимолярным и обозначают 0,1 М и т. д.

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

где n – количество растворенного вещества, моль, или

$$C = \frac{m}{M \cdot V},$$

где m – его масса, г; M – его молярная масса, г/моль; V – объем раствора, л.

Нормальную концентрацию раствора (C_N) выражают числом эквивалентов (или эквивалентных масс растворенного вещества), содержащихся в 1 л раствора.

Раствор, в 1 л которого содержится одна эквивалентная масса растворенного вещества, называют однонормальным или нормальным и обозначают 1 н. Растворы, в 1 л которых содержится 0,1; 0,01 и 0,001 эквивалентных масс, называют соответственно деци-нормальным (0,1 н.), санинормальным (0,01 н.) и миллинормальным (0,001 н.).

$$C_N = \frac{m}{m_3 \cdot V}, \quad \text{или} \quad C_N = \frac{m}{M \cdot \mathcal{E} \cdot V}, \quad \text{где}$$

m – масса растворенного вещества, г;

m_3 – его эквивалентная масса, г;

M – его молярная масса, г/моль;

\mathcal{E} – его эквивалент, моль;

V – объем раствора, л.

Сравнение формул для определения молярной и нормальной концентраций

$$C = \frac{m}{M \cdot V} \quad \text{и} \quad C_N = \frac{m}{M \cdot \mathcal{E} \cdot V}$$

показывает, что в случае, когда эквивалент растворенного вещества $\mathcal{E} = 1$ моль, молярная и нормальная концентрации раствора имеют одну и ту же величину. Это относится, например, к растворам одноосновных кислот (HCl , HNO_3 и т. д.), однокислотных оснований (NaOH , KOH и т. д.), солей, катион и анион которых однозарядные (KCl , NaNO_3 и т. д.). Следовательно, если мы имеем для таких веществ, например, 1 М, 0,1 М и 0,5 М растворы, то можно сказать, что нормальные концентрации этих растворов соответственно 1 н., 0,1 н. и 0,5 н.

Если же эквивалент растворенного вещества не равен 1 моль, то молярная концентрация его раствора во столько раз меньше нормальной, во

сколько раз эквивалент этого вещества меньше 1 моль. Например, одномолярный раствор H_2SO_4 ($\text{Э} = 1/2$ моль) является дунормальным, а 0,5 М раствор AlCl_3 ($\text{Э} = 1/3$ моль) является 1,5 н.; 2 н. раствор $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ($\text{Э} = 1/2$ моль) является одномолярным.

Нормальную концентрацию раствора рассчитывают аналогично молярной.

Применение растворов определенной нормальной концентрации при проведении химических реакций имеет то преимущество, что в одинаковых объемах растворов одной и той же нормальной концентрации содержатся эквивалентные количества веществ, которые реагируют между собой без остатка. Поэтому, например, для нейтрализации 20 мл 1 н. раствора любой кислоты нужно затратить 20 мл 1 н. раствора любой щелочи.

Если концентрации не равны, то объемы растворов веществ, вступающих в реакцию, обратно пропорциональны их нормальной концентрации, т. е.

$$V_1 : V_2 = c_{\text{Э}_2} : c_{\text{Э}_1}, \text{ или } c_{\text{Э}_1} \cdot V_1 = c_{\text{Э}_2} \cdot V_2, \quad (1)$$

где V_1 и $c_{\text{Э}_1}$ – объем и нормальная концентрация первого раствора,

V_2 и $c_{\text{Э}_2}$ – объем и нормальная концентрация второго раствора.

Пример. Какой объем 0,1 н. раствора NaOH потребуется для нейтрализации 20 мл 0,15 н. раствора H_2SO_4 ?

Решение. На 20 мл 0,15 н. раствора H_2SO_4 израсходовалось бы 20 мл раствора NaOH той же нормальной концентрации, а объем 0,1 н. раствора NaOH находим из пропорции:

$$\frac{20}{x} = \frac{0,1}{0,15}; \quad x = \frac{20 \cdot 0,15}{0,1} = 30 \text{ (мл)}$$

При решении задачи можно использовать формулу (1).

Пользуясь формулами связи этих физических величин между собой, можно производить пересчет одного количественного выражения состава раствора в другое:

$$C = \frac{10 \cdot \rho \cdot \omega}{M};$$
$$c_{\text{Э}} = \frac{10 \cdot \rho \cdot \omega}{m_{\text{Э}}};$$
$$c_{\text{Мл}} = \frac{1000 \cdot \omega}{M(100 - \omega)},$$

где ρ – плотность раствора, г/см³;

ω – массовая доля вещества в растворе, %;

M – молярная масса растворенного вещества, г/моль;

$m_{\text{Э}}$ – эквивалентная масса растворенного вещества, г. плотность раствора, г/см³;

5. Задачи и упражнения для контроля знаний

- 10 г KNO_3 растворено в 80 г воды. Определить $w(\%)$ полученного раствора.
- Какую массу AgNO_3 надо растворить в 250 г H_2O для получения 2%-ного раствора?

3. Сколько граммов медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и воды потребуется для приготовления 200 г 5%-ного раствора CuSO_4 , рассчитанного на безводную соль?
4. Для получения в лаборатории водорода применяется цинк и раствор H_2SO_4 , приготовленный из 1 объема кислоты с плотностью $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ и 5 объемов воды. Какова w (%) этого раствора кислоты?
5. Определить нормальную концентрацию раствора, содержащего 30 г AlCl_3 в 500 мл раствора.
6. Сколько граммов H_3PO_4 нужно для приготовления 100 мл 0,02 н. раствора?
7. Сколько граммов тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ нужно для приготовления 250 мл 0,1 М раствора?
8. Сколько граммов HNO_3 содержится в 2 л ее 0,1 н раствора?
9. Какой объем 0,5 н. раствора можно приготовить из 24,44 г кристаллогидрата хлорида бария $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$?
10. Определить нормальную концентрацию 20 %-ного раствора H_2SO_4 , если ρ равна $1,14 \text{ г/см}^3$.
11. Определить молярную концентрацию 60 %-ного раствора HNO_3 .
12. 2 л хлора при нормальных условиях растворены в 5 л воды. Определить w (%) и молярную концентрацию полученного раствора, если объем раствора принять равным объему воды.
13. Определить w (%) 2 н. раствора серной кислоты ($\rho = 1,063 \text{ г/см}^3$).
14. 66,8 г H_2SO_4 растворено в 133,2 г воды. Плотность полученного раствора равна $1,25 \text{ г/см}^3$. Определить: а) w (%), б) молярную и в) нормальную концентрации раствора.
15. Сколько молекул воды приходится на 1 молекулу Na_2CO_3 в 10%-ном растворе?
16. Для получения суперфосфата применяется 65%-ный раствор H_2SO_4 . Сколько 92 %-ного раствора H_2SO_4 и воды потребуется для приготовления 1 т этого раствора?
17. Какие объемы 37 %-ного раствора HCl ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$) и воды нужны для приготовления 1 л 10%-ного раствора ($\rho = 1,049 \text{ г/см}^3$)?
18. Какую массу воды нужно выпарить из 500 г 5%-ного раствора NaCl для получения 20 %-ного раствора?
19. Какой объем 68%-ного раствора HNO_3 ($\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 50 мл 2 н. раствора?
20. В каком соотношении по массе нужно смешать 96 %-ный раствор H_2SO_4 с водой, чтобы получить 20 %-ный раствор?
21. Какой объем 0,5 н. раствора BaCl_2 потребуется для взаимодействия с H_2SO_4 , находящейся в 20 мл 2 н раствора?
22. Какой объем 2 М раствора KOH потребуется для осаждения в виде $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ионов железа, содержащихся в 200 мл 0,5 М раствора сульфата железа (II)?
23. Для нейтрализации 25 мл раствора H_2SO_4 потребовалось 40 мл 0,1 н раствора NaOH . Определить нормальную концентрацию раствора кислоты.
24. Какая масса 20 %-ного раствора HCl потребуется для нейтрализации 45 г 15 %-ного раствора NaOH ?

25. Какую реакцию имеет раствор, полученный при смешивании 100 мл 0,1н раствора H_2SO_4 с 50 мл 0,5 н. раствора KOH ?
26. Какая масса сульфата бария получится при сливании 200 мл 0,5 М раствора $Al_2(SO_4)_3$ и 150 мл 2 М раствора $BaCl_2$?

Лабораторно-практическое занятие № 7. Приготовление растворов (3 часа)

Цель: сформировать умение приготовления растворов различной концентрации.

План занятия

1. Приготовление растворов с заданной массовой долей вещества в растворе:
 - 1.1. Приготовление раствора с заданной массовой долей из твердого вещества и воды.
 - 1.2. Приготовление раствора с заданной массовой долей из более концентрированного раствора и воды.
 - 1.3. Смешивание двух растворов с различной массовой долей вещества в них.
2. Приготовление растворов определенной молярной концентраций.
3. Приготовление растворов определенной нормальной концентрации из твердого вещества и воды.

1. Приготовление растворов с заданной массовой долей вещества в растворе

1.1. Приготовление раствора с заданной массовой долей из твердого вещества и воды

Приготовить 200 г 5%-ного раствора карбоната натрия из кристаллической соды $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ и воды.

Вычислить, какая масса $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ требуется для приготовления 200 г 5%-ного раствора в расчете на безводную соль Na_2CO_3 .

Отвесить эту массу измельченной соды в предварительно взвешенном стаканчике на весах с точностью до 0,01 г.

Рассчитать, какой объем воды необходим для растворения взятой навески. Отмерить мерным цилиндром этот объем воды. Вылить воду в стакан и растворить в ней отвешенную соль.

Измерить температуру приготовленного раствора и, если она не равна температуре, которая указана в таблице 7 [3], довести ее до указанной величины, нагревая или охлаждая раствор.

Вылить раствор в сухой (или ополоснутый этим раствором) высокий узкий цилиндр и определить с помощью ареометра его, плотность. Ареометр промыть водой, вытереть досуха и сдать лаборанту. Раствор вылить в приготовленную склянку.

По найденной плотности, пользуясь таблицей, определить w (%) Na_2CO_3 в растворе. Если в таблице нет этой величины плотности, а есть немного

меньшая или большая, то использовать метод интерполяции. Сравнить полученную величину с заданной.

Выражение состава раствора через его плотность ρ основано на том, что с изменением содержания растворенного вещества в данной массе или объеме раствора плотность также изменяется.

Для быстрого, но приближенного определения плотности жидкости служит ареометр (рис.31).

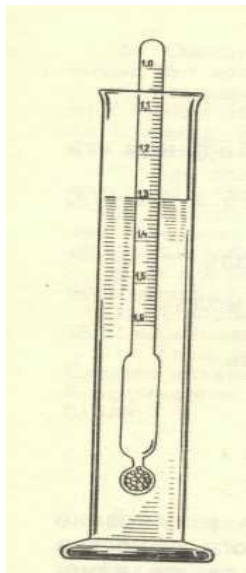


Рис. 31. Определение плотности жидкости ареометром. Для определения плотности раствора пользуются ареометром. Раствор наливают в высокий цилиндр и опускают ареометр так, чтобы он не касался стенок сосуда. Отметить то деление шкалы, которое совпадает с уровнем жидкости в цилиндре, производя отсчет по шкале сверху вниз.

Он представляет собой поплавков с дробью или ртутью и узким отростком – трубкой, в которой находится шкала с делениями. Ареометр погружается в различных жидкостях на различную глубину. При этом он вытесняет объемы этих жидкостей одной и той же массы, равной массе ареометра, а следовательно, обратно пропорциональные их плотности.

То деление шкалы, до которого ареометр погружается в жидкость, показывает плотность этой жидкости. В зависимости от заданной точности применяют или один ареометр с большими интервалами на шкале, или набор нескольких ареометров с мелкими делениями.

Ареометры, применяемые для определения плотности жидкостей тяжелее воды, имеют нуль вверху шкалы, а для жидкостей легче воды – внизу шкалы.

От плотности раствора можно перейти к его составу, пользуясь специальными таблицами. Если в таблицах нет величины, точно отвечающей сделанному отсчету на шкале ареометра, а есть близкие величины (немного больше или немного меньше), то w (%) вычисляют методом интерполяции (определение промежуточной величины по двум известным крайним).

Предположим, что для раствора серной кислоты экспериментально определена плотность $1,200 \text{ г/см}^3$. По справочной таблице находим, что плотности $1,174$ и $1,205 \text{ г/см}^3$ соответствуют 24% -ному и 28% -ному растворам. Считаем, что в этих интервалах w (%) изменяется прямо пропорционально изменению плотности раствора. Увеличение плотности на $(1,205 - 1,174) = 0,031 \text{ г/см}^3$ соответствует изменению w (%) на $(28 - 24) = 4 \%$. Разница между плотностью данного раствора и меньшей табличной величиной составляет $1,200 - 1,174 = 0,026 \text{ г/см}^3$.

На основании пропорции: $\frac{0,031}{0,026} = \frac{4}{\chi}$ находим $\chi = 3,35\%$

Таким образом, w (%) заданного раствора составляет $24 \% + 3,35 \% = 27,35\%$.

Плотность не всегда изменяется прямо пропорционально изменению состава раствора. Поэтому приведенный расчет дает результат лишь приблизительный, но для практических целей достаточно точный.

Пример 1. Требуется приготовить 200 г 15% -ного раствора карбоната натрия.

Решение.

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{\omega \cdot m_{p-pa}}{100} = \frac{15 \cdot 200}{100} = 30; m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 30 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 200 - 30 = 170; m(\text{H}_2\text{O}) = 170 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{170}{1} = 170; V(\text{H}_2\text{O}) = 170 \text{ см}^3$$

Если растворяемое вещество берут в виде кристаллогидрата, то вначале рассчитывают массу безводной соли, а затем пересчитывают ее на массу кристаллогидрата.

Пример 2. Требуется приготовить 40 г 10% -ного раствора сульфата натрия из глауберовой соли ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) и воды.

Решение. Находим массу Na_2SO_4 в 40 г раствора:

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{10 \cdot 40}{100} = 4; m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 4 \text{ г}$$

Далее по формуле находим, в какой массе $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ содержится 4 г Na_2SO_4 . Молярные массы Na_2SO_4 и $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ соответственно равны 142 и 322 г/моль . Отсюда

$$\frac{142}{4} = \frac{322}{x}; x = 9,07 \text{ г}$$

Следовательно, $9,07 \text{ г}$ $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ растворяют в $(40 - 9,07) = 30,93 \text{ г}$ воды (или $\sim 31 \text{ см}^3$).

1.2. Приготовление раствора с заданной массовой долей из более концентрированного раствора и воды

Опыт 1. Приготовить 250 г 10% -ного раствора кислоты из имеющегося в лаборатории раствора.

Определить ареометром плотность раствора серной (или соляной) кислоты, имеющейся в лаборатории.

Найти в таблице w (%) раствора кислоты, отвечающую найденной плотности.

Рассчитать, какую массу этого раствора кислоты нужно взять для приготовления 250 г 10%-ного раствора, и затем пересчитать полученную величину навески на объем.

Рассчитать нужный объем воды, отмерить его мерным цилиндром и влить в стакан.

Отмерить мерным цилиндром рассчитанный объем раствора кислоты, влить его в воду (в случае серной кислоты выливать тонкой струей при перемешивании) и тщательно перемешать раствор.

Охладив его до температуры, указанной в таблице, перелить в сухой высокий цилиндр и определить плотность ареометром.

Слить полученный раствор кислоты в приготовленную склянку. Пользуясь таблицей, определить w (%) полученного раствора и проверить таким образом точность выполнения опыта.

Опыт 2. Приготовить 200 мл раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,050 \text{ г/см}^3$) из концентрированного раствора и воды.

Определить ареометром плотность концентрированного раствора. Найти w (%) гидроксида натрия в исходном и получаемом растворах.

Вычислить массу приготавливаемого раствора. Рассчитать навеску, а затем объем концентрированного раствора и объем воды, необходимые для приготовления заданного раствора.

Отмерить мерным цилиндром вычисленные объемы концентрированного раствора и воды, слить их, тщательно перемешать жидкость, после охлаждения вылить в сухой высокий цилиндр и определить ареометром плотность полученного раствора, а затем вылить его в склянку.

Определить расхождение найденной плотности и заданной в процентах. Вычислить молярную и нормальную концентрации полученного раствора.

Пример 1. Сколько миллилитров 68%-ного раствора азотной кислоты ($\rho = 1,41 \text{ г/см}^3$) и воды потребуется для приготовления 40 г 12 %-ного раствора?

Решение. Находим массу HNO_3 , необходимую для приготовления 40 г 12%-ного раствора:

$$x_1 = 40 \cdot 0,12 = 4,8 \text{ (г)}$$

Далее находим массу 68%-ного раствора, в котором содержится 4,8 г HNO_3 :

$$x_2 = 4,8 : 0,68 = 7,06 \text{ (г) 68%-ного раствора}$$

Затем находим массу воды, которой необходимо разбавить исходный раствор:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 40 - 7,06 = 32,94 \text{ г}$$

Растворы и вода обычно не взвешиваются, а отмериваются. Поэтому от массы концентрированного раствора и воды переходят к их объемам, используя табличные данные о плотности растворов. Плотность 68%-ного раствора, найденная по таблице, составляет $1,41 \text{ г/см}^3$. Плотность воды равна 1 г/см^3 . Объем 68%-ного раствора HNO_3

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{7,06}{1,41} = 5; V = 5 \text{ мл};$$

$$V(H_2O) = \frac{32,94}{1} = 32,94; V(H_2O) = 32,94 \text{ мл}$$

Мерным цилиндром отмеривается вода и раствор. Затем в стакан вливается вода и к ней при перемешивании добавляется концентрированный раствор.

Пример 2. Сколько воды надо прибавить к 100 мл 40%-ного раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,437 \text{ г/см}^3$) для получения 15%-ного раствора?

Решение. Масса 100 мл 40%-ного раствора гидроксида натрия равна $100 \cdot 1,437 = 143,7$ (г). Находим массу NaOH в этом растворе:

$$x_1 = 143,7 \cdot 0,4 = 57,48;$$

$$x_1 = 57,48 \text{ г}$$

Определяем массу 15 %-ного раствора, содержащую 57,48 г NaOH:

$$x_2 = 57,48 : 0,15 = 383,2;$$

$$x_2 = 383,2 \text{ г}$$

Следовательно, воды нужно добавить $383,2 - 143,7 = 239,5 \sim 240$ г, или 240

1.3. Смешивание двух растворов с различной массовой долей вещества в них

Приготовить 250 г 8%-ного раствора хлорида натрия из 5%-ного и 20%-ного растворов.

Пользуясь правилом смешения, найти требуемые массы исходных растворов. Вычислить их объемы, определив плотность этих растворов.

Отмерить мерным цилиндром рассчитанные объемы растворов, слить их и хорошо перемешать. Вылить полученный раствор в цилиндр и определить ареометром его плотность и w (%) по таблице. Найти расхождение этой величины с заданной. Вычислить молярную и нормальную концентрации полученного раствора.

Задачи на приготовление раствора с заданной массовой долей из более концентрированного раствора и воды или из двух растворов с известной массовой долей можно решить, пользуясь *правилом смешения*. Особенно просто решение, если нужно найти только соотношение, в котором смешивают раствор и воду или два раствора.

Пользование схемой, по которой ведется расчет, станет ясным из решения задач. Но для того чтобы понятна была суть этого приема, приведем алгебраический способ решения.

Пример 1. Из 50%-ного раствора и 20%-ного приготовить 30%-ный.

Решение. В 100 г первого раствора содержится избыток растворенного вещества по сравнению с требуемым: $50 - 30 = 20$ г.

В 100 г второго раствора недостает $30 - 20 = 10$ г по сравнению с требуемым.

Пусть для приготовления раствора с заданной w (%) первого раствора требуется x г, а второго y г. В x г первого раствора содержится избыток растворенного вещества, равный $20x:100$, а в y г второго раствора недостает $10y:100$ растворенного вещества.

Для получения нового раствора избыток растворенного вещества первого раствора должен точно компенсировать недостаток растворенного вещества второго раствора.

Следовательно,

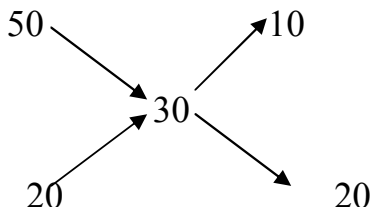
$$\frac{20x}{100} = \frac{10y}{100}, \text{ или } 2x = y,$$

откуда

$$x : y = 1 : 2$$

Решение этой задачи с использованием схемы производят следующим образом.

Массовые доли исходных растворов записывают в первом столбце 50 и 20, во втором столбце записывают заданную $w(\%)$ 30. Разность между исходными $w(\%)$ и заданной записывают в третьем столбце в направлении пересекающихся диагоналей (см. стрелки на схеме). Полученные величины 10 и 20 указывают, в каком соотношении по массе должны быть смешаны растворы:



Следовательно, на 10 частей 50%-ного раствора надо взять 20 частей 20%-ного раствора, т. е. смешать их в отношении масс 1:2.

2. Приготовление растворов определенной молярной концентраций

Приготовить 250 мл 1 М раствора соляной (или серной) кислоты из раствора, имеющегося в лаборатории.

Определить ареометром плотность раствора кислоты, имеющегося в лаборатории. Найти его $w(\%)$. Вычислить навеску, а затем объем этого раствора, необходимый для приготовления заданного раствора. Отмерить мерным цилиндром рассчитанный объем раствора кислоты.

Налить в мерную колбу емкостью 250 мл около половины ее объема воды и влить в нее (в случае серной кислоты тонкой струей) через воронку раствор кислоты, отмеренный мерным цилиндром. Смыть кислоту с воронки водой, взболтать раствор и охладить его до комнатной температуры. Долить колбу водой до метки, закрыть пробкой и хорошо перемешать. Вылить полученный раствор в сухой высокий цилиндр, определить ареометром его плотность и затем вылить в приготовленную склянку. Найти $w(\%)$, молярную и нормальную концентрации раствора. Сравнив вычисленную молярную концентрацию с заданной, установить точность выполнения опыта.

Пример 1. Приготовить 500 мл 0,1 М раствора дихромата калия $K_2Cr_2O_7$.

Решение. Молярная масса $K_2Cr_2O_7$ равна 294 г/моль. Рассчитаем по формуле массу $K_2Cr_2O_7$, необходимую для приготовления 500 мл 0,1 М раствора.

$$C = \frac{m}{M \cdot V}, \text{ отсюда } m = C \cdot M \cdot V$$

$$m = 0,1 \cdot 294 \cdot 0,5 = 14,7; m = 14,7 \text{ г}$$

Навеску 14,7 г $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ поместить в мерную колбу емкостью 500 мл, растворить соль в небольшом количестве воды, затем наполнить колбу водой до метки, закрыть пробкой и хорошо перемешать раствор.

Пример 2. Приготовить 200 мл 0,5 М раствора $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Решение: $M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г/моль}$. Рассчитаем массу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, необходимую для приготовления заданного раствора:

$$m = C \cdot M \cdot V = 0,5 \cdot 250 \cdot 0,2 = 0,25; m = 0,25 \text{ г}$$

Навеску 0,25 $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ поместить в мерную колбу емкостью 200 мл, растворить в небольшом количестве воды, затем наполнить колбу водой до метки, закрыть пробкой и хорошо перемешать.

3. Приготовление растворов определенной нормальной концентрации из твердого вещества и воды

Приготовить 250 мл 0,5 н. раствора хлорида бария BaCl_2 из $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и воды.

Рассчитать, какая масса $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ требуется для приготовления 250 мл 0,5 н. раствора хлорида бария.

Отвесить в предварительно взвешенном стаканчике эту массу соли на весах с точностью до 0,01 г. Взятую навеску всыпать через воронку в мерную колбу емкостью 250 мл и тщательно смыть дистиллированной водой с воронки оставшуюся на ней соль. Навеску в колбе растворить в малом объеме воды, долить в колбу воду до метки, закрыть пробкой и хорошо перемешать. Перелить полученный раствор в сухой высокий цилиндр и определить ареометром его плотность и $w(\%)$. Затем раствор вылить в склянку. Вычислить молярную и нормальную концентрации полученного раствора. Установить расхождение концентрации полученного раствора с заданной.

Пример 1. Определить нормальную концентрацию раствора, содержащего в 200 мл 1,96 г серной кислоты.

Решение. $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$; $\mathcal{E}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2 \text{ моль}$.

$$m_{\mathcal{E}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \cdot 1/2 = 49; m_{\mathcal{E}} = 49 \text{ г}$$

$$C_{\mathcal{E}} = \frac{1,96}{49 \cdot 0,2} = 0,2$$

Пример 2. Приготовить 250 мл 0,1 н. раствора K_2SO_4 . $M(\text{K}_2\text{SO}_4) = 174 \text{ г/моль}$, $\mathcal{E}(\text{K}_2\text{SO}_4) = 1/2 \text{ моль}$, $m_{\mathcal{E}}(\text{K}_2\text{SO}_4) = 174 \cdot 1/2 = 87 \text{ г}$.

Рассчитаем по формуле массу K_2SO_4 , необходимую для приготовления 250 мл 0,1 н. раствора:

$$C_{\mathcal{E}} = \frac{m}{m_{\mathcal{E}} \cdot V}; m = C_{\mathcal{E}} \cdot m_{\mathcal{E}} \cdot V = 0,1 \cdot 87 \cdot 0,25 = 2,175; m = 2,175 \text{ г}$$

Навеску 2,175 г K_2SO_4 поместить в мерную колбу емкостью 250 мл, растворить в небольшом количестве воды, затем наполнить колбу водой до метки, закрыть пробкой и хорошо перемешать.

Семинарское занятие № 9.

Электролитическая диссоциация. Реакции в растворах электролитов. Произведение растворимости. (3 часа)

Цель: изучить реакции в растворах электролитов, теорию электролитической диссоциации, рассмотреть особенности строения и свойств кислот, солей и оснований в свете теории диссоциации, изучить гидролиз солей, познакомиться с ионным произведением воды, водородным показателем

План занятия

1. Электролитическая диссоциация.
2. Реакции в растворах электролитов. Произведение растворимости.
3. Задачи и упражнения для контроля знаний.

1. Электролитическая диссоциация

Молекулы электролитов – кислот, оснований и солей – при растворении в полярных растворителях распадаются на заряженные частицы – ионы. Это явление называется *электролитической диссоциацией*.

Отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу растворенных молекул электролита называется *степенью диссоциации*. Обычно степень диссоциации выражают в процентах.

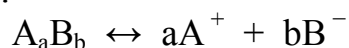
В зависимости от степени диссоциации электролиты разделяются на сильные, средние и слабые. Степень диссоциации сильных электролитов больше 30 %, средних – от 2 до 30 %, слабых – ниже 2 %.

При разбавлении раствора степень диссоциации увеличивается. Поэтому при сравнении силы электролитов необходимо брать растворы одинаковой нормальности. Для каждого электролита существует свой предел разбавления, в рамках которого концентрация ионов в единице объема увеличивается от разбавления вследствие увеличения степени диссоциации. Выше этого предела концентрация ионов уменьшается за счет сильного увеличения объема раствора.

Об относительной силе электролитов можно судить по электропроводности их растворов, а также по химической активности в некоторых реакциях.

Истинная степень диссоциации сильных электролитов в растворах любой концентрации равна 100 %. Однако вследствие электростатического притяжения противоположно заряженных ионов, которое особенно значительно в концентрированных растворах, активность ионов снижается и сильный электролит ведет себя так, как если бы он находился в состоянии неполной диссоциации. Поэтому диссоциацию сильных электролитов принято количественно характеризовать *кажущейся степенью диссоциации*.

Для всех остальных электролитов электролитическая диссоциация является процессом обратимым:



Поэтому в растворах электролитов имеет место равновесие между ионами и недиссоциированными молекулами. Константа равновесия этого обратимого процесса называется константой электролитической диссоциации:

$$K_{\text{дисс}} = [A^+]^a [B^-]^b / [A_aB_b],$$

где $[A^+]$ и $[B^-]$ – концентрация в растворе катионов и анионов в моль/л, $[A_aB_b]$ – концентрация недиссоциированных молекул в моль/л. Для данного электролита значение константы электролитической диссоциации постоянно при определенной температуре и в отличие от степени диссоциации не зависит от концентрации. Диссоциация электролитов в водных растворах сопровождается гидратацией ионов гидратацией ионов, т. е. взаимодействием их с полярными молекулами воды. Так, например, в воде по существу нет ионов Zn^{2+} или ионов Cr^{3+} , а образуются гидратированные комплексные ионы $[Zn(H_2O)_4]^{2+}$ и $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$. Дипольные молекулы воды взаимодействуют с ионами в растворе как за счет неподеленных электронных пар, так и за счет образования водородной связи.

Кислоты можно определить как электролиты, образующие при диссоциации в водных растворах в качестве катионов только ионы водорода, а основания – как электролиты, образующие в качестве анионов только гидроксид-ионы.

Многоосновные кислоты диссоциируют обычно постепенно (ступенчатая диссоциация):

1. $H_2SO_4 \leftrightarrow H^+ + HSO_4^-$
2. $HSO_4^- \leftrightarrow H^+ + SO_4^{2-}$,

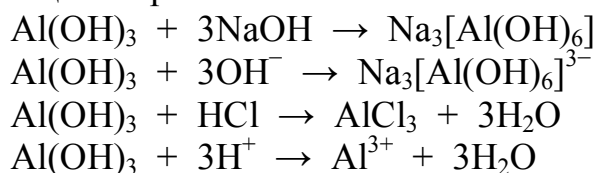
Причем на первой ступени степень диссоциации больше, чем на второй.

Ступенчатая диссоциация характерна и для оснований, содержащих несколько гидроксильных групп в молекуле:

1. $Mg(OH)_2 \leftrightarrow MgOH^+ + OH^-$
2. $MgOH^+ \leftrightarrow Mg^{2+} + OH^-$

Ступенчатость диссоциации кислот и оснований обуславливает возможность образования кислых и основных солей. Известны электролиты, которые при диссоциации образуют и ионы водорода и гидроксид-ионы. Такие соединения называют амфотерными.

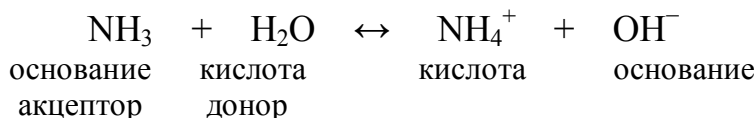
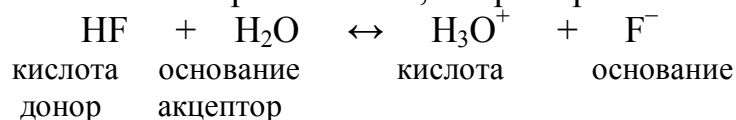
Практически амфотерность соединения можно определить по способности его образовывать соли как с кислотами, так и со щелочами. Примером амфотерного электролита может служить гидроксид алюминия $Al(OH)_3$. Уравнения реакций взаимодействия $Al(OH)_3$ с кислотой и с основанием без учета фактора гидратации могут быть представлены следующим образом:



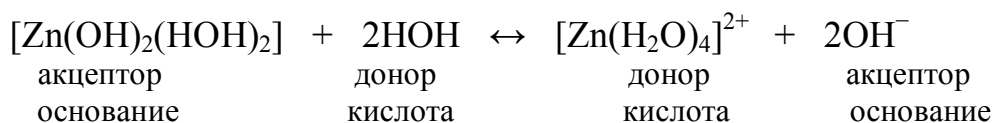
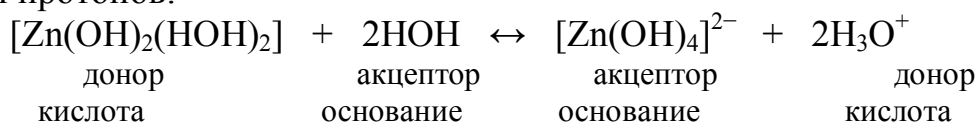
Согласно теории Бренстеда кислоты и основания объединяются в группу протолитов – веществ, способных отдавать или принимать протоны. С этой точки зрения кислота является донором протонов, а основание – акцептором протонов. Поэтому кислота и основание взаимно связаны, и в общей форме можно писать:



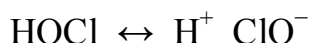
Такие системы называются сопряженными, например:



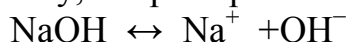
Эта теория хорошо объясняет амфотерность электролитов. В приведенных примерах вода является в одном случае основанием, в другом – кислотой. Амфотерным является тот гидроксид, который может быть и донором, и акцептором протонов:



Характер диссоциации гидроксидов ЭОН зависит от сравнительной степени полярности связей: Э – О, и О – Н, которая определяется в основном радиусом и зарядом иона элемента, образующего гидроксид. Если полярность связи Н – О больше полярности связи Э – О, гидроксид диссоциирует по кислотному типу, например:



Если полярность связи Н – О меньше полярности связи Э – О, гидроксид диссоциирует по основному типу, например:

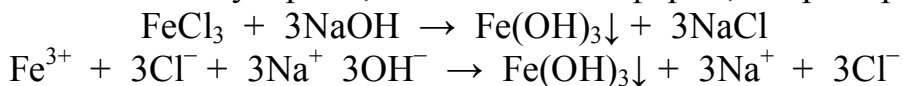


Если полярность связи Н – О примерно равна полярности связи Э – О, то гидроксид диссоциирует по амфотерному типу; например, простейшим амфотерным соединением является вода:

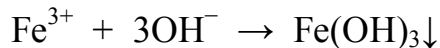


В растворах электролитов реагируют ионы растворенных веществ. Реакции между ионами направлены в сторону образования труднорастворимых или

малодиссоциированных веществ. Уравнения этих реакций могут быть представлены как в молекулярной, так и в ионной форме, например:



Исключая из ионного уравнения обозначения ионов, не вступивших в химическое взаимодействие (Na^+ и Cl^-), можно привести его к более простому виду:



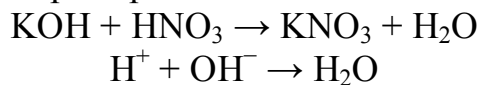
При составлении ионных уравнений реакций формулы сильных электролитов записывают в диссоциированном виде. Слабые электролиты и труднорастворимые вещества в ионных уравнениях, как в правой, так и в левой части равенства, пишут в виде недиссоциированных молекул. Раствор, в котором концентрация ионов H^+ и OH^- одинаковая, является *нейтральным*. Раствор с преобладанием ионов H^+ будет *кислым*, с преобладанием же ионов OH^- – *щелочным*. Кислотность и щелочность среды определяются с помощью реактивов, изменяющих свой цвет в зависимости от относительных концентраций ионов H^+ и OH^- . Эти реактивы называются *индикаторами*. В качестве индикаторов применяют лакмус, метиловых оранжевый, фенолфталеин и др.

2. Реакции в растворах электролитов. Произведение растворимости

Реакции, протекающие в растворах электролитов, сводятся к взаимодействию между ионами растворенных веществ. Реакции в растворах электролитов идут только в том случае, если в результате электростатического взаимодействия разноименно заряженных ионов образуются молекулы нового вещества: труднорастворимого, газообразного или малодиссоциированного. Если ни одно из таких веществ при реакции не образуется, то не происходит и самой реакции. К слабым электролитам относятся не только молекулы слабых кислот и оснований, но и их ионы, образующиеся при диссоциации по первой или второй ступени (например, HCO_3^- , HPO_4^{2-} , MgOH^+). Константа диссоциации их, как правило, меньше, чем константы диссоциации соответствующих им кислот и оснований. К слабым электролитам относятся и относительно прочные комплексные ионы.

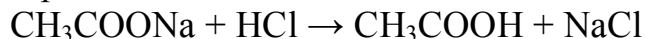
Реакции, идущие с образованием слабых электролитов

а) *Реакция нейтрализации*. Процесс взаимодействия гидроксид-ионов и ионов водорода с образованием слабого электролита – воды называется реакцией нейтрализации, например:

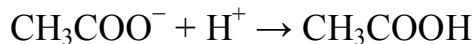


Образование 1 моль воды из ионов H^+ и OH^- при нейтрализации сильных кислот сильными основаниями сопровождается выделением 57, 54 кДж теплоты (теплота нейтрализации).

б) Реакции, идущие с образованием слабых кислот или оснований. Например:



или в ионной форме:

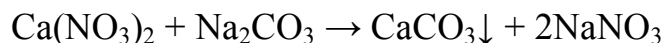


в) Реакции, сопровождающиеся образованием комплексного иона. Например:

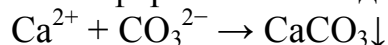


Реакции, идущие с образованием труднорастворимого вещества

Значительно чаще приходится иметь дело с образованием труднорастворимых веществ, которые удаляются из сферы реакции в виде осадка, например:

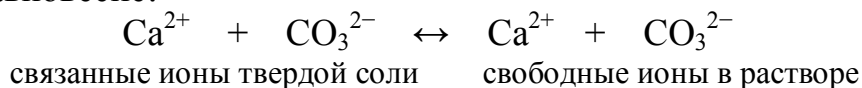


Уравнение реакции в ионной форме имеет вид:



Изучение равновесия в насыщенных растворах сильных электролитов (например солей) дает возможность выяснить условия, вызывающие образование или растворение осадков в этих растворах. При растворении кристаллов электролитов с ионной кристаллической решеткой в раствор переходят не молекулы, а ионы.

В насыщенном растворе какой-либо соли с осадком (например, CaCO_3) имеет место равновесие:



Переход ионов из твердой фазы в жидкую происходит только с поверхности и не зависит от количества твердого вещества.

Обозначим число грамм-ионов, переходящих в раствор за единицу времени с единицы поверхности, через k_1 . Эта величина будет выражать скорость перехода ионов в раствор, т. е. $v_1 = k_1$. Очевидно, величина v_1 будет зависеть только от природы вещества и температуры.

Обратный процесс – переход ионов из раствора в осадок – пропорционален их концентрации в растворе. Скорость этого процесса выражается равенством:

$$v_2 = k_2 [\text{Ca}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}],$$

где k_2 – коэффициент пропорциональности, равный скорости выделения ионов из раствора на единицу поверхности осадка при концентрациях Ca^{2+} и CO_3^{2-} , равных единице.

В момент равновесия

$$v_1 = v_2 \text{ и } k_1 = k_2 [\text{Ca}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}]$$

Перенеся величину k_2 в левую часть, получаем:

$$k_1 / k_2 = [\text{Ca}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}]$$

Из этого равенства видно, что произведение концентраций ионов в насыщенном растворе есть величина постоянная. Эта величина называется произведением растворимости и обычно обозначается буквами ПР:

$$\text{ПР}_{\text{CaCO}_3} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}]$$

Произведение растворимости характеризует растворимость твердого электролита при определенной температуре. Из двух однотипных солей меньшей растворимостью обладает та соль, для которой произведение растворимости меньше.

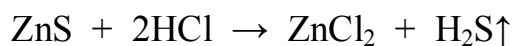
Следует, однако, отметить, что расчеты по формуле ПР будут точными только в следующих случаях: 1) когда растворимость солей очень мала и 2) когда раствор не содержит посторонних солей.

Изменяя концентрации ионов в насыщенном растворе, можно нарушить равновесие и вызвать осаждение или растворение осадка электролита.

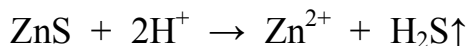
Осаждение вызывается увеличением концентрации ионов путем введения в раствор одноименных ионов.

Реакции, идущие с образованием газа

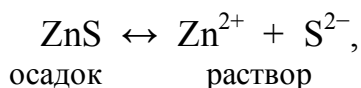
К этим реакциям относят в основном реакции, сопровождающиеся выделением водородных соединений неметаллов H_2S , HF , HCl , HI , NH_3 и др., например:



или в ионной форме:



Так как сульфид цинка плохо растворим в воде, в ионном уравнении реакции эту соль записывают в молекулярной форме. При этом, однако, помнят, что растворение сульфида цинка в соляной кислоте происходит за счет того, что между ZnS , находящимся в осадке, и растворенной его частью существует равновесие:



которое сдвигается вправо по мере связывания ионов S^{2-} в молекулы сероводорода.

3. Задачи и упражнения для контроля знаний

1. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций между водными растворами:
 - а) сульфата магния и гидроксида натрия
 - б) нитрата свинца (II) и хромата калия

- в) хлорида алюминия и нитрата свинца (I)
 г) хлорида кадмия и сульфита натрия.
- Написать уравнения электролитической диссоциации следующих веществ и показать, в каких случаях диссоциация идет ступенчато: AlCl_3 , $\text{Si}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_3PO_4 , H_2SO_3 , NaOH .
 - Написать уравнение последовательных стадий электролитической диссоциации угольной кислоты и выразить в общем виде их константы диссоциации.
 - Написать молекулярные и ионные уравнения реакций:

$$\text{CuCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$$

$$\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$$

$$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$$

$$\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$$
 - Выразить молекулярными уравнениями реакции:

$$\text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{PbSO}_4$$

$$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$$
 - Определить и сопоставить концентрации гидратированных ионов водорода в 0,1 н. растворах соляной и уксусной кислот.
 - Составить молекулярные и ионные уравнения реакций образования нерастворимых веществ: Ag_3PO_4 , HgCrO_4 , CaCO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, FeS .
 - Составить молекулярные и ионные уравнения реакций образования малодиссоциированных и летучих соединений: HCN , H_2S , H_2SO_3 , NH_4OH , H_2CO_3 .
 - Сколько граммов BaCO_3 содержится в 5л раствора, насыщенного при 25°C ?
 - В 500мл насыщенного раствора содержится $0,94 \cdot 10^{-3}\text{г}$ AgCl . Вычислите произведение растворимости этой соли.

Семинарское занятие № 10.

Ионное произведение воды. Водородный показатель.

Гидролиз солей (3 часа)

Цель: познакомиться с ионным произведением воды, водородным показателем, изучить гидролиз солей.

План занятия

- Ионное произведение воды.
- Водородный показатель.
- Гидролиз солей.
- Задачи и упражнения для контроля знаний.

1. Ионное произведение воды

Вода является слабым электролитом и в очень незначительной степени диссоциирует на ионы:



Константа диссоциации воды при 22 °С равна:

$$K_{\text{дисс}} = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}] = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

Уравнение для константы диссоциации воды можно записать следующим образом:

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

Так как степень диссоциации воды очень мала, то в уравнении концентрацию недиссоциированных молекул воды $[\text{H}_2\text{O}]$ можно считать величиной постоянной. Следовательно, и произведение $K_{\text{дисс}} [\text{H}_2\text{O}]$ является величиной постоянной: $K_{\text{в}} = [\text{H}^+] [\text{OH}^-]$. Из уравнения следует, что для воды произведение концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов есть величина постоянная (при постоянной температуре). Эта величина называется ионным произведением воды и обозначается $K_{\text{в}}$. Добавление к воде кислот, щелочей и солей смещает равновесие: $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$, но как бы ни менялись концентрации ионов и ионов в растворе, произведение их остается величиной постоянной (при данной температуре).

Следовательно, ионное произведение воды является величиной постоянной не только для чистой воды, но и для разбавленных водных растворов любых веществ.

Численное значение при комнатной температуре (22 – 24 °С):

$$K_{\text{в}} = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Поэтому, зная концентрацию одного из ионов, легко рассчитать концентрацию второго иона:

$$[\text{H}^+] = 10^{-14} / [\text{OH}^-] \text{ моль/л}; \quad [\text{OH}^-] = 10^{-14} / [\text{H}^+] \text{ моль/л}$$

Таким образом, реакция водного раствора может быть количественно охарактеризована концентрацией только одного из ионов воды: нейтральная среда: $[\text{H}^+] = 10^{-7}$ моль/л; кислая среда: $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ моль/л; щелочная среда: $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ моль/л.

2. Водородный показатель

Так как $[\text{H}^+]$ меняется в очень широких пределах, то реакцию среды удобнее выражать в логарифмической шкале, вводя так называемый водородный показатель – рН.

Водородным показателем называется десятичный логарифм концентрации ионов водорода, взятый с обратным знаком:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$$

Исходя из значения рН, реакция среды может быть охарактеризована следующим образом: нейтральная среда: рН = 7; кислая среда: рН < 7; щелочная среда: рН > 7.

Для определения реакции среды пользуются индикаторами. *Индикаторами называются вещества, которые меняют свою окраску в зависимости от рН среды.* Эти изменения происходят в определенном интервале рН, который называется *интервалом перехода индикатора.* Особенно удобно пользоваться *универсальным индикатором.* Универсальный индикатор представляет собой раствор смеси различных индикаторов. В зависимости от рН раствора индикатор принимает характерную окраску.

Более точные методы определения рН описаны в учебных пособиях по аналитической химии и физической химии.

3. Гидролиз солей

Растворение многих веществ часто сопровождается химическим взаимодействием их с растворителем. *Реакции взаимодействия между составными частями молекул растворителя и растворенного вещества называют сольволизом (для воды – гидролизом).*

Гидролизу могут подвергаться химические соединения различных классов: соли, углеводы, белки, эфиры, жиры и т. д. В неорганической химии чаще всего приходится встречаться с гидролизом солей.

В химически чистой воде концентрация ионов водорода и гидроксид-ионов одинакова, вследствие чего вода имеет нейтральную реакцию. При растворении многих солей в воде их ионы, образующиеся в результате диссоциации, вступают во взаимодействие с ионами воды; при этом может произойти связывание ионов H^+ или ионов OH^- ионами соли с образованием малодиссоциирующих соединений.

Процесс взаимодействия ионов растворенной соли с водой, приводящей к образованию слабых электролитов, называется гидролизом соли.

В результате гидролиза смещается равновесие электролитической диссоциации воды: $H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$, и поэтому растворы большинства солей имеют кислую или щелочную реакцию.

Различают три случая гидролиза солей.

1. *Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой* (например, CH_3COONa , KCN , K_2CO_3 , Na_2S). Гидролиз этих солей обусловлен связыванием ионов водорода в слабый электролит. Так гидролиз ацетата натрия протекает до тех пор, пока не установится равновесие:

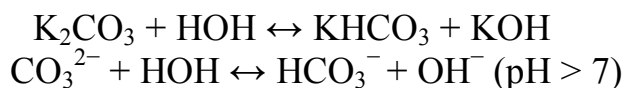


или в ионном виде:

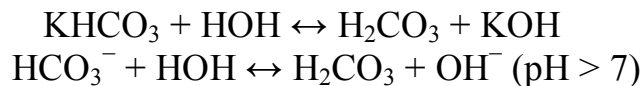


Соли, образованные сильным основанием и слабой многоосновной кислотой, гидролизуются ступенчато, с образованием кислых солей. Примером ступенчатого гидролиза может служить гидролиз карбоната калия.

Первая ступень:



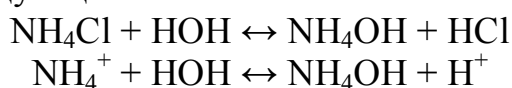
Вторая ступень:



Более сильно выражен гидролиз по первой ступени. Это объясняется тем, что ион HCO_3^- является более слабым электролитом, чем молекула H_2CO_3 . Во всех рассмотренных ими случаях связываются ионы водорода воды и образуется избыток свободных гидроксид-ионов.

Растворы солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой, имеют щелочную реакцию вследствие гидролиза (pH > 7).

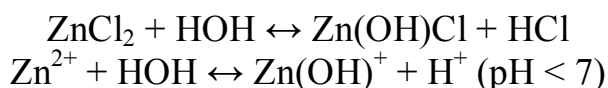
2. Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой (например, NH_4Cl , CuSO_4 , ZnCl_2). Гидролиз этих солей обусловлен связыванием гидроксид-ионов воды в слабый электролит. Так, гидролиз хлорида аммония можно представить следующей схемой:



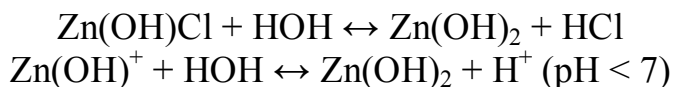
Если соль образована многозарядным катионом, гидролиз протекает ступенчато, с образованием основных солей.

Например, гидролиз хлорида цинка ZnCl_2

Первая ступень:



Вторая ступень:



При обычных условиях гидролиз практически заканчивается на первой ступени. *Растворы солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой, имеют кислую реакцию, вследствие гидролиза (pH < 7).*

В рассмотренных случаях гидролиз является процессом обратимым.

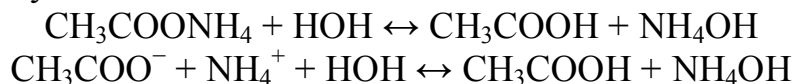
Отношение числа гидролизованных молекул соли к общему числу молекул соли, находящихся в растворе, называется степенью гидролиза (h). Степень гидролиза увеличивается с повышением температуры и с разбавлением раствора.

Во многих случаях степень гидролиза соли очень мала. Так, например, при температуре 25 °С в 0,1 н. растворах степень гидролиза будет равна для: ацетата натрия CH_3COONa – 0,007 %, цианида калия KCN – 1,2 %.

Приведенные данные показывают также, что степень гидролиза соли зависит от константы диссоциации, образующей ее кислоты. Гидролиз будет тем интенсивнее, чем слабее кислота.

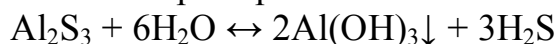
3. Соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием. Соли этого типа гидролизуются в наиболее высокой степени, так как их ионы одновременно связывают ионы водорода и гидроксид-ионы воды, сдвигая

равновесие диссоциации воды. Например, гидролиз ацетата аммония выражается следующей схемой:



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.

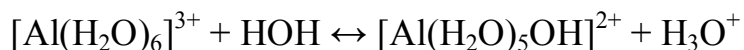
Соли, образованные очень слабой кислотой и очень слабым основанием, гидролизуются необратимо. Например:



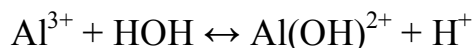
Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, не подвергаются гидролизу, так как при их взаимодействии с водой не могут быть получены слабые электролиты.

В системе $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ равновесие не нарушается, поэтому в растворах этих солей pH = 7.

Согласно современным данным, гидролиз является процессом более сложным. В результате гидролиза образуются гидроксоаквокомплексы. Поэтому простые записи уравнений реакций гидролиза являются в общем случае условными. Установлено, что гидролиз солей можно рассматривать как результат поляризационного взаимодействия ионов с их гидратной оболочкой. Так, например, ионное уравнение гидролиза по первой ступени должно быть следующим:



условно:



4. Задачи и упражнения для контроля знаний

1. Объясните, почему при добавлении к насыщенному раствору BaSO_4 гипсовой воды (насыщенный раствор CaSO_4) наблюдается образование осадка.
2. Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу: Na_2CO_3 , NaBr , K_2CO_3 , CuSO_4 , KNO_3 ? Ответить на вопрос, не составляя уравнение реакции.
3. Какова реакция растворов следующих солей: KCl , AlCl_3 , K_2S , ZnSO_4 , NaCN , NaNO_3 ? Дать объяснение. Написать соответствующее ионное уравнение реакции.
4. Составить ионное уравнение гидролиза Na_2CO_3 по ступеням. По какой ступени степень гидролиза наибольшая? Ответ мотивировать.
5. При смешивании растворов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и Na_2S в осадок выпадает $\text{Al}(\text{OH})_3$. Объяснить причину и привести соответствующее уравнение реакции.
6. Найти H^+ и OH^- ионов и указать реакцию среды раствора при pH = 3 и 10.

7. Концентрация ионов водорода в растворе равна $2,5 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Определить рН раствора.
8. Какова концентрация ионов водорода в растворе, рН которого 2,4?
9. Вычислить рН 0,1 н. раствора CH_3COOH . Степень диссоциации $\alpha = 1,3 \%$.

Семинарское занятие № 11. Окислительно-восстановительные реакции (3 часа)

Цель: рассмотреть отличительные особенности окислительно-восстановительных реакций, их направленность и закономерности протекания.

План занятия

1. Реакции окисления восстановления.
2. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
3. Задачи и упражнения для контроля знаний.

1. Реакции окисления-восстановления

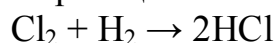
Различают две группы химических реакций: реакции, протекающие без изменения степени окисления, и реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов элементов.

Реакции, идущие с изменением степени окисления, называют окислительно-восстановительными.

Изменение степени окисления атомов элементов вызывается переходом электронов от одних атомов или ионов к другим, или смещением электронов.

При окислительно-восстановительных реакциях всегда изменяется степень окисления атомов элементов, а валентность может меняться или оставаться без изменений.

Так, например, в результате реакции



валентность атомов хлора и водорода не изменяется, а степень окисления изменяется. В реакции



изменяется валентность и степень окисления атомов марганца, изменяется степень окисления атомов хлора, но не изменяется их валентность.

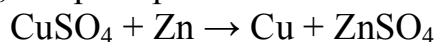
Окисление какого-либо атома в молекуле характеризуется повышением его степени окисления, и, наоборот, восстановление атома – уменьшением его степени окисления.

Вещество, атомы или ионы которого отдают электроны, т. е. окисляются, называются восстановителем.

Вещество, атомы или ионы которого присоединяют электроны, т. е. восстанавливаются, называют окислителем.

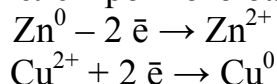
Окисление невозможно без протекающего одновременно с ним восстановления, и восстановление одного вещества невозможно без

одновременного окисления другого вещества. Примером процессов окисления-восстановления могут служить реакции вытеснения металлов из растворов их солей другими металлами, например:



В этой реакции атомы цинка теряют 2 электрона, в то время как ионы меди (II) приобретают 2 электрона, переходя в электронейтральные атомы.

Процесс перемещения электронов можно представить с помощью электронных уравнений (схемы электронного баланса):



В этой реакции атом цинка окисляется, являясь восстановителем, ион же меди восстанавливается и играет роль окислителя.

Восстановителями могут быть:

- а) нейтральные атомы всех элементов, кроме атомов фтора и некоторых инертных газов. Наиболее энергичными восстановителями из них являются атомы с малым ионизационным потенциалом;
- б) атомы неметаллов в отрицательной степени окисления; их восстановительная способность при одинаковой степени окисления возрастает с увеличением условного радиуса иона. Так, в ряду Cl^- , Br^- , I^- восстановительная активность растет;
- в) атомы элементов в промежуточной положительной степени окисления, например Fe^{+2} , Sn^{+2} и др.

Окислителями могут быть:

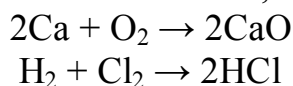
- а) нейтральные атомы неметаллов. Наиболее сильными окислителями являются элементы главных подгрупп VII и VI групп, т. е. элементы, атомы которых обладают большим сродством к электрону;
- б) атомы элементов в промежуточной положительной степени окисления;
- в) атомы элементов в высшей положительной степени окисления.

Для составления уравнений реакций окисления-восстановления необходимо знать формулы веществ, участвующих и получающихся в результате реакции.

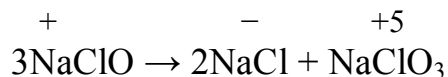
2. Классификация окислительно-восстановительных реакций

Реакции окисления-восстановления можно подразделить на три группы.

1. *Реакции межатомного или межмолекулярного окисления-восстановления.* Сюда относят такие реакции, в которых обмен электронами происходит между различными атомами, молекулами или ионами, например:

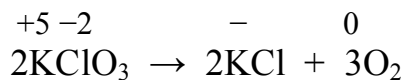


2. *Реакции самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования).* В этом случае одни и те же атомы, молекулы и ионы играют роль и окислителя, и восстановителя. Например, при реакции:



изменяется степень окисления лишь у хлора. Очевидно, атомы Cl^+ из молекул NaClO будут отдавать, и принимать электроны.

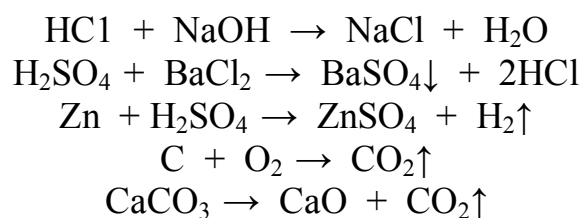
3. *Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления.* Сюда относят реакции, в которых переход электронов происходит внутри одной и той же молекулы. Например, при реакции



атом Cl^{+5} – окислитель – приобрел шесть электронов и превратился в ион Cl^- , а восстановитель – атом O^{-2} – отдал два электрона и превратился в электронейтральный атом кислорода.

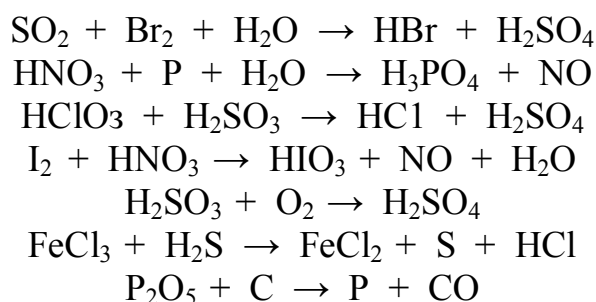
3. Задачи и упражнения для контроля знаний

1. Указать, какие из следующих реакций являются окислительно-восстановительными:

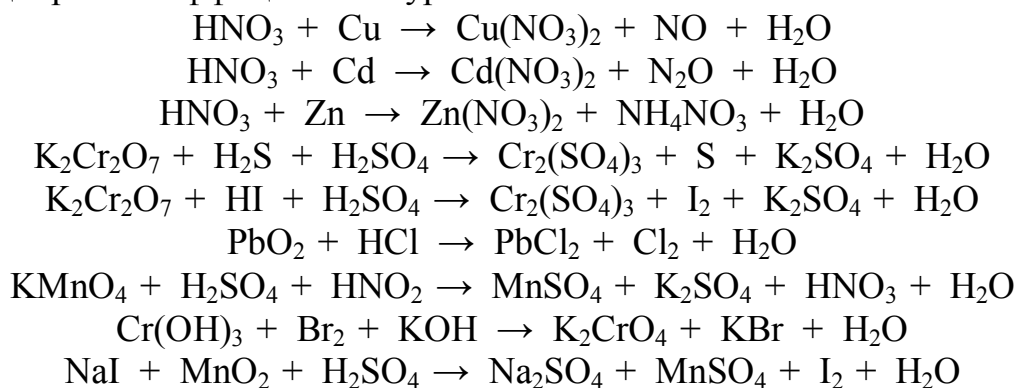


Могут ли быть окислительно-восстановительными реакции разложения, соединения, замещения и обмена?

2. Подобрать коэффициенты в приводимых ниже уравнениях и указать окислитель и восстановитель:



3. Подобрать коэффициенты в уравнениях:



- $$\text{PbO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{PbSO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$$
4. Подобрать коэффициенты в уравнениях:
- $$\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{SO}_4$$
- $$\text{FeS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$$
- $$\text{FeS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- $$\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO}_2$$
- $$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- $$\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{NaCl}$$

Лабораторно-практическое занятие № 12. Химия биогенных элементов VII А группы (3 часа)

Цель: изучить особенности строения и свойств галогенов и их соединений.

План занятия

- I. Теоретический практикум.
- II. Лабораторный практикум.

I. ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ ПРАКТИКУМ

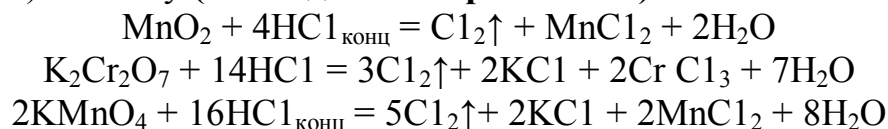
1. Составьте сравнительную характеристику элементов VII А, основываясь на строении их атомов.
2. Укажите общие принципы получения галогенов из их природных соединений и иллюстрируйте ответ уравнениями химических реакций.
3. Приведите примеры соединений хлора, проявляющих: а) только окислительные свойства, б) только восстановительные, в) окислительные и восстановительные свойства. Составьте уравнения соответствующих реакций.
4. В виде каких соединений бром встречается в природе? Какими способами можно получить бром? Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения взаимодействия раствора бромоводородной кислоты с: а) MnO_2 , б) Cl_2 .
5. Как получают фтороводород? Почему раствор фтороводорода в воде является значительно более слабой кислотой, чем растворы остальных галогеноводородов? Почему нельзя сохранять HF в стеклянных и кварцевых сосудах? Составьте уравнения соответствующих реакций.
6. Сколько литров хлора (при н.у.) получится при взаимодействии хлороводородной кислоты с перманганатом калия массой 100 г?
7. Сколько потребуется оксида марганца (IV), чтобы выделившийся при его взаимодействии с хлороводородной кислотой хлор при пропускании через раствор гашеной извести дал $\text{Ca}(\text{OCl})_2$ массой 1,43 г?

II. ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ

1. Получение хлора

а) В три пробирки насыпать понемногу следующих веществ: в первую — оксида марганца (IV), во вторую – дихромата калия, в третью – перманганата

калия. В каждую пробирку прилить по 1 мл концентрированной HCl ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$). Содержимое первой и второй пробирок слегка подогреть. Наблюдать происходящие процессы. Определить выделяющийся газ по цвету (на фоне белой бумаги) и запаху (**соблюдать осторожность!**).



б) Собрать прибор по рисунку для получения хлора (рис. 32).

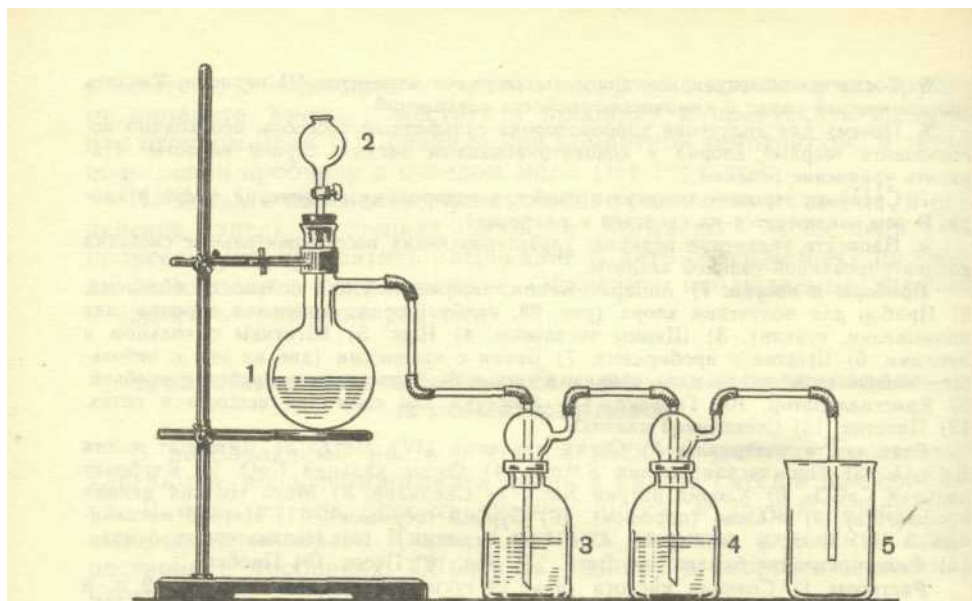


Рис. 32. Прибор для получения хлора:

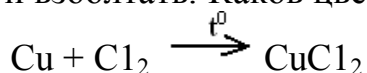
1 – колба Вюрца; 2 – капельная воронка; 3, 4 – промывные склянки;
5 – сосуд для собирания хлора.

В промывную склянку 3 наливают воду для очистки хлора от примеси хлороводорода, в промывную склянку 4 наливают концентрированную серную кислоту для осушения газа.

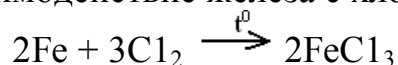
В колбу насыпать KMnO_4 , в капельную воронку налить концентрированную HCl. Слегка приоткрывая кран воронки, приливать по каплям концентрированную HCl в колбу Вюрца. Выделяющимся газом наполнить пять банок и закрыть их стеклянными пластинками (на дно двух банок насыпать небольшой слой песка). Оставить сосуды для следующих опытов. По окончании работы с прибором газоотводную трубку опустить в стакан с концентрированным раствором щелочи.

2. Взаимодействие хлора с металлами

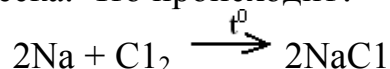
а) Накалить в пламени горелки пучок тонких медных проволочек и тотчас опустить их в сосуд с хлором. Что происходит? После остывания сосуда налить в него немного воды и взболтать. Каков цвет полученного раствора?



б) В железной ложечке сильно нагреть немного порошка железа и понемногу высыпать в сосуд с хлором, на дно которого насыпан небольшой слой песка. Наблюдать взаимодействие железа с хлором.

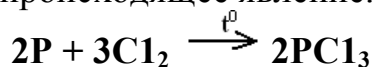


в) Отрезать небольшой кусочек металлического натрия (величиной с горошину), отжечь его фильтровальной бумагой для удаления следов керосина, расплавить в железной ложечке и внести в сосуд с хлором, на дне которого насыпан небольшой слой песка. Что происходит?



3. Взаимодействие хлора с неметаллами

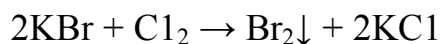
Положить в ложечку для сжигания немного красного фосфора и внести в сосуд с хлором. Наблюдать происходящее явление.



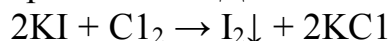
4. Получение брома и иода

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

а) К раствору KBr приливать по каплям свежеприготовленную хлорную воду. Наличием какого вещества обусловлена окраска раствора? Добавить к раствору 1 мл бензола. Энергично встряхнуть содержимое пробирки. Отметить цвет раствора и слоя бензола. Сделать вывод о растворимости брома в воде и в органическом растворителе.



б) В пробирку налить 2-3 мл раствора KI и прибавлять по каплям свежеприготовленную хлорную воду. Наблюдать за происходящими явлениями. Затем добавить в пробирку 1 мл бензола. Энергично встряхнуть содержимое пробирки. Что происходит? Дать объяснение.



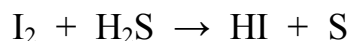
5. Свойства иода

а) Поместить в сухую пробирку кристаллик иода. Дно пробирки слегка нагреть в пламени горелки. Затем охладить на воздухе. Наблюдать за изменением цвета и агрегатного состояния возгоняющегося иода при охлаждении.

б) Положить в пробирку несколько кристалликов иода, прилить к ним 5-10 мл воды и сильно взболтать. Отметить цвет жидкости. Хорошо ли растворяется иод в воде? К водному раствору с нерастворившимися кристалликами иода добавить несколько капель раствора KI . Записать наблюдения.

в) Испытать растворимость иода в этиловом спирте, для этого 1 кристаллик иода опустить в 1-2 мл спирта, налитого в пробирку. Отметить цвет раствора.

г) К 2-3 мл сероводородной воды добавлять при взбалтывании равный объем водного раствора иода. Отметить признаки химической реакции взаимодействия между иодом и сероводородной водой. Написать уравнение реакции.



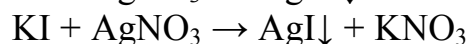
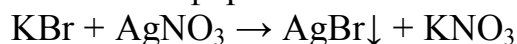
На основании проведенных опытов сделать вывод о свойствах иода.

6. Восстановительные свойства галогеноводородов

В три сухие пробирки положить по 1 г измельченных KCl, KBr и KI и прилить в каждую пробирку одинаковые объемы (по 2-3 мл) концентрированной H₂SO₄. Наблюдать появление белых паров в первый момент во всех трех пробирках. Каков состав выделяющихся веществ? Следить за дальнейшими изменениями веществ в пробирках. Объяснить происходящие явления. Сравнить восстановительные свойства HBr и HI. Написать уравнения реакций окисления HBr и HI концентрированной серной кислотой. Расположить галогеноводороды в порядке возрастания их восстановительной активности.

7. Реакции на ионы Br⁻ и I⁻

Испытать в отдельных пробирках действие ионов Ag⁺ на растворы бромида и иодида. Отметить цвет и характер осадков. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.



Лабораторно-практическое занятие № 13. Химия биогенных элементов VI А группы (3 часа)

Цель: изучить особенности строения элементов VI группы главной подгруппы, рассмотреть особенности строения и свойств серы и ее соединений.

План занятия

- I. Теоретический практикум.
- II. Лабораторный практикум.

I. ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ ПРАКТИКУМ

1. Сравнить свойства серы и хлора. Какой из этих элементов является более типичным неметаллом?
2. Приведите примеры реакций, в которых сера играет роль окислителя, восстановителя.
3. Осуществите превращения:
а) $SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 \rightarrow Ba(OH)_2$
б) $S \rightarrow H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow NaHSO_3$

Напишите уравнения соответствующих химических реакций.

4. Чем отличается действие концентрированной серной кислоты на металлы от действия разбавленной кислоты? Приведите примеры.
5. Объяснить, почему H_2S и ее соли проявляют только восстановительные свойства. Закончите уравнения реакций и подберите к ним коэффициенты, используя ионно-электронный метод
 - а) $\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr} +$
 - б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} +$
6. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций взаимодействия: а) разбавленной серной кислоты с железом, цинком; б) концентрированной серной кислоты с углеродом, медью. Объясните, почему эти реакции протекают по-разному.
7. Сульфид цинка массой 97 г подвергли обжигу, получившийся газ окислили и продукт окисления растворили в 120 мл воды. Определите процентную концентрацию по массе полученного раствора.
8. Серный колчедан содержит 45 % серы. Сколько потребуется его для получения 500 г. 96 % - ного раствора серной кислоты?

II. ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ

1. Взаимодействие серы с железом

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

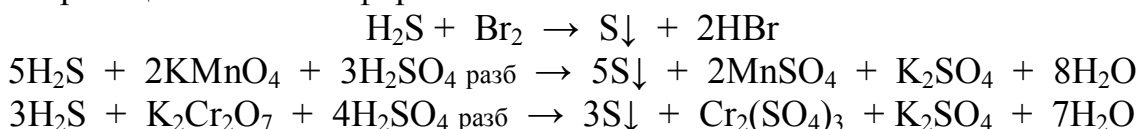
Для опыта следует взять порошок восстановленного железа и серы. Приготовить 3,5 г смеси, содержащей эквивалентные количества серы и железа. Смесь тщательно перемешать стеклянной палочкой. Высыпать полученную смесь в пробирку, укрепить ее вертикально в штативе. Нагреть слегка всю смесь, а затем сильно греть в одном месте у дна пробирки. Как только смесь раскалится, горелку отставить.

Наблюдать за протеканием реакции. Какое вещество образовалось в результате реакции? Отметить его цвет.



2. Восстановительные свойства сероводорода

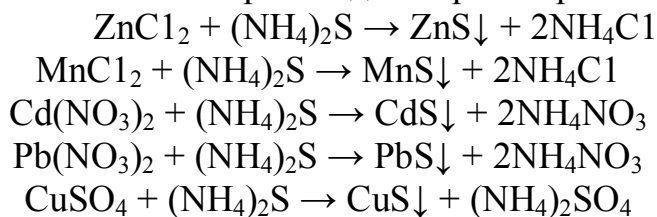
Подействовать сероводородной водой на бромную воду и на подкисленные растворы перманганата калия и дихромата калия. Какие внешние признаки протекания химических реакций вы наблюдаете? Составить уравнения реакций в ионной форме.



3. Получение и свойства сульфидов металлов

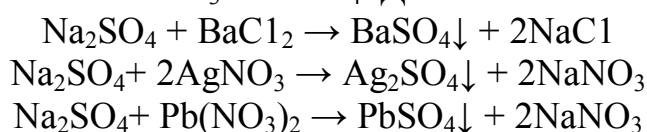
Из растворимых солей цинка, марганца, кадмия, свинца, меди получить осадки сульфидов, используя в качестве осадителя сульфид аммония. Отметить цвет образующихся осадков. Написать уравнения реакций в ионной форме.

Взяв небольшие порции осадков, подействовать на них соляной кислотой. Отметить, какие осадки растворились. Дать объяснение наблюдаемым явлениям, пользуясь значениями произведения растворимости сульфидов.



4. Реакция на ион SO_4^{2-}

Пользуясь таблицей растворимости солей, установить, какие катионы могут являться реактивами на ион SO_4^{2-} . Провести соответствующие реакции, отметить цвет и вид осадков. Испытать отношение полученных осадков к HCl . Сравнить действие HCl на BaSO_3 и BaSO_4 . Дать объяснение.



Лабораторно-практическое занятие № 14. Химия биогенных элементов V А группы (3 часа)

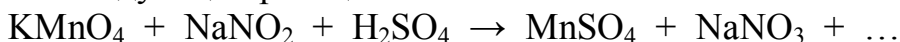
Цель: изучить особенности строения элементов V А группы, рассмотреть применение и свойства основных соединений элементов V А.

План занятия

- I. Теоретический практикум.
- II. Лабораторный практикум.

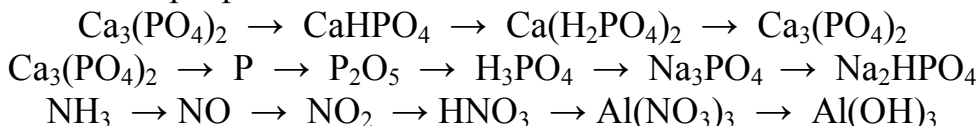
I. ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ ПРАКТИКУМ

1. Объясните способность азота проявлять не только восстановительные, но и окислительные свойства. Составьте уравнения реакций взаимодействия азота: а) с литием; б) с алюминием; в) бором; г) кислородом. Укажите условия их протекания.
2. Почему атомы большинства р-элементов-неметаллов способны к реакциям диспропорционирования? Используя ионно-электронный метод, расставьте коэффициенты в реакции взаимодействия белого фосфора с горячим раствором гидроксида калия: $\text{P} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}(\text{H}_2\text{PO}_2) + \text{PH}_3$
3. Укажите формулы оксидов азота, назовите их. Какие из этих оксидов являются солеобразующими? Составьте уравнения реакций их получения и взаимодействия с водным раствором гидроксида натрия.
4. Объясните, почему азотная кислота проявляет только окислительные свойства, а азотистая и ее соли – окислительно-восстановительную двойственность? С помощью ионно-электронного метода закончите уравнения следующих реакций:





5. Напишите уравнения реакций термического разложения нитратов калия, свинца (II), серебра (I). Для окислительно-восстановительных реакций составьте электронные уравнения.
6. Какой объем, приведенный к н.у., будет занимать аммиак, полученный из смеси 50 г. хлорида аммония с 70 г. гашеной извести?
7. Какое количество нитрата цинка получится при взаимодействии цинка с 70 мл 94 % - ного раствора азотной кислоты ($\rho = 1,49 \text{ г/см}^3$)?
8. Осуществите превращения:

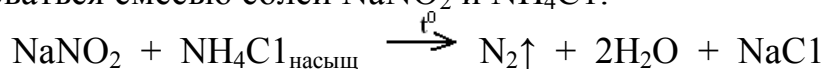


Укажите условия протекания процесса.

II. ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ

1. Получение азота и его свойства

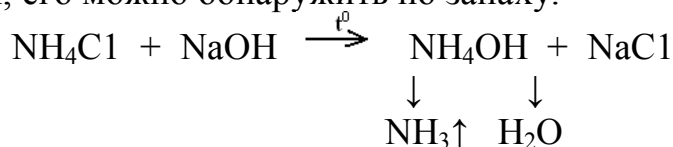
Положить в пробирку 2 г измельченного нитрита натрия и прилить 4-5 мл насыщенного раствора хлорида аммония. Закрывать пробирку пробкой с газоотводной трубкой, закрепить в штативе и осторожно нагревать. Через 1-2 мин. после начала реакции (почему?) собрать выделяющийся газ в цилиндр (широкую пробирку) над водой. После наполнения цилиндра газом закрыть его стеклянной пластинкой и вынуть из ванны. Объяснить, почему вместо NH_4NO_2 можно пользоваться смесью солей NaNO_2 и NH_4Cl .



Охарактеризовать физические свойства азота. В цилиндр (пробирку) с азотом внести горящую лучинку (что происходит?) или влить известковую воду и взболтать. Изменяется ли известковая вода?

2. Реакция на ион аммония

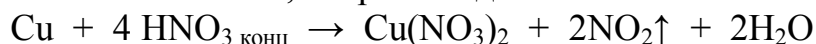
В пробирку налить немного раствора соли аммония, например NH_4Cl , прибавить 1-2 мл раствора NaOH и нагреть. Поднести к отверстию пробирки, не касаясь ее стенок, смоченную водой индикаторную бумажку. Как изменился ее цвет? Так как из всех газов только аммиак с водой образует щелочь, то изменение цвета индикаторной бумажки в парах указывает, что в растворе присутствует ион NH_4^+ . В том случае, когда объем выделяющегося аммиака довольно большой, его можно обнаружить по запаху.



3. Получение оксида азота (IV)

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

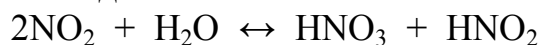
В колбу Вюрца положить немного медных стружек, в капельную воронку налить 5-10 мл концентрированной HNO_3 . Кислоту вливать в колбу небольшими порциями. Собрать выделяющийся газ в цилиндр и пробирку и закрыть их стеклянной пластинкой, сохранить для опыта №4. Какой цвет газа?



4. Свойства оксида азота (IV)

(Опыт проводить в вытяжном шкафу)

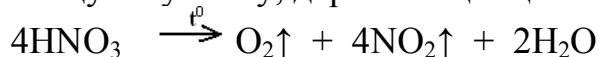
Опустить цилиндр (пробирку) с оксидом азота (IV), полученным в опыте №3 в ванну с водой и снять стеклянную пластинку. Что происходит? Когда уровень воды в цилиндре перестанет изменяться, закрыть цилиндр стеклянной пластинкой и вынуть из ванны. Испытать полученный раствор индикаторной бумажкой. Объяснить наблюдаемые явления.



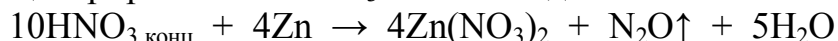
5. Свойства азотной кислоты

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

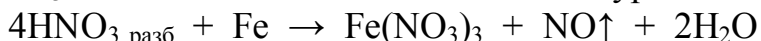
а) Разложение при нагревании. Налить 1-2 мл HNO_3 , в пробирку и укрепить последнюю вертикально в штативе. Не сильно нагреть кислоту. Внести в пробирку тлеющую лучинку, держа ее щипцами. Что наблюдается?



б) Действие концентрированной азотной кислоты на металлы. В одну пробирку положить кусочек цинка, в другую — кусочек олова и затем прибавить концентрированной HNO_3 . Какой выделяется газ?



в) Действие разбавленной азотной кислоты на металлы. Положить в пробирку немного железных опилок или стружек и прибавить умеренно разбавленной HNO_3 . Какой выделяется газ? Написать уравнение реакции.



г) В одну пробирку положить кусочек цинка, во вторую — кусочек олова и прилить в обе пробирки сильно разбавленную HNO_3 . В течение нескольких минут жидкость взбалтывать, затем слить раствор с непрореагировавшего металла и доказать наличие в растворе иона NH_4^+ .



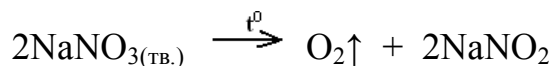
д) Пассивирование алюминия «дымящей» азотной кислотой. В пробирку налить немного 2 н. раствора HCl и погрузить в нее кусочек алюминия. Что наблюдается? Затем вынуть кусочек алюминия из кислоты, промыть его водой и, протерев фильтровальной бумагой, опустить в HNO_3 . Через 3-4 мин

осторожно вынуть алюминий и, промыв его водой (не встряхивать!), снова погрузить в HCl. Выделяется ли теперь водород? Дать объяснение.

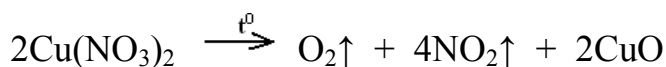
6. Разложение нитратов при нагревании

(Опыты б) и в) проводить в вытяжном шкафу)

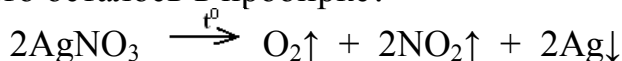
а) Прокалить в пробирке, закрепленной в штативе, около 1 г NaNO_3 . Наблюдать выделение газа. Доказать, какой выделяется газ и какое вещество остается в пробирке.



б) Несколько кристалликов $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ поместить в пробирку, закрепить ее горизонтально в штативе и сильно нагревать. Отметить, какие изменения происходят с солью. Какие выделяются газы? Что остается в пробирке после опыта?



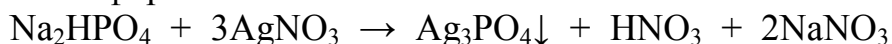
в) Накалить в пробирке несколько кристалликов AgNO_3 . Какие выделяются газы? Что осталось в пробирке?



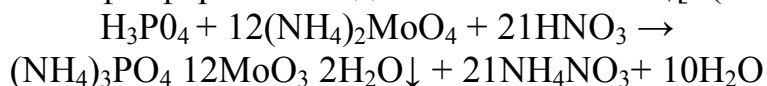
Сравнить результаты опытов и указать, как зависит характер разложения нитратов от активности металлов, входящих в их состав. Объяснить, почему при нагревании этих солей образуются различные продукты.

7. Реакции на ионы фосфорных кислот

а) К раствору гидрофосфата натрия прилить раствор AgNO_3 . Что представляет собой выпавший осадок? Каков его цвет? Испытать отношение осадка к раствору азотной кислоты. Написать соответствующие уравнения реакций в ионной форме.



б) К небольшому объему раствора молибдата аммония, подкисленного раствором HNO_3 , прибавить несколько капель раствора H_3PO_4 или ее соли. Смесь нагреть. В присутствии PO_4^{3-} наблюдается появление желтого осадка фосфоромолибдата аммония $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{MoO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ или $(\text{NH}_4)_3\text{H}_4[\text{P}(\text{Mo}_2\text{O}_7)_6]$, т.е. аммонийная соль фосфоромолибденовой кислоты $\text{H}_7[\text{P}(\text{Mo}_2\text{O}_7)_6]$.



или



Лабораторно-практическое занятие № 15.

Химия биогенных элементов IV А группы (3 часа)

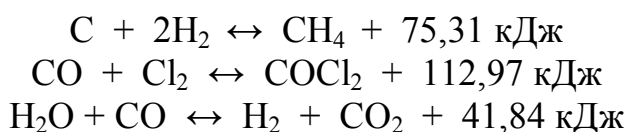
Цель: изучить особенности строения и свойств элементов IV группы, выявить различия в строении атомов элементов главной и побочной подгруппы, раскрыть биологическую роль углерода и кремния.

План занятия:

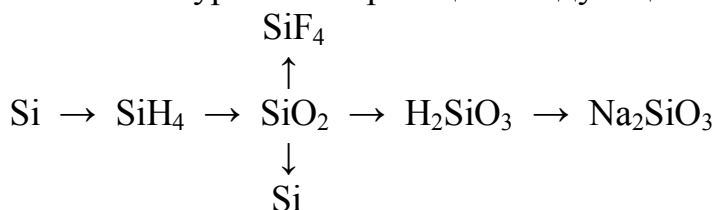
- I. Теоретический практикум.
- II. Лабораторный практикум.

I. ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ ПРАКТИКУМ

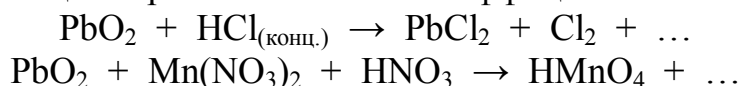
1. Как изменяются устойчивые степени окисления и свойства элементов IVА с ростом порядкового номера? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций углерода и свинца с концентрированной серной кислотой при нагревании.
2. Объясните, почему углерод обладает окислительно-восстановительной двойственностью. Напишите уравнения реакций взаимодействия углерода:
а) с кислородом, серой; б) с бором, кальцием. С помощью электронных уравнений докажете функции углерода в этих реакциях.
3. Как влияет понижение температуры и уменьшение давления на равновесие реакций:



4. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия:
а) NaHCO_3 и HCl
б) NaHCO_3 и NaOH
в) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и NaOH
г) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Ca}(\text{OH})_2$
5. Почему опасность отравления угарным газом при закрывании печей во время топки повышается по мере уменьшения накала углей? Для объяснения использовать тепловой эффект реакции образования CO .
6. Составьте уравнение реакции растворения кремния в растворе гидроксида натрия. Определите объем выделившегося водорода (н.у.), если прореагировало 0,8 кг кремния.
7. Написать уравнения реакций следующих превращений:



8. Как наиболее простым способом различить карбонат и силикат?
9. Как изменяются свойства оксидов в ряду
 $\text{CO}_2 - \text{SiO}_2 - \text{GeO}_2 - \text{SnO}_2 - \text{PbO}_2$?
10. Напишите уравнения реакций: а) оксида углерода (IV) с раствором гидроксида натрия, б) оксида свинца (IV) с раствором бромоводорода.
11. Почему соединения свинца (IV) обладают только окислительными свойствами? Используя ионно-электронный метод, закончите уравнения следующих реакций и расставьте в них коэффициенты:



12. Галогениды олова (II) проявляют в водных растворах восстановительные свойства, почему? Закончите уравнения следующих реакций. На основе ионно-электронных уравнений расставьте в них коэффициенты:



13. Как доказать опытным путем амфотерность гидроксида олова (II)? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.
14. При нагревании смеси нитратов натрия и свинца (II) образовалось 22,3 г PbO и выделилось 6,72 л смеси газов. Определить массу исходной смеси солей.
15. Определить массовую долю (%) растворенного вещества и нормальную концентрацию SnCl₂, полученного при смешивании 250 мл 22 %-ного раствора ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$).

II. ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ

1. Получение и свойства оксида углерода (IV)

- а) В аппарат Киппа положить кусочки мрамора и налить раствор HCl (1:4). Наблюдать выделение газа. Можно ли использовать для этой цели раствор H₂SO₄?



- б) Выделяющийся из аппарата Киппа газ пропустить в пробирку с водой, подкрашенной нейтральным раствором лакмуса. Что наблюдается? Написать уравнения реакций, происходящих при получении CO₂ и растворении его в воде в ионной форме.

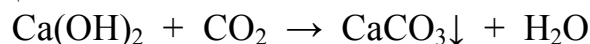
Полученный раствор CO₂ в воде, подкрашенный лакмусом, прокипятить. Изменяется ли цвет? Выразить уравнениями равновесие, существующее в водном растворе оксида углерода (IV). Как сместить это равновесие?



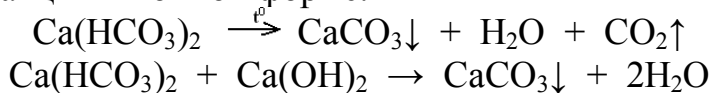
- в) Взять для опыта два стакана (или банки). Один из них наполнить CO₂ из аппарата Киппа. Проверить полноту наполнения сосуда газом с помощью горячей лучинки, поднесенной к отверстию стакана. В другой стакан бросить маленький кусочек ваты, смоченный спиртом, и поджечь его горячей лучинкой. Затем осторожно перелить CO₂ из первого стакана во второй. Что происходит? Проверить с помощью горячей лучинки, остался ли CO₂ в первом стакане. Какой вывод можно сделать о плотности CO₂?

2. Образование солей угольной кислоты

- а) В пробирку с известковой водой пропускать в течение 2-3 мин быстрый ток CO₂. Какие происходят изменения? Написать уравнения реакций в ионной форме. Назвать образующиеся соли. Написать их графические формулы. Сделать вывод об их растворимости в воде. Полученный раствор оставить для следующего опыта.



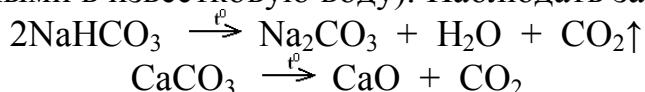
б) Раствор, полученный в опыте а), разлить в две пробирки. Одну из них нагреть, в другую добавить известковой воды. Написать уравнения происходящих реакций в ионной форме.



3. Свойства солей угольной кислоты

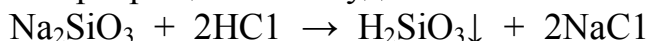
а) Испытать отношение к воде и к растворам HCl и CH₃COOH следующих солей: Na₂CO₃, MgCO₃, CaCO₃. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Объяснить наблюдаемые явления.

б) Испытать отношение к нагреванию NaHCO₃, Na₂CO₃, CaCO₃. Для этого небольшие порции солей прокалить в пробирках с газоотводными трубками (опущенными в известковую воду). Наблюдать за происходящим.



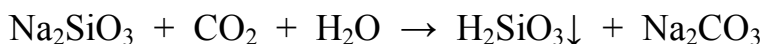
4. Получение кремниевой кислоты

а) Получение гидрогеля кремниевой кислоты. К 5 мл концентрированного раствора силиката натрия прибавить 2-2,5 мл разбавленного раствора соляной кислоты (1:1) и хорошо перемешать жидкость стеклянной палочкой. Вследствие выделения кремниевой кислоты все содержимое пробирки превращается в студень.



б) Получение гидрозоля кремниевой кислоты. К 3-5 мл раствора силиката натрия прибавить немного концентрированной HCl. Получается коллоидный раствор кремниевой кислоты. Нагреть его до кипения. Что наблюдается?

в) Вытеснение кремниевой кислоты из ее солей. В раствор силиката натрия пропустить ток CO₂ из аппарата Киппа. Наблюдать образование кремниевой кислоты. Какая из кислот: H₂SiO₃ или H₂CO₃ является более слабым электролитом?



5. Гидролиз солей кремниевой кислоты

а) Испытать нейтральным раствором лакмуса раствор силиката натрия. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме.

б) К 1-2 мл концентрированного раствора силиката натрия прилить при помешивании 2-3 мл насыщенного раствора хлорида аммония. Наблюдать образование осадка и газа. Написать уравнения гидролиза в молекулярной и ионной форме.

Лабораторно-практическое занятие № 16.
Химия биогенных элементов I A – II A группы (3 часа)

Цель: рассмотреть общую характеристику свойств элементов в соответствии с положением в периодической системе и строением атома.

План занятия

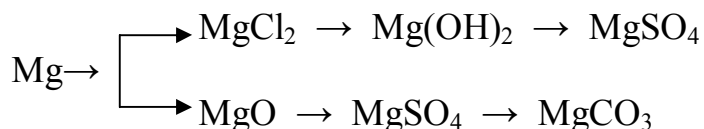
- I. Теоретический практикум.
- II. Лабораторный практикум.

I. ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ ПРАКТИКУМ

1. Сравните химические свойства водорода и щелочных металлов. Чем можно объяснить различие свойств водорода и щелочных металлов в то время, как строение высших энергетических уровней их атомов одинаково?
2. Чем отличаются по химическим свойствам соединения лития от соединений других щелочных металлов?
3. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



4. Допишите уравнения реакций, протекающих до конца. Дать объяснение.
 - а) $\text{K}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow$
 - б) $\text{KOH} + \text{CaCl}_2 \rightarrow$
 - в) $\text{NaCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - г) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - д) $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{KCl} \rightarrow$
5. Сколько потребуется смешать по объему 40 % - ного раствора NaOH и воды для приготовления 100 л 12 % - ного раствора NaOH?
6. Составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



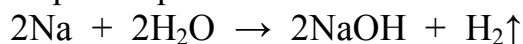
7. Какую массу гидроксида кальция следует прибавить к 162 г 5 % - ного раствора гидрокарбоната кальция до образования средней соли?
8. Сколько и какой соли образуется в растворе, если пропустить углекислый газ объемом 1,12 л через 50 мл 12 % - ного раствора едкого калия ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$) ?

II. ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ

1. Взаимодействие металлического натрия с водой

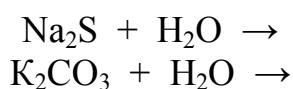
(Работу проводить за стеклом вытяжного шкафа)

Взять фарфоровую чашку с водой. Отрезать маленький кусочек натрия и, обсушив его фильтровальной бумагой, бросить в чашку с водой. Наблюдать за ходом реакции через стекло вытяжного шкафа. Защита стеклом необходима ввиду разбрызгивания раствора, происходящего в конце реакции. Испытать индикатором полученный раствор.



2. Гидролиз солей щелочных металлов

В четыре пробирки положить порознь по несколько кристалликов KNO_3 , Na_2S , KCl и K_2CO_3 . Прилить по 2–3 мл дистиллированной воды. Какие соли должны подвергаться гидролизу? Доказать это опытным путем. Написать уравнения реакций гидролиза.

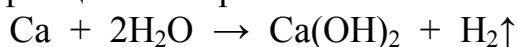


3. Окрашивание пламени солями щелочных металлов

Очищенную путем промывания в HCl и прокаливания платиновую или нихромовую проволоку внести в раствор какой-нибудь соли калия, а затем в несветящееся пламя газовой горелки. Наблюдать окрашивание пламени. Записать цвет пламени. То же проделать с солями лития и натрия. Проволоку после каждой соли промывать HCl и прокаливать до полного исчезновения окрашивания пламени.

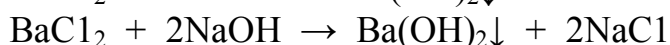
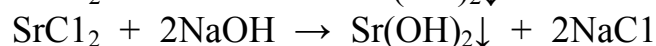
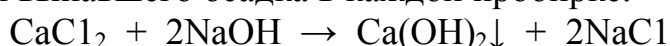
4. Восстановительные свойства кальция

Взаимодействие кальция с водой. В пробирку на 1/3 объема налить дистиллированную воду и опустить маленький кусочек кальция. Какой газ выделяется? Почему происходит помутнение раствора? Внести в раствор 1-2 капли раствора фенолфталеина. Что наблюдается? Будет ли аналогичная реакция протекать со стронцием и барием?

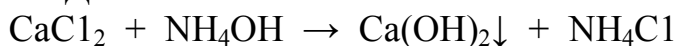


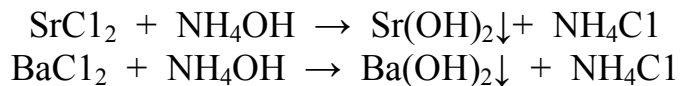
5. Получение гидроксидов щелочноземельных металлов

а) К одинаковому объему растворов CaCl_2 , SrCl_2 и BaCl_2 , взятых в отдельных пробирках, прилить разбавленный раствор NaOH . Обратит внимание на объем выпавшего осадка в каждой пробирке.



б) Повторить опыт, взяв вместо NaOH водный раствор (2 н.) аммиака, не содержащий примеси карбоната. Сравнить полученные результаты с предыдущим опытом. Дать объяснение.





6. Получение и свойства солей щелочноземельных металлов

а) Получение и свойства карбонатов щелочноземельных металлов. Получить в отдельных пробирках карбонаты кальция, стронция и бария из растворов соответствующих солей. Каков вид и цвет осадков? Нагреть содержимое пробирок. Обратит внимание на изменение вида осадков. Прилить во все пробирки разбавленный раствор HCl. Что происходит? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

б) Получение сульфатов щелочноземельных металлов. Получить в отдельных пробирках сульфаты кальция, стронция и бария из растворов соответствующих солей. Отметить цвет полученных осадков. Написать уравнения реакций. Испытать отношение осадков к разбавленным растворам HCl и HNO₃. Объяснить наблюдаемые явления.

7. Окрашивание пламени солями кальция, стронция и бария

Очистить платиновую или нихромовую проволоку, опуская ее в HCl и прокаливая в пламени газовой горелки. Затем опустить ее в раствор соли кальция и ввести в бесцветное пламя горелки. Наблюдать окрашивание пламени. Прodelать аналогичный опыт с солями стронция и бария. Записать цвет, в который окрашивают пламя соли щелочноземельных металлов.

Лабораторно-практическое занятие № 17.

Химия биогенных элементов III А группы (3 часа)

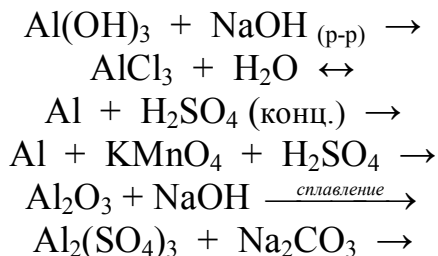
Цель: рассмотреть особенности строения атомов элементов главной и побочных подгрупп, изучить свойства бора и алюминия, отметить их биологическую роль

План занятия

- I. Теоретический практикум.
- II. Лабораторный практикум.

I. ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ ПРАКТИКУМ

1. Из каких природных соединений получают бор и алюминий? Какие химические или электрохимические процессы при этом используют? Написать уравнения реакций восстановления бора из оксида бора и схему электрохимических процессов, протекающих у электродов при электрохимическом производстве алюминия.
2. Как изменяются свойства оксидов элементов III А группы с увеличением порядкового номера? Составьте уравнения реакций взаимодействия оксида бора с раствором гидроксида натрия, а оксида алюминия с растворами хлороводородной кислоты и гидроксида калия.
3. Дописать уравнения реакций, подобрать коэффициенты:

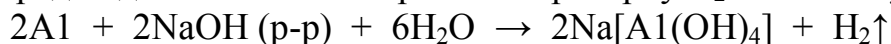


4. При растворении в соляной кислоте сплава магния с алюминием массой 50г выделился водород объемом 48,25 л (н.у.). Определить массовые доли (%) металлов в сплаве.
5. Как изменяются свойства оксидов элементов III A группы с увеличением порядкового номера? Составьте уравнения реакций взаимодействия оксида бора с раствором гидроксида натрия, а оксида алюминия с растворами хлороводородной кислоты и гидроксида калия.

II. ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ

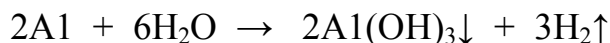
1. Взаимодействие алюминия со щелочами

В пробирку насыпать немного стружек алюминия и прилить 30%-ный раствор гидроксида натрия. Доказать опытным путем, что выделяющийся газ – водород. (Перед поджиганием газа провести проверку H_2 на чистоту.)



2. Взаимодействие алюминия с водой

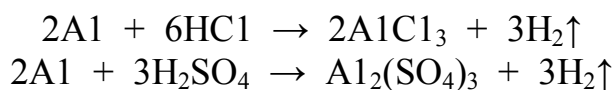
Положить в пробирку немного опилок алюминия и взболтать с 3-5 мл воды. Происходит ли реакция? Дать объяснение. Прокипятить опилки, добавить в пробирку 2-3 мл разбавленного раствора щелочи. Затем слить жидкость, несколько раз промыть опилки водой для удаления щелочи и оставить их постоять с водой. Через некоторое время наблюдать выделение пузырьков газа. Доказать опытным путем, какой газ выделяется. Написать уравнение реакции алюминия с водой. При каком условии возможна эта реакция?



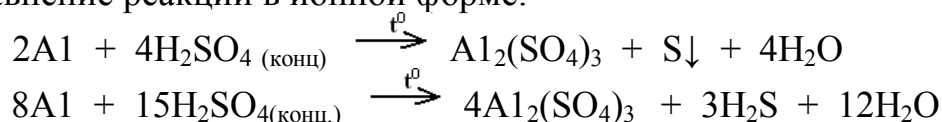
3. Взаимодействие алюминия с кислотами

(Опыт б) проводить в вытяжном шкафу)

а) В две пробирки положить немного стружек алюминия и прилить в одну пробирку 2 н. раствор HCl , в другую – 2 н. раствор H_2SO_4 . Сравнить активность взаимодействия алюминия с HCl и H_2SO_4 на холоде. Подогреть пробирки с разбавленными кислотами. Что наблюдается? Какой газ выделяется в обоих случаях на холоде и при нагревании? Написать уравнения реакций в ионной форме. Указать окислитель и восстановитель в этих реакциях.



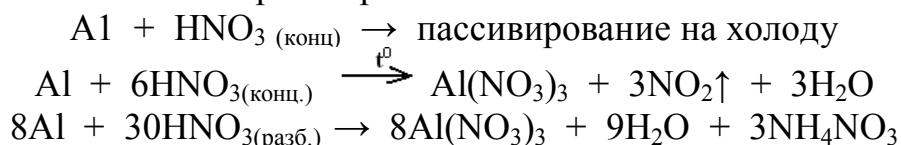
б) В пробирку опустить немного стружек алюминия и прилить концентрированной H_2SO_4 . Осторожно нагреть пробирку. Что наблюдается? Написать уравнение реакции в ионной форме.



в) Кусочек алюминия (предварительно очищенный наждачной бумагой) опустить в пробирку. Прилить немного концентрированной HNO_3 . Происходит ли растворение алюминия в концентрированной HNO_3 на холоде? Дать объяснение, что происходит с поверхностью алюминия при действии на нее холодной концентрированной HNO_3 . Через несколько минут вылить кислоту из пробирки осторожно, не встряхивая металла (почему?), промыть его 2-3 раза водой. Затем прилить концентрированной HCl . Наблюдать, происходит ли взаимодействие алюминия с HCl . Затем слить HCl , промыть металл водой и прилить снова концентрированную HNO_3 . Осторожно нагреть пробирку. Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции алюминия с концентрированной HNO_3 при нагревании.

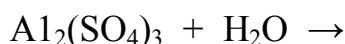
Испытать действие разбавленной азотной кислоты на алюминий.

На основании проведенных опытов сделать вывод, в каких кислотах и при каких условиях можно растворить алюминий.

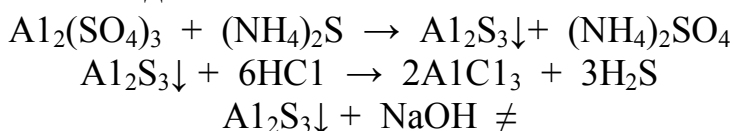


4. Гидролиз солей алюминия

а) Испытать раствор сульфата алюминия индикаторной бумажкой. Объяснить изменение цвета и сделать вывод о силе гидроксида алюминия как основания. Написать уравнения реакций ступенчатого гидролиза сульфата алюминия в молекулярной и ионной формах. Объяснить, почему гидролиз данной соли не идет до конца.

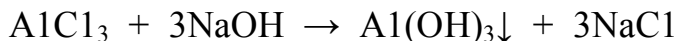


б) К раствору сульфата алюминия прибавить раствор сульфида аммония. Наблюдать выпадение осадка. Полученный осадок отфильтровать, промыть на фильтре водой и разделить на две части. К одной части прилить разбавленную HCl , к другой – раствор NaOH . Что происходит? Какой вывод о составе полученного осадка можно сделать на основании этих опытов?

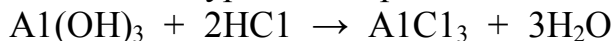


5. Получение гидроксида алюминия и исследование его свойств

а) К раствору соли алюминия в пробирке приливать по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка. Каков цвет и характер осадка? Что он собой представляет? Написать уравнение реакции в ионной форме.



б) Разделить осадок на две пробирки и исследовать его отношение к раствору HCl и к раствору NaOH. Сделать вывод о химическом характере гидроксида алюминия. Написать уравнения реакций в ионной форме.



Лабораторно-практическое занятие № 18

Биогенные элементы побочных подгрупп.

Особенности строения и свойства элементов семейства железа.

Хром и его соединения (3 часа)

Цель: изучить особенности строения элементов побочных подгруппы, выяснить зависимость свойств элементов от строения атомов, рассмотреть биологическую роль элементов побочных подгрупп

План занятия

- I. Теоретический практикум.
- II. Лабораторный практикум.

I. ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ ПРАКТИКУМ

1. Почему у элемента VII группы марганца преобладают металлические свойства, а расположенный в той же группе бром является неметаллом? Дайте ответ, исходя из строения их атомов.
2. Составьте уравнения реакций, характеризующих свойства соединений с низшей и высшей степенями окисления элементов подгруппы марганца.
3. Почему у хрома преобладают металлические свойства, тогда как находящаяся в одной группе с ним сера является типичным неметаллом?
4. Какие оксиды образует хром? Охарактеризуйте их свойства. Закончите уравнение реакций между: а) гидроксидом хрома (II) и раствором серной кислоты; б) гидроксидом хрома (III) и раствором гидроксида калия.
5. Какое соединение железа образуется, если на раствор сульфата железа (II) подействовать раствором гидроксида калия и полученный влажный осадок оставить на воздухе? Составьте уравнения реакций.
6. Осуществите превращения:
 - а) $\text{FeO} \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{K}_3[\text{Fe(OH)}_6]$
 - б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{CrOHSO}_4 \rightarrow \text{Cr(OH)}_3 \rightarrow \text{Na}_3[\text{Cr(OH)}_6]$
7. Вычислите $\Delta H_{298}^0 \text{Fe}_3\text{O}_4$, исходя из реакции:

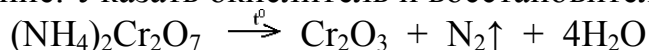
$$8\text{Al} + 3\text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow 4\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{Fe}, \Delta H = -3352,7 \text{ кДж}$$

II. ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ

1. Получение и свойства оксида хрома (III)

а) Насыпать в пробирку немного измельченного $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и закрепить ее наклонно в штативе. Отверстие пробирки направить в сторону от себя и от

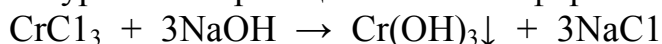
других работающих. Под пробирку положить лист бумаги. Нагреть верхний слой соли до начала реакции и затем нагревание прекратить. Объяснить происходящее явление. Указать окислитель и восстановитель в этом процессе.



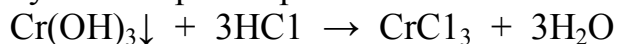
б) На полученный порошок оксида хрома (III) подействовать водой и разбавленной H_2SO_4 или HNO_3 . Растворяется ли оксид хрома (III) в воде и в разбавленных растворах кислот?

2. Получение и свойства гидроксида хрома (III)

а) В пробирку с раствором соли хрома (III) прибавлять по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка гидроксида хрома (III). Отметить цвет осадка. Написать уравнение реакции в ионной форме.

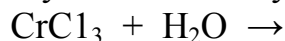


б) Разделить осадок на две пробирки. В одну из них добавить разбавленную кислоту, в другую – избыток щелочи. Написать уравнения реакций в ионной форме. Какими свойствами обладает гидроксид хрома (III)? Отметить окраску полученных растворов.



3. Гидролиз солей хрома

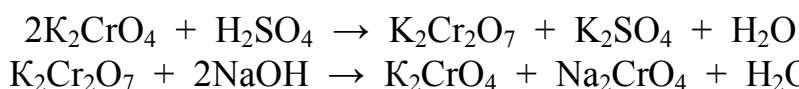
К раствору соли хрома (III) добавить нейтральный раствор лакмуса. Объяснить изменение цвета лакмуса. Написать уравнение реакции.



4. Условия существования в растворе хроматов и дихроматов

К 3-4 мл раствора хромата калия прилить раствор H_2SO_4 . Наблюдать изменение окраски. Объяснить происходящее явление. Написать уравнение реакции в ионной форме.

К полученному раствору прилить раствор щелочи. Наблюдать изменение цвета раствора. Объяснить это изменение. Наличием каких ионов обусловлены переходы окраски раствора? Какое равновесие устанавливается в водных растворах хроматов и дихроматов? Как влияет среда на сдвиг этого равновесия?



5. Взаимодействие железа с кислотами

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

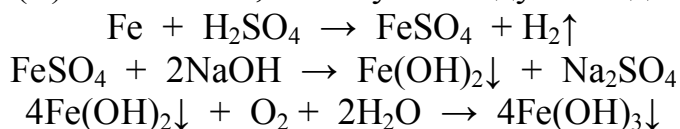
К небольшому количеству железных опилок в отдельных пробирках добавить разбавленные и концентрированные растворы HCl , H_2SO_4 , HNO_3 . Те пробирки, в которых реакция на холоде не идет, нагреть. Наблюдать

происходящие явления. Объяснить, почему в некоторых опытах реакция идет лишь при нагревании. Написать уравнения реакций.

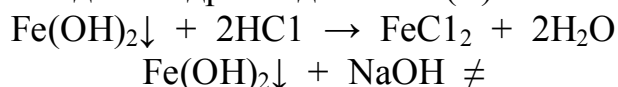


6. Получение гидроксида железа (II) и его свойства

а) Приготовить раствор сульфата железа (II) из опилок железа, взятых в избытке, и разбавленного раствора H_2SO_4 . 3-4 мл полученного раствора отлить в пробирку и прилить к нему раствор NaOH . Наблюдать образование осадка гидроксида железа (II). Объяснить, почему на воздухе осадок меняет цвет.

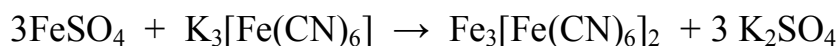


б) Испытать отношение $\text{Fe}(\text{OH})_2$ к разбавленному раствору HCl и избытку раствора едкой щелочи. Написать уравнение реакции в ионной форме. Какими свойствами обладает гидроксид железа (II)?



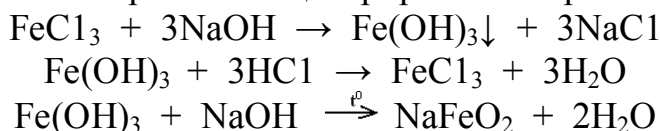
7. Реакция на ион Fe^{2+}

К раствору сульфата железа (II) прилить раствор гексацианоферрата (III) калия - красной кровяной соли. Что наблюдаете? Полученное вещество носит название турнбулевой сини $\text{Fe}_3^{+2}[\text{Fe}^{+3}(\text{CN})_6]_2$. Написать уравнение реакции в ионной форме.



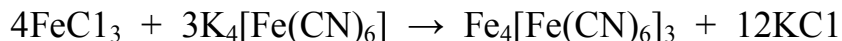
8. Получение и свойства гидроксида железа (III)

Получить гидроксид железа (III). Отметить его вид и цвет. Испытать отношение $\text{Fe}(\text{OH})_3$ к разбавленному раствору соляной кислоты и концентрированному раствору щелочи. Свежеосажденный $\text{Fe}(\text{OH})_3$ растворяется частично в горячих концентрированных растворах щелочей.

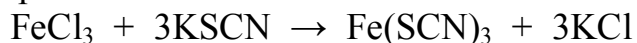


9. Реакция на ион Fe^{3+}

а) К раствору хлорида железа (III) прилить раствор гексацианоферрата (II) калия - желтой кровяной соли. Что происходит? Полученное вещество называют берлинской лазурью. Его формула $\text{Fe}^{+3}_4[\text{Fe}^{+2}(\text{CN})_6]_3$.



б) К раствору хлорида железа (III) прилить раствор роданида калия. Отметить цвет полученного раствора роданида железа (III). Написать уравнение реакции в ионной форме.



Рекомендуемая литература:

Основная литература

1. Коровин Н.В. Общая химия: учебник для вузов / Н.В.Коровин. – М.: Высшая школа, 2008.

Дополнительная литература

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия – М.: Высшая школа, 1998.
2. Ахметов Н.С. и др. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учебное пособие – М.: Высшая школа, 2002.
3. Бабич Л.В., Балезин С.А. и др. Практикум по неорганической химии – М.: Просвещение, 1991.
4. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебное пособие для нехимических специальностей вузов – Л.: Химия, 1987.
5. Глинка Н.Г. Общая химия: Учебное пособие для студентов нехимических специальностей вузов/ Под ред. В.А.Рабиновича – Л.: Химия, 1988.
6. Крестов Г.А., Березин Б.Д. Основные понятия современной химии – 2-е изд., испр. – Л.: Химия, 1986.
7. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия – М.: Химия, 1993.
8. Лидин Р.А. Справочник по общей и неорганической химии – М.: Просвещение, 1997.
9. Николаев Л.А. Неорганическая химия: Учебное пособие для педагогических институтов – М.: Просвещение, 1982.
10. Практикум по общей и неорганической химии: Учебное пособие для вузов / Л.Ю. Аликберова, Р.А. Лидин и др. – М.: Владос, 2004.
11. Демонстрационные опыты по общей и неорганической химии: Учебное пособие для вузов/ Б.Степин, Л.Ю.Аликбекова и др. – М.: Владос, 2003.
12. Лидин Р.А., Аликбекова Л.Ю., Логинова Г.П. Неорганическая химия в вопросах – М.: Химия, 1991.
13. Макареня А.А., Трифонов Д.Н. Периодический закон Д.И.Менделеева – М.: Просвещение, 1969.
14. Окислительно-восстановительные процессы и их направленность: Учебно-методическое пособие/ Э.Сидорская. – Арзамас: АГПИ, 2005.

ПРАКТИКУМ ПО ХИМИИ

Составители:

Татьяна Анатольевна Железнова

Елена Александровна Мохова

Учебно-методическое пособие

Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
«Нижегородский государственный университет им. Н.И. Лобачевского»
Арзамасский филиал
607220, Арзамас, ул. К.Маркса,36.

Подписано в печать 13.10.13. Формат 60×84 1/16.
Бумага офсетная. Печать офсетная. Гарнитура Таймс.
Усл. печ. л. 5,8. Уч.-изд. л.
Заказ № . Тираж 100 экз.

Отпечатано участок оперативной печати Арзамасского филиала ННГУ
Арзамасский филиал ННГУ
607220 г. Арзамас Нижегородской области, ул. К. Маркса, 36